

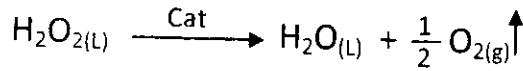
التفكك الحفزي لفوق أكسيد الهيدروجين

الهدف من التجربة :

تتبع سرعة تفكك فوق أكسيد الهيدروجين المحفز بثاني أكسيد المنجنيز وحساب قيمة ثابت سرعة التفاعل (k) وزمن نصف التفاعل ($t_{1/2}$).

مقدمة علمية:

أن محاليل فوق أكسيد الهيدروجين التي لا تحتوي على أي مادة مانعة (Inhibitor-Free) تتفكك مباشرة إلى ماء وأكسجين طبقاً للمعادلة التالية :



هذا التفكك الذاتي بطيء جداً ولكن معدل التفكك يسرع كثيراً بواسطة اضافة مواد صلبة

مثل ثاني أكسيد المنجنيز (MnO_2) أو البلاتين الغروي التي تقوم بدور مواد حافزة.

وهذا التفاعل يمكن تتبعه اما بواسطة جمع غاز الاكسجين المتصاعد أو بمعايرة محلول

فوق أكسيد الهيدروجين مع برمنجنات البوتاسيوم في وسط حمضي من حمض الكبريتيك

المخفف وسنقوم في هذه التجربة باستخدام الطريقة الثانية باستخدام حافز MnO_2 .

وهذا التفاعل يمثل تفاعل من الرتبة الأولى.

$$\ln \frac{a}{a-x} = Kt$$

$$\ln (a - x) = -Kt + \ln a$$

المواد المستخدمة :

(MnO_2) كعامل حفاز ، محلول KMnO_4 (0.02M) ، محلول H_2O_2 0.6% ، محلول (1M)

H_2SO_4

الأدوات :

ميزان حساس - سحاحة - ماصة - ورق مخروطي - كأس حجم 250mL - ساعة إيقاف

خطوات العمل :

- (1) ضعي 150 مل من محلول H_2O_2 0.6% في كأس 250 مل.
- (2) زني حوالي (0.05 g) من الحافز MnO_2 ثم أضيفيه إلى محلول فوق أكسيد الهيدروجين وشغلي ساعة الإيقاف لحساب زمن التفاعل.
- (3) بعد حوالي ثلاث دقائق خذي 10 مل من محلول فوق أكسيد الهيدروجين بالماصة وانقليها بسرعة إلى ورق معايرة يحتوي على حوالي 10 مل من حمض الكبريتيك المخفف (1M) وعائري بسرعة مع محلول برمنجنات البوتاسيوم واستمري في المعايرة حتى نقطة النهاية (ظهور اللون البنفسجي الفاتح) على أن تسجلي متوسط زمن المعايرة (mean time of titration) وهو زمن بداية المعايرة وزمن نهاية المعايرة ظهور اللون الوردي الفاتح ويجب أخذ متوسط زمن نصف التفاعل لأن عملية التفكك مستمرة أثناء المعايرة

(4) كرري الخطوة السابقة عند الأوقات التالية :

10min , 20min , 30min , 40min , 50min.

الحسابات :

جدولي نتائجك بالترتيب التالي t_{avg} , $a-x$, $\ln a-x$

حيث a : تركيز H_2O_2 الابتدائي قبل التفاعل.

$(a - x)$: هو كمية المتبقى من فوق أكسيد الهيدروجين بدلالة حجم برمنجنات البوتاسيوم.

t : متوسط زمن المعايرة

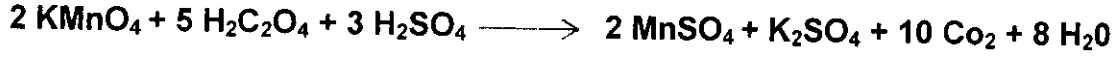
ارسمي العلاقة $\ln a-x$ مع t ثم استنتجي قيمة k واحسبي $t_{1/2}$

دراسة تفاعل الحفز الذاتي

الهدف من التجربة :

(1) - دراسة الحفز الذاتي وملاحظة فترة الحث.

(2) - تعيين رتبة التفاعل.



يحفز هذا التفاعل عن طريق أيونات المنجنيز الثنائي (Mn^{+2}) المتكونة من نفس المواد المتفاعلة ، لذلك يكون هذا التفاعل في البداية بطيء جدا ، حتى تتكون أيونات المنجنيز بكمية كافية لحفز التفاعل ، وبعدها يكون التفاعل سريع ، حتى انتهاء المواد المتفاعلة .

فترة الحث (Induction Period) : هي الفترة اللازمة لتكوين أيونات المنجنيز الثنائي بكمية كافية لحفز التفاعل.

* نحصل على رتبة التفاعل من القانون :

$$(t_{1/2})_1 / (t_{1/2})_2 = (a_2/a_1)^{n-1}$$

n ← رتبة التفاعل

a_1, a_2 ← تركيزين ابتدائيين مختلفين

t_1, t_2 ← زمن نصف التفاعل للتركيزين

وبمعرفة a_1, a_2 و t_1, t_2 نوجد الرتبة (n)

طريقة العمل :

(1) - حضري خليطين مختلفين في التركيز الابتدائي بالنسبة لبرمنجنات البوتاسيوم ، وفق الترتيب الموضح لإضافة المحاليل ، مع بدء ساعة الإيقاف عند إضافة نصف كمية البرمنجنات:

الحجم الكلي للخليط	0.02M KMnO_4 باستخدام مخبر	H_2O باستخدام سحاحة	1M H_2SO_4 باستخدام السحاحة أو الماصة	0.1M $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ باستخدام ورق قياسى	الخليط الحجم بـ ml
160	30	20	10	100	(1)
160	15	40	5	100	(2)

لكل خليط أجري الخطوات التالية :

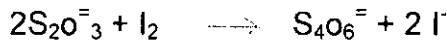
(2) - عند مرور دقيقتين على بدء التفاعل اسحبى 10 ml من خليط التفاعل ، وضيفها في ورق يود ، به كمية زائدة (excess) من KI (5%) يوديد البوتاسيوم باستخدام مخبر تقريبا 15 ml

(وذلك لإيقاف التفاعل تماما بين برمنجنات البوتاسيوم و حمض الاكساليك) :



(3) - أتركي الدورق مغطى لمدة 5 دقائق على الأقل حتى يتحرر اليود .

(4)- عابري اليود الناتج بثيوكبريتات الصوديوم $0.01M Na_2S_2O_3$ مستخدمة دليل النشا ، مع اتباع الطريقة الصحيحة لمعايرة اليود .



- كرري خطوات 2 ، 3 ، 4 عند كل زمن موضح بالجدول ، و سجلي نتائجك .

** حضري خليطين (blank) بنفس التركيز الابتدائي للبرمنجنات اضيفي 100 ml من الماء المقطر بدلا من حمض الاكساليك ثم كرري خطوات 2 ، 3 ، 4 على محلول (blank) مرتين فقط (دون تحديد للزمن) وسجلي متوسط حجم المعايرة الناتج .

النتائج:

	ml of $Na_2S_2O_3 = I_2 = (a - x)$	
t_{min}	الخليط (1)	الخليط (2)
2		
4		
6		
8		
10		
12		
15		
20		
25		
30		
40		
blank		

الحسابات:

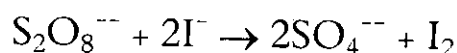
- (1)- حجم ثيوكبريتات الصوديوم الناتج من المعايرة يكافئ اليود الذي بدوره يكافئ المتبقي من برمنجنات البوتاسيوم الغير متفاعلة مع حمض الاكساليك ($a-x$) .
- (2)- حجم ثيوكبريتات الصوديوم الناتج من معايرة محلول blank يكافئ التركيز الأصلي لبرمنجنات البوتاسيوم (a)
- (3)- ارسمي علاقة بين الزمن t و ($a-x$) = حجم ثيوكبريتات الصوديوم الناتج من المعايرة ومن المنحنى الناتج أوجدني زمن نصف التفاعل t
- (4)- بمعرفة a_1 ، a_2 و t_1 ، t_2 أوجدني (n) رتبة التفاعل .
- (5)- سجلي ملاحظاتك على المنحنى الناتج موضحة المراحل المختلفة التي يمر بها التفاعل .
- (6)- سجلي ملاحظاتك و احتياطاتك على التجربة العملية.

التأثير الحفزي للأملاح

Catalytic Salt Effect

الهدف من التجربة :

دراسة التأثير الحفزي لمالح كلوريد الصوديوم (NaCl) على ثابت سرعة تفاعل أيونات اليود وفوق كبريتات البوتاسيوم.



ولدراسة هذه المعادلة, سوف ندرس التفاعل بين يوديد البوتاسيوم (KI) , وفوق كبريتات البوتاسيوم ($K_2S_2O_8$), في أوساط لها قوى أيونية مختلفة, بإستخدام كلوريد الصوديوم (NaCl) كمحلول إلكتروليتي لا يشترك في التفاعل.

فكرة التجربة:

في هذه التجربة سندرس فرضية برونستديوم (Bronsted-Bjerrum) المتعلقة بتأثير إضافة الأملاح على سرعة التفاعل, ويفترض هذان العالمان أن التفاعل بين الأيونات يتم على أساس تكوين معقد وسطي يتفكك أحاديًا ليعطي نواتج.

والتفاعل بين الأيونات (A,B) التي شحناتها (Z_A, Z_B) يمكن أن يمثل كما يلي :-



وقد استخدم هذان العالمان شكلاً مبسطاً من معادلة ديبي هيكل (Debye-Huckel) لإشتقاق المعادلة التالية :-

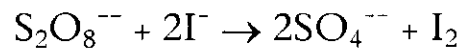
$$\log K = \text{Constant} + Z_A Z_B \sqrt{I}$$

حيث k يمثل ثابت سرعة التفاعل و I أو μ " في بعض المراجع " تمثل القوة الأيونية (ionic strength) لوسط التفاعل

ماهي القوة الأيونية ؟؟

كما يتضح من العلاقة أعلاه التي تربط بين سرعة التفاعل والقوة الأيونية, وتبين أن التأثير الأساسي لإضافة ملح متعادل "مثل ملح كلوريد الصوديوم NaCl" إلى أن تفاعل يحتوي على أيونات متشابهة الشحنة (Similar Charge) سيكون موجباً أما التفاعل الذي يحتوي على شحنات مختلفة فإنه سيحصل له إعاقة عند زيادة القوة الأيونية.

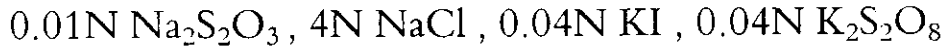
وفي هذه التجربة سندرس التفاعل بين أيونات اليود والفوق كبريتات :



المعادلة السابقة تحتوي على أيونات متشابهة الشحنة من المواد المتفاعلة ؛ مما يؤدي إلى تأثير إيجابي على التفاعل , حيث أنه عند زيادة القوة الأيونية بزيادة حافز ملح كلوريد الصوديوم ؛ ستزيد سرعة التفاعل وذلك لأن الايونات متشابهة

الطريقة العملية :

لديك المحاليل التالية:



2- حضري المخاليط الخمسة التالية بالترتيب ما عدا فوق الكبريتات :-

تركيب المخلول الحجم ml	1	2	3	4	5
H ₂ O	50	40	30	20	10
4N NaCl	-	10	20	30	40
0.04N KI	25	25	25	25	25
0.04N K ₂ S ₂ O ₈	25	25	25	25	25

3- إبدأي بالمخلوط رقم (1), وضعي الكميات المطلوبة بنفس الترتيب المعطى في دورق نظيف وجاف, وعند إضافة المحلول الأخير $[S_2O_8^{--}]$, نبدأ بتشغيل ساعة الإيقاف ثم نخلط المحاليل ونغلق الدورق, وبعدها نبدأ بخلط المحاليل لتكوين المخلوط الثاني على أن يكون إضافة المحلول الأخير في المخلوط الثاني بعد مرور خمس دقائق بالضبط من بدء الوقت, ثم نكمل خلط باقي المحاليل على أن تبقى المدة الزمنية بين مخلوط وآخر ثابتة وتساوي خمس دقائق.

4- بعد مرور 25 دقيقة, نعمل معايرة للمخلوط الأول بأخذ 25ml من مخلوط التفاعل ثم نعاير اليود المتحرر مع محلول ثيوكبريتات الصوديوم باستخدام كاشف النشا , وتكرر نفس العملية لباقي المخاليط. نعاير إلى أن يتحول لونه إلى الأصفر الفاتح ثم نضيف كاشف النشا ونعاير حتى الوصول إلى نقطة التكافؤ بتحويله إلى لون شفاف.

5- بعد مرور حوالي 50 دقيقة على بدء التفاعل, نعمل معايرة أخرى للمخلوط الأول ولباقي المخاليط.

الحسابات

ففي كل خليط يكون تركيز أيونات $[S_2O_8^{--}]$ يساوي 0.01N ??

1- حيث أن عيارية الفوق كبريتات $K_2S_2O_8$ في كل مخلوط تساوي عيارية محلول الثيوكبريتات المستخدم في المعايرة أي 0.01N , وحيث أننا استخدمنا 25ml من مخلوط التفاعل, فإن التركيز الابتدائي لكل من $S_2O_8^{--}$ و I^- يمكن أن يعتبر مكافئاً لـ 25ml من محلول الثيوكبريتات, وإذا كان حجم الثيوكبريتات الناتج من المعايرة عند الزمن t هو x ml, فإن تركيز المتبقي من كل متفاعل يصبح مكافئاً لـ (25-x) من محلول ثيوكبريتات الصوديوم, وبالتعويض في المعادلة المبسطة لتفاعل من الرتبة الثانية نحصل على المعادلة التالية:

$$K = \frac{x}{a(a-x)} \times \frac{1}{t} = \frac{x}{0.01N(25-x)} \times \frac{1}{t}$$

تعيين الوزن الجزيئي لبوليمر

Determination of Mwt of polymer

مقدمة نظرية :

ترتبط النسبة بين لزوجة محلول متعدد الجزيئات ζ ولزوجة المذيب ζ_0 و الوزن الجزيئي للمذاب M بالعلاقة التالية :

$$1 \leftarrow \frac{[(\frac{\zeta}{\zeta_0}) - 1]}{C} = KM^\alpha$$

K: مقدار ثابت يتعلق بالمذاب و المذيب و درجة حرارة النظام الغروي وبالنسبة للغروي اسيتات السيليلوز $K = 1.49 \times 10^{-4}$

α : تابع للتركيب الجزيئي قيمته تساوي 0.82

$[(\zeta/\zeta_0)-1]$: تعبر عن اللزوجة النوعية و يرمز لها بالرمز ζ_{sp}

C: وزن المذاب الصلب المذاب في 100ml من المذيب "الأسيتون"

بالتعويض في 1 نحصل على :

$$2 \leftarrow \frac{\zeta_{sp}}{C} = KM^\alpha$$

وعند رسم العلاقة (ζ_{sp} / C) مع C فان قيمة اللزوجة الناتجة من الرسم عندما يكون التركيز مساويا للصفر يطلق عليها اللزوجة الذاتية $[\zeta]$

$$3 \leftarrow [\zeta] = \lim_{C \rightarrow 0} \frac{\zeta_{sp}}{C}$$

وفي حالة المحاليل الغروية المخففة جدا " اقل من 1% " يمكن تطبيق المعادلة التالية :

$$4 \leftarrow [\zeta] = KM^\alpha$$

اما العلاقة بين اللزوجة والكثافة والزمن للمحاليل عند مرورها في جهاز قياس اللزوجة هي :

$$5 \leftarrow \frac{\zeta}{\zeta_0} = \frac{d \times t}{d_0 \times t_0}$$

t, t_0 : زمن سريان المذيب النقي والمحلول على التوالي

d, d_0 : كثافة المذيب النقي و المحلول على التوالي .

وفي حالة التراكيز المخففة جدا يمكن اعتبار كثافتي المحلول والمذيب متساويتين وعندها تصبح المعادلة بالشكل التالي :

$$6 \leftarrow \frac{\zeta}{\zeta_0} = \frac{t}{t_0}$$

طريقة العمل :

١ . تقاس لزوجة المذيب باستخدام جهاز قياس اللزوجة على أن يغسل الجهاز بالمحلول مرتان قبل قياس اللزوجة ثم يوضع حوالي 10ml من المحلول ويقاس زمن سريان

المذيب t_0

٢ . يغسل الجهاز باستخدام الاسيتون ثم بالمحلول المطلوب ثم يعبأ بمحلول تركيزه

0.2g/100ml من محلول اسيتات السليلوز المذاب في الاسيتون

٣ . يخفف المحلول السابق للحصول على التراكيز كما في الجدول

C g /100ml	t sec	$\frac{\zeta}{\zeta_0} = \frac{t}{t_0}$	$[(\zeta/\zeta_0) - 1] = \zeta_{sp}$	(ζ_{sp} / C)
0.2				
0.4				
0.6				
0.8				
1				

٤ . يحسب الزمن اللازم لسريان كل من هذه المحاليل عند درجة حرارة ٢٥م مع مراعاة ان نبدأ بالمحلول المخفف ثم الأعلى تركيزا مع غسل الجهاز مرتين بالاسيتون بعد كل

محلول

٥ . تدون النتائج في جدول كالتالي :

٦. نرسم (ζ_{sp}/C) مع C و نقطة التقاطع مع الخط المستقيم مع المحور الصادي تحدد

قيمة اللزوجة الذاتية بوحدة 10^2 ml g^{-1}

٧. نحسب الوزن الجزيئي للبوليمر باستخدام المعادلة 4

الامتزاز

الهدف من التجربة:

تحديد ايزوثيرم الامتزاز لحامض الخليك من محلول مائي بواسطة الكربون

مقدمة نظرية:

عملية الامتزاز هي زيادة تركيز مادة معينة على سطح سائل أو مادة صلبة عن تركيزها في المحلول الأصلي أو بتعبير آخر الامتزاز هو تجمع المادة على سطح فاصل ، تسمى المواد التي يحدث على سطحها الامتزاز - المواد المازة - **adsorbent** وتسمى المواد الممتزة **adsorbates**

أنواع الامتزاز:

- 1- الامتزاز الفيزيائي : وفيه تكون القوى المسؤولة عن الامتزاز من نفس نوع القوى التي تكون بين جزيئات السائل أي قوى فاندرفالس وتبعاً لذلك تكون الحرارة الناتجة عن الامتزاز صغيرة
- 2- الامتزاز الكيميائي وفي هذه الحالة يتكون مركب وتبعاً لذلك تكون كمية الحرارة الناتجة عن الامتزاز كبيرة

يعتمد الامتزاز لكمية معينة من المادة الصلبة التي يحدث على سطحها الامتزاز على الضغط وتركيز الغاز الذي يحدث له الامتزاز وكلما زاد الضغط أو التركيز زادت كمية المادة الممتزة .

يلاحظ أن كمية المادة الممتزة على أي سطح تقل بارتفاع درجة الحرارة وذلك لأن جميع أنواع الامتزاز طاردة للحرارة ، كما يلاحظ أنه عند درجة حرارة ثابتة تزداد كمية المادة الممتزة مع زيادة تركيزها في المحلول.

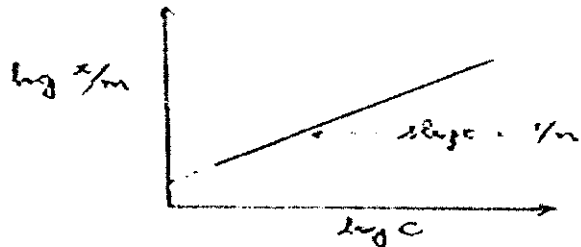
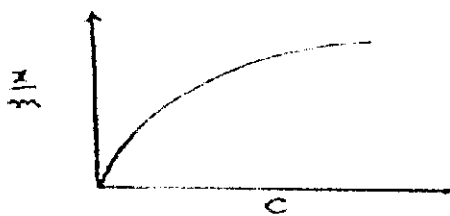
أيزوثيرمات الامتزاز:

العلاقة التي تربط بين كمية المذاب الممتز **X** وكتلة المادة المازة **m** بتركيز المحلول عند الاتزان **C** (**g/L**) تعرف بمعادلة فريندلش **Freundlich** والتي تنطبق على الغازات أو على المذيبات في المحاليل.

يمكن التعبير عن معادلة فريندلش بالعلاقة اللوغاريتمية والخطية كما يلي

$$\log(x/m) = \log k + (1/n)\log c , \quad x/m = Kc^{1/n}$$

ويمكن تمثيلها بيانياً حسب الرسم البياني أدناه



وتكون وحدة ثابت السرعة عبارة عن لتر / وزن مكافئ دقيقة "وحدة تركيز".

2- نحسب قيمة ثابت السرعة حسب المعادلة السابقة عند الزمنين 25 min , 50 min ثم نحسب المتوسط لكل خليط, ويجب أن تكون قيم K1 , K2 متقاربة (± 0.05).

3- أحسب القوة الأيونية لكل مخلوط من العلاقة:

$$\mu = \frac{1}{2} \sum M z^2$$

حيث M هي المولارية, و Z هي تكافؤ كل أيون في وعاء التفاعل.

4- جداولي النتائج لكل مخلوط بالترتيب التالي:

t , x , K1 , K2 , mean K , log mean K
, μ , \sqrt{u}

5- ارسمي العلاقة بين $\log K$ و \sqrt{u} , ثم علقي على الرسم من خلال نتائجك.

النتائج والحسابات:

سجلي نتائجك التي حصلت عليها في جدول كالآتي

	مولارية الحمض الأصلية M1	مولارية الحمض المتبقية M2	مولارية الحمض الممتز M	وزن الحمض الممتز X	x/m	Log x/m	Log M2
1							
2							
3							
4							
5							

1- احسبي تركيز الحمض بعد الامتزاج **M2** من العلاقة التالية

$$M \times V = M \times V$$

2- احسبي كمية الحامض الممتزة من العلاقة

$$x = M \times V \times M_{wt} / 1000$$

$$M = M1 - M2 \text{ حيث ان}$$

3- ارسمي العلاقة البيانية بين **M2** على المحور الأفقي ، **x/m** على المحور الرأسي

4- ارسمي العلاقة البيانية **log M2** على المحور الأفقي ، **log x/m** على المحور الرأسي

5- تحقق من ايزوثيرم الامتزاج

الرتبة والميكانيكية في التفاعلات الأيونية

Order and mechanism in ionic reactions

الهدف من التجربة :

إيجاد رتبة التفاعل لكل مادة متفاعلة و استخدام طريقة عزل المتغيرات لإيجادها ومن ثم إيجاد الرتبة الكلية للتفاعل .

خلفية علمية :

سبق لمعظم الطالبات التعرف على أكسدة Br^- بواسطة BrO_3^- والمعادلة الموزونة (التي لا تدل على ميكانيكية أو حركية التفاعل) تعطى كالتالي



كما يظهر من المعادلة السابقة فالشحنات السالبة تبدو وكأنها تصطدم وتتفاعل بالرغم من التنافر المتبادل بينها . ولتحديد أو قياس رتبة التفاعل (التي تدل على اعتماد سرعة التفاعل على التركيز) لكل متفاعل يجب أن يلقي الضوء على الخطوة المحددة لسرعة التفاعل في الميكانيكية المفصلة.

ونقارن بين سرعة التفاعل بقياس الزمن اللازم لتغير معين في التركيز ، ويمكن الوصول لهذا بإضافة كمية ثابتة من الفينول في كل مرة مع دليل الميثيل الأحمر فيتفاعل الفينول بسرعة مع Br_2 الناتج من التفاعل أعلاه وزوال الكمية الثابتة من الفينول يتطلب كمية معينة من Br_2 وحال ما تتكون كمية من Br_2 زائدة عن الكمية المعينة فإن الميثيل الأحمر يحصل له تبييض أي يختفي اللون الأحمر بسبب تفاعل البروم الزائد مع الميثيل الأحمر وكلما كان التفاعل سريعا كلما قل الزمن اللازم لاختفاء لون الدليل أي كلما قل الزمن اللازم للحصول على محلول عديم اللون وهكذا فإن زمن اختفاء لون الدليل يصبح وسيلة سهلة ومناسبة لقياس معدل التفاعل

بالنسبة للتفاعل الكلي فإنه يمكن كتابة قانون سرعة التفاعل العملي كما يلي :

$$\text{Rate} = \frac{d[\text{Br}_2]}{dt} = k [\text{H}^+]^a [\text{Br}^-]^b [\text{BrO}_3^-]^c \quad (1)$$

حيث a, b, c هي رتبة المتفاعلات على التوالي ومن الممكن أن تكون أعدادا صحيحة أو كسرية وذلك يعتمد على الميكانيكية المفصلة ، ومن الممكن أن تكون صفرا بالنسبة لأحد المتفاعلات فعندما لا يعتمد المعدل على تركيز $[\text{H}^+]$ مثلا فإن هذا يعني أن رتبة التفاعل بالنسبة للهيدروجين تساوي الصفر

لقياس سرعة التفاعل يكون تركيز الفينول المضاف ثابت بحيث يكون زمن اختفاء لون الدليل بعد تحول 10% من المتفاعلات لتكوين Br_2

إن معدل التفاعل يتناسب عكسيا مع الزمن t اللازم لإنتاج كمية معينة من Br_2 ومن ثم

$$\frac{1}{t} \propto \text{rate}$$

$$\frac{1}{t} = \text{constant} \times \text{rate}$$

بالتعويض عن قيمة سرعة التفاعل من المعادلة 1

$$\frac{1}{t} = \text{constant} \times k [\text{H}^+]^a [\text{Br}^-]^b [\text{BrO}_3^-]^c \quad (2)$$

وبأخذ اللوغاريتم للمعادلة

$$\text{Log } \frac{1}{t} = \text{Log Cons} + \text{Log } k + a \text{ Log } [\text{H}^+] + b \text{ Log } [\text{Br}^-] + c \text{ Log } [\text{BrO}_3^-] \quad (3)$$

لاستنتاج رتبة التفاعل عمليا تجرى سلسلة من التجارب نثبت فيها تراكيز $[\text{Br}^-]$ و $[\text{BrO}_3^-]$

ونغير تركيز $[\text{H}^+]$ ثم نقيس زمن اختفاء لون الدليل وعند رسم العلاقة 2 نرسم $\log 1/t$ مع $\log [\text{H}^+]$ ويكون ميل الخط المستقيم هو قيمة الرتبة a ، ان تغير تركيز $[\text{H}^+]$ يتغير بتغير تركيز حمض HClO_4 الذي يعتبر حمض قوي لأنه يتفكك تفكك كامل

وتكرر نفس الطريقة السابقة للحصول على b و c وهذه الطريقة معروفة حركيا باسم طريقة عزل المتغيرات **isolation of variables**

أن جميع المتفاعلات تعتبر أيونات ولذلك فإن سرعة التفاعل يمكن أن تتأثر بالحيود عن السلوك المثالي بواسطة المحلول ولكي نقلل هذا التأثير فسيتم العمل على محاليل متماثلة في البيئة أو الوسط الأيوني أي محاليل ذات قوة أيونية متماثلة.

المحاليل الأساسية المستخدمة هي

0.5M NaNO_3 , 0.03M phenol , 0.5M HClO_4 , 0.6M KBr , 0.3M KBrO_3 ,
methyl red indicator

احتياطات التجربة:

- 1- كل تجربة تتضمن خلط حجوم مختلفة من المحاليل السابقة مع ابقاء الحجم الكلي دائما ثابت ويساوي 50 ml
- 2- تخلط المحاليل في أنابيب اختبار واسعة مغموسة في كأس كبير يقوم بدور حمام مائي (ثيرموستات)
- 3- من الضروري أن تكون درجة حرارة الحمام ثابتة بقدر الامكان لجميع التجارب فاجعلي درجة حرارة الماء هي نفسها درجة حرارة الغرفة وتأكدي من ثبات درجة الحرارة بقياسها عدة مرات أثناء التجربة ويجب أن يكون مستوى الماء في الحمام المائي أعلى من مستوى المحلول في الأنبوبة الزجاجية حتى تتساوى درجة الحرارة في جميع أجزاء المحلول
- 4- لتحديد رتبة التفاعل يتم تغيير تركيز كل متفاعل 3-4 مرات مع تثبيت تراكيز باقي المتفاعلات على أن يبقى حجم المحلول ثابتا 50 ml والقوة الأيونية ثابتة والجدول أدناه يحوي إيضاح لتجربة نموذجية ومشاركه تستخدم للمتفاعلات الثلاث

الطريقة العملية:

لإجراء هذه التجربة توضع محاليل الفينول والبروميد والبرومات والماء ونواتر الصوديوم معا في أنبوبة اختبار مع إضافة 2-3 نقط من دليل الميثيل الأحمر ، ويوضع حمض البيركلوريك في أنبوبة أخرى وتوضع الأنبويتان في الحمام المائي لمدة 5-10 دقائق ثم تخلط محتويات الأنبويتين بسرعة مع تشغيل ساعة الايقاف لحظة اضافة الحمض ثم يتم تحريك المحلول بالساق الزجاجية وعند اختفاء لون الميثيل الاحمر (أي عندما يصبح المحلول أبيض) يتم اغلاق الساعة ويتم تحديد زمن التفاعل بدقة

Run 1

المكون	التركيز الابتدائي M	الحجم ml	التركيز الابتدائي بعد الخلط
KBrO ₃	0.3	5	0.03 M
KBr	0.6	10	0.12 M
HClO ₄	0.5	10	0.1 M
NaNO ₃	0.5	5	0.05 M
Phenol	-	10	-
H ₂ O	-	10	-
Total		50 ml	0.3 M

النتائج والحسابات :

لمعرفة القوة الأيونية في المحلول المستخدم في Run1 نلاحظ أن جميع الالكترونوليتات المستخدمة هنا أحادية الشحنة ومن قانون القوة الأيونية

$$I = 1/2 \sum C_i Z_i^2$$

C_i ← هو تركيز المادة i Z_i ← هي شحنة الايون i

وحيث أن جميع الاملاح وحمض البيركلوريك يتأين تأين كامل وتام (الفينول ليس مادة اليكترولتيه) فإن قانون القوة الايونيه يصبح

$$I = 1/2 \sum C_i$$

ولو اردنا حساب القوة الايونيه الناتجة عن مركب $KBrO_3$

فتكون كالتالي :

$$I = 1/2(.03+.03)=.03$$

وبذلك تكون القوة الأيونيه مساوية للتركيز الابتدائي بعد الخلط وحيث ان القوة الأيونيه يجب ان تكون لها قيمه ثابتة في جميع التجارب وتساوي 0.3 فإننا لكي نضبط القوة الأيونيه نستخدم محلول $NaNO_3$ ولحساب الحجم المطلوب نأخذ مثال Run1 فإن القوة الأيونية الناتجة عن المحاليل الثلاثة $HClO_4, KBr, KBrO_3$ هي

$$I = \sum C_i = 0.03 + 0.12 + 0.1 = 0.25$$

ولكي تصبح القوة الأيونية مساوية لـ 0.3 فإن تركيز نترات الصوديوم يجب ان يكون 0.05M ولكي نحسب الحجم المطلوب من $NaNO_3$ فإننا نطبق قانون التخفيف

بعد المزج $n_1 = n_2$ قبل المزج

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$0.5 \times V = 0.05 \times 50$$

$$= 5 \text{ ml}$$

وبذلك استطعنا حساب القوة الأيونية وحساب حجم نترات الصوديوم المطلوب وبجمع الاحجام وطرحها من 50 ml نستطيع حساب حجم الماء المطلوب

اعمل ثلاث تجارب لكل مادة بالإضافة الى Run1 على أن تثبتي تركيز مادتين وتغيري تركيز الثالثة ، مع ملاحظة أنه يمكنك مضاعفة حجم $KBrO_3$ لكن لا يمكنك مضاعفة حجم KBr و $HClO_4$ في هذه التجارب ، لماذا؟ حاولي تجنب التجارب ذات الزمن القصير جدا (أقل من 20 ثانية) أو الطويل جدا (أكثر من 5 دقائق) حيث أنها تكون غير دقيقة

معالجة النتائج والحسابات :

1- لكل مادة متفاعله ارسمي علاقة بين لوغاريتم زمن اختفاء لون الدليل ولوغاريتم تركيز المادة المتفاعلة من المعادلة 3 نلاحظ أنه يجب أن نحصل على خط مستقيم ميله يعطي رتبة التفاعل

سجلي نتائجك لكل مادة في جدول كما يلي

المادة	C	Log C	t	1/t	Log 1/t

ميكانيكية التفاعل :

الان تم تحديد قانون سرعة التفاعل ونحاول الاستفادة من هذه المعلومات في ميكانيكية التفاعل التي تتضمن عدة تفاعلات

ان قانون سرعة التفاعل يرجع الى الخطوة البطيئة المحددة لسرعة التفاعل ، هل تستطيعين اقتراح خطوة ابتدائية تؤدي الى قانون السرعة المقترح تذكرني أن:

أ- الأيونات ذات الشحنة المتشابهة تتنافر

ب- خطوات التفاعل المستقلة المتضمنة الخطوة البطيئة المحددة لسرعة التفاعل نادرا ما تتضمن تصادمات بين أكثر من جزيئين

ج- يظهر في التفاعل محلول الحمض لذلك فإن أحماض كثيرة متفككة يمكن أن تتواجد مثل $\text{HBrO}_3, \text{HBr}$

د- التفاعل ذو طاقة تنشيط منخفضة نسبيا 60 kJ / mol

هـ- افترضني أن الخطوة البطيئة هي



كيف يمكنك ربط هذا بقانون السرعة الناتج ؟

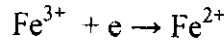
Nernst Equation

الهدف من التجربة :

تهدف هذه التجربة لإثبات معادلة نيرنست للزوج Fe^{3+} / Fe^{2+} وتعيين جهد الاختزال القياسي (E^0) للزوج Fe^{3+} / Fe^{2+}

النظرية العلمية :

عند وجود العوامل Fe^{2+} و Fe^{3+} معافانه يحصل الاتزان التالي :

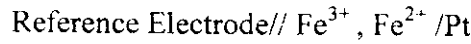


ويكون جهد قطب Pt (ϵ) المغموس في محلول من Fe^{3+} و Fe^{2+} من معادلة نيرنست

$$\epsilon = \epsilon^0 + \frac{2.3RT}{nF} \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$$

حيث E^0 هو جهد الاختزال القياسي للزوج Fe^{3+} / Fe^{2+}

وعند استعمال قطب مرجعي مثل الكالوميل أو الفضة (Reference Electrode) فإن جهد الخلية التالية :



$$E = E^0 + \frac{2.3RT}{nF} \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$$

حيث E جهد الخلية و E^0 جهد الخلية القياسي

وعند تغير تركيز كل من $[Fe^{2+}]$, $[Fe^{3+}]$ بإضافة محلول $[Fe^{3+}]$ وقياس جهد الخلية ثم رسم E مع تغير

$\log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$ يمكن استنتاج قيمة E^0 و E^0 وكذلك قيمة $\frac{2.3RT}{nF}$ مع العلم بأن جهد قطب الفضة القياسي

يساوي 0.222V

طريقة العمل :

1. في كاس نظيف ومجفف سعة 200ml تقريبا ، ضعي 40ml من 0.10 M FeSO₄ واغمسي القطب المزدوج (بلاطين – فضة قياسي) بعد غسله وتجفيفه .

2. أضيفي من السحاحة الأحجام التالية من محلول 0.20 M FeCl₃

4,10,16,25,40,60,100,140 ml

3. اخلطي جيدا بعد كل إضافة ثم سجلي قراءات الجهد من جهاز قياس الجهد

معالجة النتائج :

1. اكتبى تركيز كلا من Fe²⁺ ، Fe³⁺ بدلالة الحجم المضاف V

2. احسبى قيمة الكسر $\frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$ ثم دوني النتائج في جدول يحتوي على الخانات التالية :

$$V_{Fe^{3+}} (ml) , E(V) , \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}, \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$$

3. ارسمي $\log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$ مع جهد الخلية E ، ماذا نستنتج من شكل الرسم ؟

4. أوجدى الجهد القياسي E⁰ ثم احسبى الجهد القياسي E⁰ علما بان قطب الفضة القياسي يمثل قطب

الانود في الخلية .

5. لتحقيق معادلة نيرنست احسبى الميل وقارنية بالقيمة النظرية للمقدار $\frac{2.3RT}{nF}$

الدوال الثيرموديناميكية للخلية

Thermodynamic functions of cell

الهدف من التجربة:

تهدف هذه التجربة لتعيين التغير في دوال الحالة وهي ΔG , ΔH , ΔS عند 25°C وذلك عن طريق تعيين التغير في جهد الخلية بدلالة درجة الحرارة عند ضغط ثابت أي

النظرية العلمية:

إن التغير في الطاقة الحرة ΔG ، التغير في المحتوى الحراري ΔH ، التغير في الانتروبي ΔS لتفاعل كيميائي عند ضغط ثابت يرتبط بالعلاقة

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

أما التغير في الطاقة الحرة لتفاعل عكسي (reversible) فيعطى من العلاقة

$$\Delta G = -nFE$$

حيث E هو جهد الخلية عند 25°C وعند مفاضلة العلاقة 2 مع درجة الحرارة نحصل على

$$\frac{\partial \Delta G}{\partial T} = -nF \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right) p$$

حيث أن قيمة ΔS يعطى من المعادلة

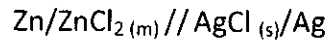
$$\Delta S = - \frac{\partial \Delta G}{\partial T} = nF \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right) p$$

وبالتالي يمكن كتابة معادلة جيبس - هلمهولتز بالصورة التالية

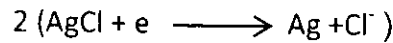
$$\Delta G = \Delta H + T \frac{\partial \Delta G}{\partial T}$$

$$\Delta H = -nFE + TnF \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right) p$$

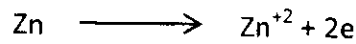
طريقة عمل الخلية:



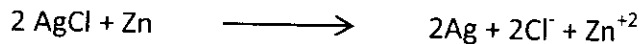
تتكون الخلية من الاقطاب اعلاه حيث يتكون الكاثود من قطب من الفضة مغموس في محلول مشبع من KCl وعند اضافة قطرات من $0.2M \text{AgNO}_3$ فإن AgCl يترسب أما الأنود فيتكون من قطب من الزنك مغموس في محلول $0.1M \text{ZnCl}_2$



تفاعل الكاثود هو



تفاعل الأنود



طريقة العمل:

- 1-يوضع قطب الزنك في محلول $0.1M ZnCl_2$ 50 ml في الحمام المائي بعد تنظيفه جيدا
- 2-يوضع قطب الفضة في انبوبة زجاجية تحتوي على محلول مشبع من KCl ولها توصيلة جانبية مغموسة في محلول $ZnCl_2$ وطرفها مسدود بقطعة صغيرة من ورق الترشيح ثم تضاف قطرتان من محلول $AgNO_3$ لتكوين راسب AgCl

- 3-يوصل القطبان بجهاز الجهد ثم يقاس فرق الجهد عند درجات الحرارة التالية:

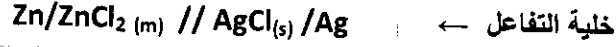
15,20,25,30,35,40,45 C°

الحسابات:

- 1-ارسمي التغير في جهد الخلية مع درجة الحرارة ثم احسبي $p \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)$ وذلك من ميل الخط المستقيم
- 2-احسب الدوال التالية : $\Delta G, \Delta H, \Delta S$ من المعادلات السابقة مع ملاحظة أن قيمة n هي عدد الالكترونات في معادلة الأكسدة والاختزال

(متوسط معامل الفاعلية بواسطة طريقة القوة الدافعة الكهربائية)
 " Activity coefficient by E.M.F method "

الخلفية العلمية :



القوة الدافعة الكهربائية E.M.F (E) للخلية تعطى من العلاقة التالية :

$$E = E_{\text{AgCl}} - E_{\text{Zn}}$$

▪ E_{AgCl} = الجهد لقطب كلوريد الفضة .

▪ E_{Zn} = الجهد لقطب الزنك .

حساب جهد القطب لكل منهما :

$$E_{\text{AgCl}} = E^{\circ}_{\text{AgCl}} - \frac{RT}{F} \ln a_{-}$$

$$E_{\text{Zn}} = E^{\circ}_{\text{Zn}} - \frac{RT}{2F} \ln \frac{a_{+}}{a_{m}}$$

حيث a_{-} هي فعالية أيون الكلور Cl^{-} ، a_{+} هي فعالية أيون الزنك و a_m هي فعالية معدن الزنك
 و بذلك فإن جهد الخلية الكلي يكون :

$$E = E_c - E_a = E_{\text{AgCl}} - E_{\text{Zn}}$$

$$(1) \quad E = (E^{\circ}_{\text{AgCl}} - E^{\circ}_{\text{Zn}}) - \left[\frac{RT}{F} \ln a_{-} \right] - \left[\frac{RT}{2F} \ln \frac{a_{+}}{a_m} \right]$$

وعند توحيد المقامات وفك الكسر وبترتيب المعادلة أعلاه نحصل على :

$$E = E^{\circ} - \frac{2RT}{2F} \ln a_{-} - \frac{RT}{2F} \ln a_{+} + \frac{RT}{2F} \ln a_m$$

حيث :

▪ E° = الجهد القياسي للخلية (Standard E.M.F)

▪ وبما أن a_m مقدار ثابت فإنه يمكن دمجه مع E° والحصول على ثابت جديد هو \bar{E} .

$$E = \bar{E} - \frac{RT}{2F} \ln a_-^2 - \frac{RT}{2F} \ln a_+$$

$$(2) \quad E = \bar{E} - \frac{RT}{2F} \ln a_-^2 a_+$$

وحيث أنه ليس من الممكن حساب فاعلية أيون منفرد بل يمكن تعيين متوسط الفعالية الأيونية (a_{\pm}) Mean Ionic Activity لذلك فإنه لمحللول إلكتروليتي يتفكك ويعطي v_+ كاتيون و v_- أنيون , وبذلك يكون متوسط الفعالية الأيونية بدلالة الفعالية الأيونية المنفردة :

$$(a_{\pm})^v = (a_+)^{v_+} \times (a_-)^{v_-}$$

حيث قيمة (γ) تعطى من العلاقة :

$$v = v_+ + v_-$$

وفي تجربتنا أصبح متوسط الفعالية الأيونية لمركب $ZnCl_2$:

$$(a_{\pm})^3 = (a_+)^1 \times (a_-)^2$$

وبالتعويض في المعادلة 2 :

$$E = \bar{E} - \frac{RT}{2F} \ln(a_{\pm})^3$$



$$(3) \quad E = \bar{E} - \frac{3RT}{2F} \ln(a_{\pm})$$

ومتوسط الفعالية الأيونية (a_{\pm}) يرتبط بمتوسط المولالية الأيونية (m_{\pm}) و متوسط معامل الفعالية الأيونية (γ_{\pm}) بالعلاقة التالية :

$$(4) \quad a_{\pm} = m_{\pm} * \gamma_{\pm}$$

بالتعويض من معادلة (4) في المعادلة (3) نحصل على :

$$(5) \quad E = \bar{E} - \frac{3RT}{2F} \times \ln(m_{\pm} * \gamma_{\pm})$$



المعادلة (5) هي المعادلة المستخدمة لحساب قيمة متوسط معامل الفعالية (γ_{\pm}) وذلك باستخدام محاليل بتركيزات مختلفة من $ZnCl_2$ وتحسب القوة الدافعة المركزية لهذه المحاليل , و بمعلومية (\bar{E}) يمكن حساب (γ_{\pm}) لمحلول مختلفة التركيزات

إن قيمة الثابت (\bar{E}) يمكن إيجادها بيانياً بالطريقة التالية بعد ترتيب المعادلة (5) :

$$E + \frac{3RT}{2F} \times \ln(\gamma_{\pm}) = \bar{E} - \frac{3RT}{2F} \times \ln(m_{\pm})$$

وبتحويل (\ln) إلى (\log) نحصل على :

$$(6) \quad E + \frac{6.909 \cdot RT}{2F} \times \log(\gamma_{\pm}) = \bar{E} - \frac{2.303 \cdot RT}{2F} \times \log(m_{\pm})^3$$

إن معامل الفعالية يمكن أن يكتب بدلالة القوة الأيونية كما يلي :

$$(7) \quad \log(\gamma)_{\pm} = -0.5 |Z_+ Z_-| * \sqrt{I} + CI$$

حيث:

- علامة |...| تدل على القيمة المطلقة " أي الموجبة " .
- Z_+ = عدد الشحنات التي يحملها الكاتيون .
- Z_- = عدد الشحنات التي يحملها الأنيون .
- C = مقدار ثابت .
- I = القوة الأيونية للمحلول .

بالتعويض من المعادلة (7) في المعادلة (6) نحصل على :

$$E - \frac{6.909 \cdot RT}{2F} * \sqrt{I} + \frac{6.909 RT}{2F} * CI = \bar{E} - \frac{2.303 \cdot RT}{2F} \times \log(m_{\pm})^3$$

ولمحلول كلوريد الزنك ($ZnCl_2$) الذي مولاليته (m) فإن :

$$\left\{ \begin{array}{l} \blacksquare m_{+} = m \\ \blacksquare m_{-} = 2m \end{array} \right.$$

وبذلك يمكن حساب المولالية بهذا الشكل :

$$(m_{\pm})^3 = (m)^1 * (2m)^2 = 4m^3$$

القوة الأيونية للمحلول تعطى من المعادلة التالية :

$$I = \frac{1}{2} \sum c_i Z_i^2$$

وحيث أن المحاليل المستخدمة هي محاليل مخففة جداً فإنه يمكن إهمال الفرق بين المولالية و المولالية وتكون قيمة I هي :

$$I = 3M$$

بالتعويض عن قيمة I نحصل على :

$$E - \frac{6.909 \cdot RT}{2F} * \sqrt{3m} + \frac{2.303 \cdot RT}{2F} * \log (4m)^3 = \bar{E} - \frac{6.909 \cdot RT}{2F} \times 3c m$$

Y



المعادلة الأخيرة تستخدم لحساب قيمة (\bar{E}) بيانياً وذلك برسم الحد الأيسر من المعادلة وسنسميه "Y" مع المولالية (m) فنحصل على خط مستقيم وتكون قيمة القاطع هي (\bar{E}) .

الأدوات و الجهاز المستخدم :

- قطب فضة .
- قطب زنك .
- جهاز لقياس الجهد PH meter .
- المحلول الأساسي ZnCl_2 (0.01 M) .
- محلول AgNO_3 (0.01 M) .
- محلول مشبع من KCl .
- أنبوبة زجاجية لها وصله جانبية .
- 2 كأس سعة 80 ml .
- ورق صنفرة .
- حامل .

طريقة العمل :

1. تصفير الجهاز في البداية ثم يوضع على وضعية (Stand by) .
2. تحضير 50 مل من المحاليل من محلول ZnCl_2 (0.01 M) بالتركيز التالية :
0.0005 , 0.001 , 0.003 , 0.005 , 0.008 M
3. تنظيف قطبي الفضة و الزنك جيداً بإجراء الصنفرة لهما ثم يجففان ثم يوصلان بالجهاز
4. نبدأ بالمحلول الأقل تركيزاً من ZnCl_2 ويوضع في كأس صغير وجاف سعة 80 ml ثم يغمس قطب الزنك في المحلول .
5. تملأ الأنبوبة الزجاجية بمحلول KCl المشبع , ثم يغلق طرفها الجانبي بإحكام بقطعة صغيرة من ورق الترشيح , ثم تضاف قطرات من محلول AgNO_3 (نلاحظ تكون راسب أبيض AgCl) , ثم يغمس قطب الفضة فيها بحيث يلامس الراسب AgCl .
6. نستخدم الزر المناسب لقياس الجهد ونسجل القراءة بعد أن يثبت الجهد (3 -5 ثوان) .
7. يوضع الجهاز على وضع (Stand By) مرة أخرى ويعاد المحلول إلى الدورق الحجمي لحين الحاجة إليه , ويغسل الكأس ويجفف وتكرر نفس العملية مع بقية المحاليل

النتائج والحسابات :

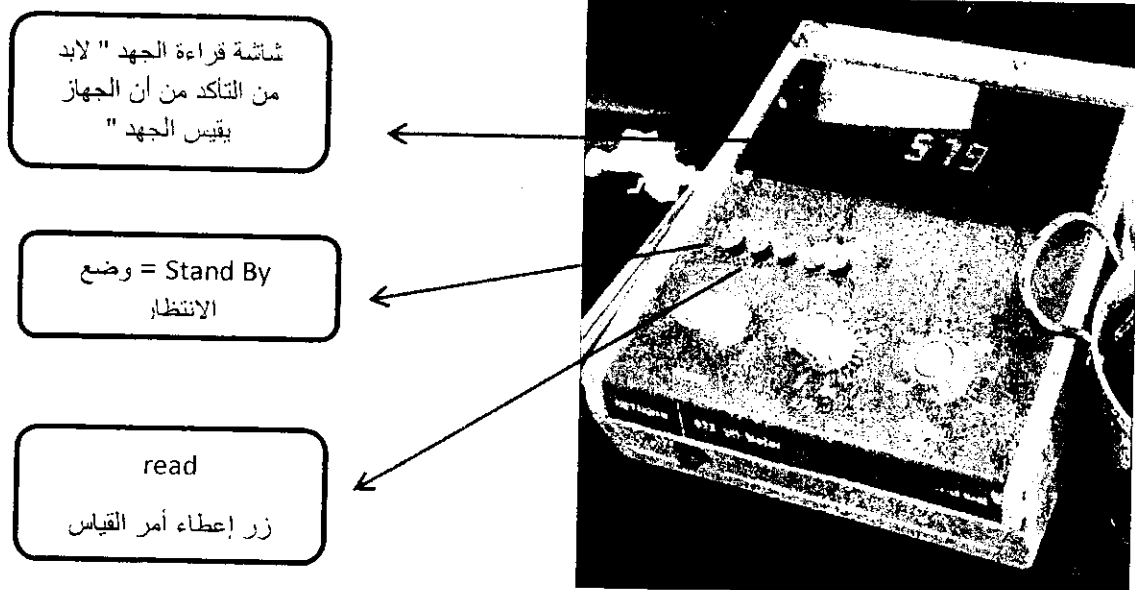
1-سجلي النتائج في جدول يوضح قيمة الجهد لكل محلول واحسبي قيمة γ ثم أوجدي (\bar{E}) بيانياً من خلال رسم العلاقة الموضحة بالمعادلة الاخيرة بين الحد (γ) و المولارية (m):



2-احسبي قيمة متوسط معامل الفعالية (γ_{\pm}) لكل محلول من المعادلة 5 ثم علقي على النتائج موضحة العلاقة بين (γ_{\pm}) وتركيز المحلول .

الإحتياطات :

- الصنفرة الجيدة لأقطاب الزنك و الفضة .
- عدم ملاسة المقبض للمحلول .
- التأكد من وجود الراسب بشكل كافي او يتم زيادة محلول AgNO_3 وان يلامس قطب الفضة الراسب المتكون AgCl .
- التأكد من ان ورق الترشيح أسفل الانبوبة موضوع بإحكام و انه لا ينفذ أي قطرة من المحلول الذي بداخل الأنبوبة .
- معرفة كيفية تشغيل الجهاز والتأكد من وضعه على stand by اثناء التبديل بين المحاليل .



438 chem

surface tension التوتر السطحي

الهدف من التجربة:

تعيين التوتر السطحي لسائل باستخدام طريقتين

drop weight method-a

drop number method-b

مقدمة نظرية:

التوتر السطحي هو القوة المبذولة بواسطة وحدة الطول dyne/cm أو الشغل المبذول بواسطة وحدة المساحة ergs/cm^2 على سطح السائل الذي يقاوم التمدد على مساحة السطح

Drop weight method

التوتر السطحي لسائل يرتبط مع وزن القطرة للسائل الذي ينزل بحرية من نهاية أنبوب بواسطة العلاقة:

$$\gamma = \frac{mg}{2\pi r} \times f \quad (1)$$

حيث أن γ هو التوتر السطحي و m هي كتلة قطرة واحدة من السائل و g هي الجاذبية الأرضية و r هو قطر الأنبوب و f هو معامل التصحيح الذي يعتبر دالة تحدد نظريا ويمكن تحديدها معمليا باستخدام محلول معلوم قيمة التوتر السطحي له.

و حيث أن $2, \pi, r, f$ كلها ثوابت وتساوي F وبالتالي يمكن كتابة العلاقة كما يلي:

$$\gamma = m \times F \quad (2)$$

خطوات العمل:

- 1- أوزني كأس فارغ نظيف و جاف وليكن a
- 2- استخدمني سحاحة لإسقاط 20 قطرة من الماء في الكأس ثم أوزني الكأس وليكن b
- 3- أوجدني وزن القطرة الواحدة من العلاقة $m = \frac{b-a}{20}$
- 4- من خلال معرفة قيمة التوتر السطحي للماء والذي يساوي 72.8 dyn/cm عند درجة حرارة 25°C أوجدني قيمة F من المعادلة 2

5- كرري الخطوات 1 و2 و3 على السائل الآخر واحسبي قيمة التوتر السطحي له

Liquid	a	b	m	F	Y
Water					
benzene					

Drop number method

يمكن تعيين التوتر السطحي لسائل مجهول بواسطة حساب عدد النقاط n في حجم محدد من السائل (0.5-1 ml) باستخدام سحاحة تحت ظروف متشابهة ولا بد من قياس التوتر السطحي للماء عند نفس الظروف السابقة باستخدام نفس السحاحة.

سوف نستخدم العلاقة أدناه لحساب التوتر السطحي

$$\frac{\gamma_1}{\gamma_2} = \frac{n_2 \cdot d_1}{n_1 \cdot d_2}$$

خطوات العمل:

1- احسبي عدد القطرات المتساقطة من 1 ml من H_2O باستخدام ماصة نظيفة وكرريها 3 مرات

2- أعيدي الخطوة السابقة على السائل المجهول

3- املئي الجدول أدناه واستخدمي العلاقة اللازمة لتعيين التوتر السطحي للسائل المجهول

Liquid	Y	n	d
Water	72.8		1
benzene			0.879

أستاذة المقرر

سلوى الرشيدان