

تجارب الحركة الكيميائية

إرشادات عامة للسلامة في مختبر الكيمياء

يجب على كل طالب قراءة الإرشادات التالية :

- ١- يجب أن لا تعمل بمفردك داخل المعمل.
- ٢- عدم إجراء تجارب غير مصرح بها.
- ٣- عدم التدخين، الأكل أو الشرب في المعمل.
- ٤- يجب استخدام البصيلة الماصة أو أي أدوات مناسبة لملئ الماصة المدرجة وعدم اللجوء إلى السحب بواسطة الفم.
- ٥- تجنب استنشاق الأبخرة الكيميائية بقدر الإمكان
- ٦- تبليغ المشرف عند الحوادث ، ويجب اللجوء إلى الطبيب المختص لمعالجة الجروح والحروق، وفي حالة استنشاق الأبخرة الضارة.
- ٧- التعرف على أماكن طفايات الحريق ، خزنة الإسعافات الأولية ، صنبور الأمان ونافورة العين.
- ٨- عدم أخذ المحاليل الكيميائية من المعمل.
- ٩- التعامل مع كل المحاليل الكيميائية بحرص شديد.
- ١٠- عدم إعادة المحاليل إلى الزجاج (الأصلية).
- ١١- يجب تغطية زجاجات الأحماض المركزة والقواعد وغسل القطرات التي تسقط منها بماء الصنبور.
- ١٢- اجعل طاولتك خالية من المتعلقات الشخصية مثل الملابس، الكتب أو الحقائب وبعد الإنتهاء من التجربة اغسل أدوات التجربة .

١٣ - إذا دخلت مادة كيميائية داخل عينيك يجب غسلها بماء الصنبور من النافورة لمدة ١٥ إلى ٢٠ دقيقة.

١٤ - عدم ضغط السدادات على الأنابيب الزجاجية وتشحيم الأنبوب .

١٥ - ربط الشعر الطويل أثناء إجراء التجارب في المعمل، وارتداء بالطو المختبر (اللاب كوت) أثناء تواجذك في المختبر.

التجربة (١): التحلل الحفزي لـ فوق أكسيد الهيدروجين

Catalytic Decomposition of Hydrogen Peroxide

يتحلل محلول فوق أكسيد الهيدروجين (الماء الأكسجيني) تلقائياً وببطء ليُعطي الأكسجين والماء وفق المعادلة التالية:



وقد لوحظ أن معدل التفكك يزداد بوجود مواد صلبة حفازة – مثل ثاني أكسيد المنجنيز (MnO_2) أو البلاتين الغروي، حيث تعمل كعوامل حفازة. ويمكن متابعة سير التفاعل إما بمعايرة فوق أكسيد الهيدروجين بواسطة برمنجنات البوتاسيوم في وسط حمضي أو بواسطة تجميع غاز الأكسجين المنطلق من تفاعل التفكك.

تعيين ثابت معدل تفكك فوق أكسيد الهيدروجين المحفز بواسطة ثاني أكسيد المنجنيز مع إيجاد زمن عمر النصف ($t_{1/2}$).

خطوات العمل:

١- ضع 100 ml من محلول فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 0.5% داخل دورق مخروطي.

٢- أضف إلى المحلول حوالي 0.05 g من ثاني أكسيد المنجنيز وسجل زمن بداية التفاعل (شغل ساعة الايقاف).

٣- بعد مرور 5 دقائق اسحب بوساطة الماصة 10 ml من الخليط وضعها في دورق مخروطي، وأضف إليها 20ml من H_2SO_4 (1M) وعاير بسرعة بوساطة محلول برمنجنات البوتاسيوم $KMnO_4$ (0.02M) الموجود في السحاحة وسجل حجم المعايرة (البرمنجنات تعمل كدليل ذاتي).

٤- كرر الخطوة رقم (٣) على فترات زمنية 10, 15, 20, 25 دقيقة .

الحسابات:

التفاعل من الرتبة الأولى؛ لذا فإن المعادلة الحركية تكون :

$$\log (a-x) = \log (a) - kt/2.303$$

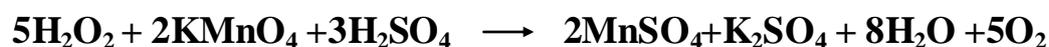
إن حجم $KMnO_4$ يمثل حجم محلول H_2O_2 غير المتفكك (المتبقي)

(a-x) عند الزمن (t) . رتب النتائج التي حصلت عليها في الجدول المخصص ، وارسم العلاقة البيانية بين $\log (a-x)$ على المحور الصادي و (t) على المحور السيني، وأوجد ميل الخط المستقيم حيث أن:

$$slope = \frac{-K}{2.303}$$

ومنه أوجد قيمة (k) ثم قيمة $(t_{1/2})$ من القانون: $t_{1/2} = \ln 2 / k$

معادلة تفاعل برمنجنات البوتاسيوم مع فوق أكسيد الهيدروجين في وجود حمض الكبريت .



النتائج :

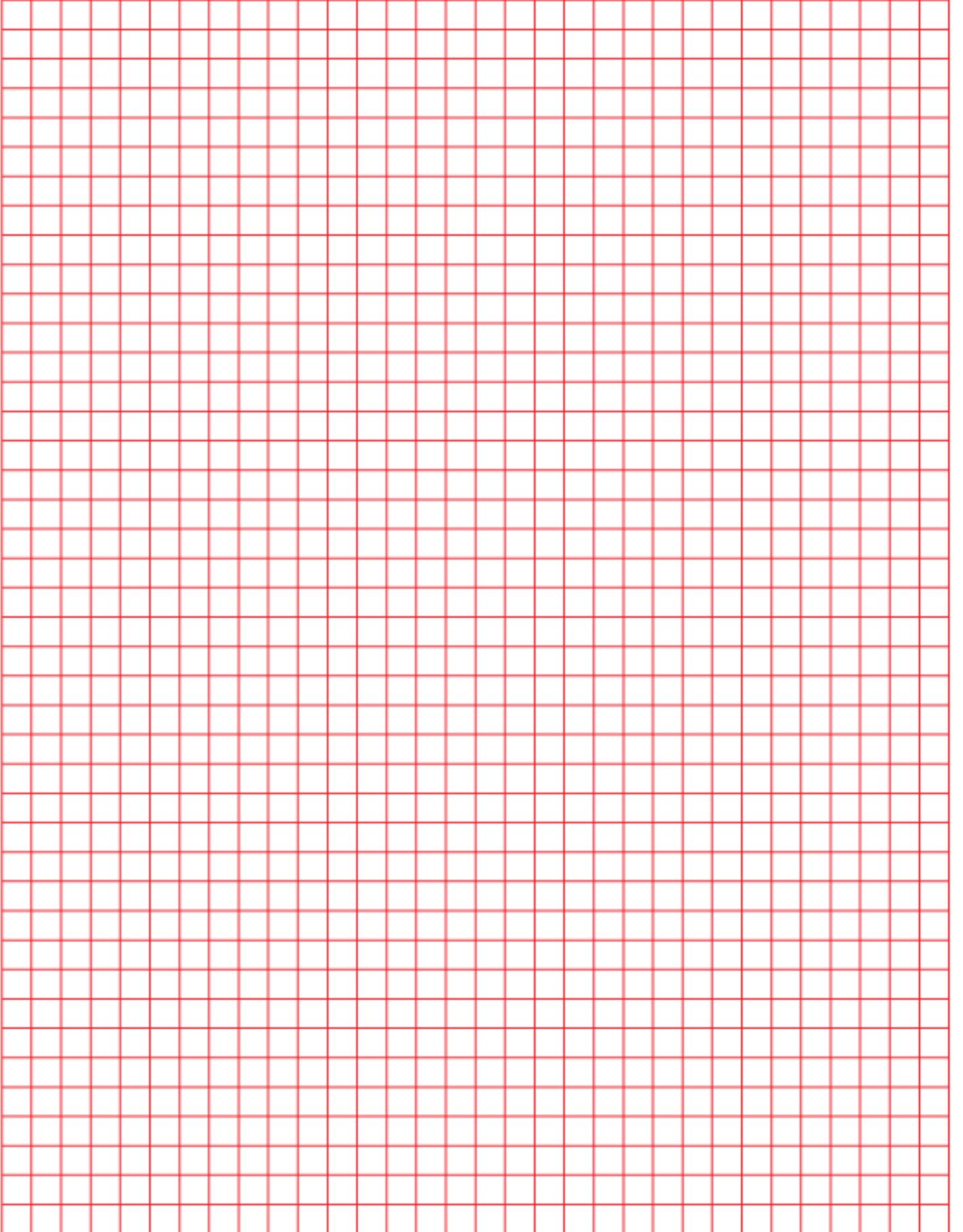
t (min)	V _(ml) of (KmnO ₄) (a - x)	Log(a - x)
5		
10		
15		
20		
25		

الحسابات :

- أوجد قيمة (k) :

- أوجد قيمة عمر النصف (t_{0.5}) :

رسم بياني



التجربة (٢): التأثير الحفزي للملح

Catalytic Salt Effect

تتعلق فرضية برونستد - بييرم Bronsted - Bjerrum بتأثير إضافة الملح على معدل سرعة التفاعل. وحسب ما يقوله العالمان فإن التفاعل بين الأيونات من المفترض أن يمر عبر تكوين معقد وسطي **Intermediate Complex** الذي يتفكك بشكل أحادي الجزيء ليعطي النواتج. فمثلاً، يمكن تمثيل التفاعل بين الأيون A ذو الشحنة Z_A والأيون B ذو الشحنة Z_B كالآتي:



وبالإعتماد على معادلة "ديباي - هوكل" Debye - Huckel استطاع العالمان اشتقاق العلاقة التالية:

$$\text{Log } k = \text{log } k_0 + Z_A Z_B \sqrt{I}$$

حيث أن: k_0 : ثابت معدل سرعة التفاعل عند التخفيف اللانهائي .

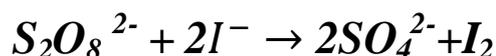
k = ثابت معدل سرعة التفاعل.

I = الشدة الأيونية لوسط التفاعل .

ومن العلاقة يتضح أن التأثير الأولي لإضافة ملح متعادل إلى تفاعل يحتوي علي أيونات من نفس الشحنة هي زيادة ثابت معدل سرعة هذا التفاعل حيث تصبح قيمة $(Z_A Z_B)$ موجبة ، في حين أن التأثير يكون عكسياً إذا وجدت أيونات مختلفة الشحنة.

دراسة التأثير الحفزي لكوريد الصوديوم على ثابت معدل سرعة

التفاعل بين فوق كبريتات البوتاسيوم ويوديد البوتاسيوم.



يمكن متابعة معدل سرعة التفاعل بإضافة تراكيز مختلفة من ملح

NaCl (المتعادل) لتكوين أوساط مختلفة الشدة الأيونية.

خطوات العمل:

١- داخل خمسة دوارق مخروطية ذات أغطية اخلط المحاليل كما في

الجدول،

وعند وضع آخر محلول من كل مخلوط شغل ساعة الإيقاف لحساب

الزمن.

المخلوط	1	2	3	4	5
المحلول					
H ₂ O(distilled)	50 ml	40 ml	30 ml	20 ml	10 ml
4M NaCl	---	10 ml	20 ml	30 ml	40 ml
0.04 M KI	25 ml				
0.04 M K ₂ S ₂ O ₈	25 ml				

- ٢- بعد مرور 15 دقيقة على المخلوط الأول اسحب منه 25 ml
بالماصة وضعها في ورق مخروطي نظيف ثم عاير اليود الناتج
من التفاعل بسرعة مع محلول ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0.01 M) الموجود
بالسحاحة باستخدام النشا كدليل .
- ٣- كرر العملية للمخاليط الباقية (عندما يمر على كل مخلوط 15
دقيقة).

١- بما أن مولارية $S_2O_8^{2-}$ في الخليط تعادل مولارية $Na_2S_2O_3$ المستخدمة في المعايرة (0.01 M). وبما أن حجم 25ml من الخليط قد تم معايرته فإنه يمكن اعتبار التركيز الابتدائي للخليط يساوي 25ml $Na_2S_2O_3$. وإذا كان حجم محلول $Na_2S_2O_3$ اللازم لمعايرة 25 ml من الخليط بعد مرور زمن قدره (t) يساوي x ml فإن التركيز المتبقي من الخليط لكل مكون يساوي ml (25 - x). وبالتعويض في المعادلة التكاملية من الدرجة الثانية. نستطيع إيجاد قيمة ثابت معدل سرعة التفاعل k عند الزمن 15 دقيقة.

$$k = (1/t) \cdot \{x / [0.01 (25 - x)]\}$$

٢- يمكن حساب الشدة (القوة) الأيونية (I) لكل خليط من العلاقة:

$$I = \frac{1}{2} \sum MZ^2$$

حيث أن:

M = مولارية كل أيون موجود في وسط التفاعل.

Z = شحنة الأيون.

٣- رتب النتائج في جدول لكل خليط موضحاً قيم:

$$V(Na_2 S_2 O_3)(ml) = X \quad , \quad k \quad , \quad \log k \quad , \quad I \quad , \quad \sqrt{I}$$

٤- ارسم العلاقة بين ($\log k$) على المحور الصادي و \sqrt{I} على المحور السيني

، ثم أوجد الميل والذي يمثل قيمة ($Z_A \cdot Z_B$) .

النتائج:

رقم المخلوط	1	2	3	4	5
حجم ثيوكبريتات الصوديوم (x)					
k					
log k					
I					
I ^{1/2}					

الحسابات:

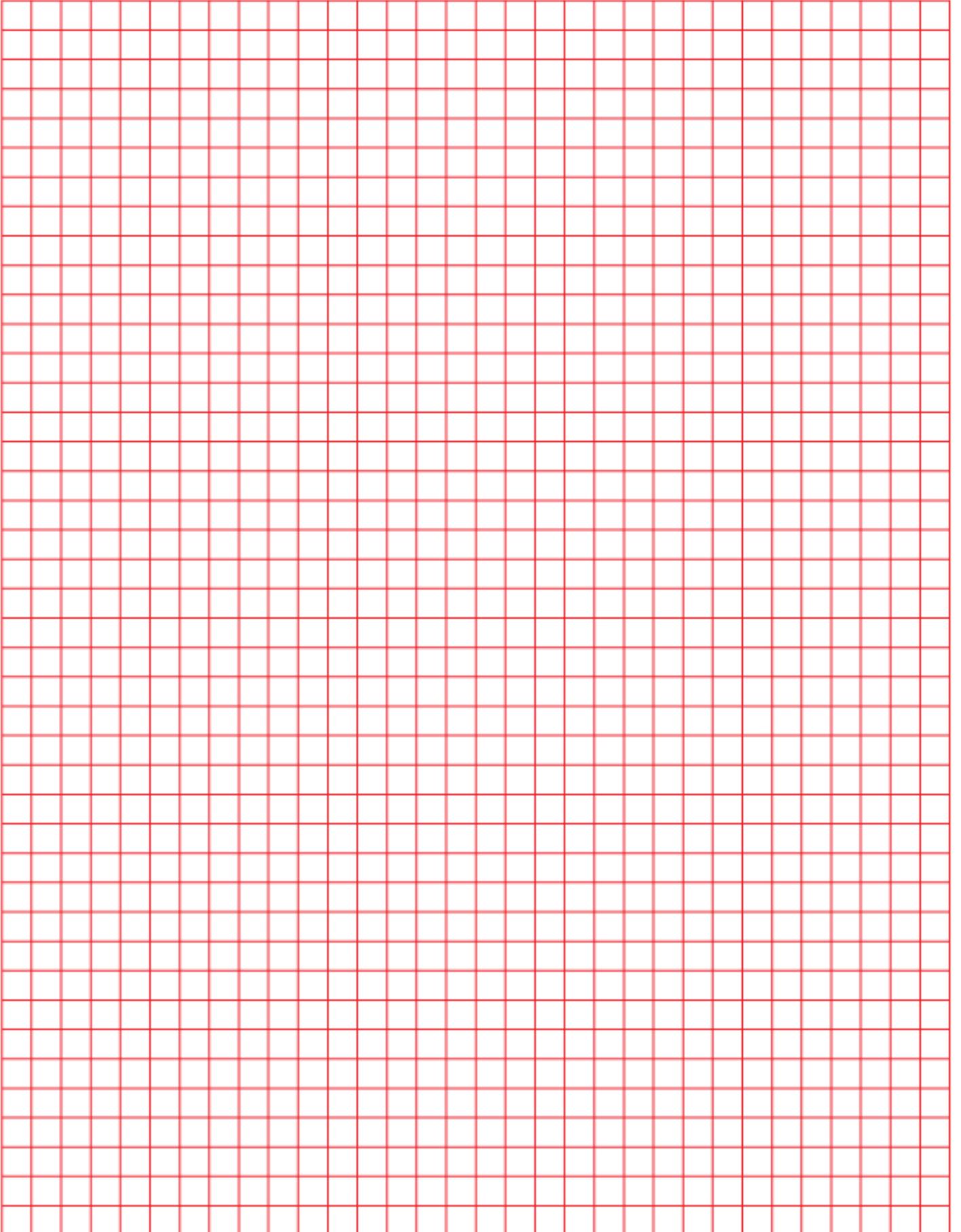
مثال : لطريقة حساب k:

مثال : لطريقة حساب I:

المعادلة الكيميائية لتفاعل معايرة ثيوكبريتات الصوديوم مع اليود .



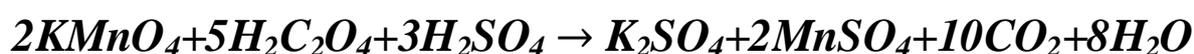
رسم بياني



التجربة (٣): دراسة الحفز الذاتي لتفاعل برمنجنات البوتاسيوم مع حمض الأكساليك.

Study the Autocatalytic Reaction between Potassium Permanganate and Oxalic acid

هذا التفاعل يحفز ذاتياً بواسطة أيون المنجنيز الذي يتكون من نواتج التفاعل، ويمكن إضافة مزيد من أيون المنجنيز لزيادة سرعة التفاعل.



التجربة: إيجاد الرتبة (n) لتفاعل برمنجنات البوتاسيوم مع حمض الأكساليك.

خطوات العمل:

١- حضر المخلوطين التاليين من المحاليل المعطاة حسب الترتيب المدون في الجدول داخل دورقين مخروطيين؛ مع مراعاة بدء حساب الزمن عند إضافة محلول برمنجنات البوتاسيوم .

المخلوط	0.1 M H ₂ C ₂ O ₄	1M H ₂ SO ₄	0.2M MnSO ₄	Distilled Water	0.02M KMnO ₄
1	100 ml	10 ml	5 ml	20 ml	30 ml
2	100 ml	5 ml	5 ml	40 ml	15 ml

- ٢- بعد مرور 5 دقائق اسحب بالماصة 10ml من المخلوط الأول وضعها في دورق مخروطي وأضف إليها 15ml من محلول 10% KI (لإيقاف التفاعل) ثم عاير اليود الناتج بواسطة محلول ثيوكبريتات الصوديوم ($0.01M Na_2S_2O_3$) باستخدام النشا كدليل.
- ٣- كرر الخطوة رقم (٢) عند الأزمنة (10 ، 15 ، 20 ، 25) دقيقة.
- ٤- كرر الخطوتين (٢) و (٣) للمخلوط الثاني بنفس الطريقة.

الحسابات:

الحجم المتفاعل من ثيوكبريتات الصوديوم عند زمن معين يعادل حجم البرمنجنات في المخلوط عند نفس الزمن.

١- رتب نتائجك في جدول ثم ارسم العلاقة البيانية بين حجم الثيوكبريتات (يمثل حجم البرمنجنات) على المحور الصادي وبين الزمن المقابل على المحور السيني لكل مخلوط على حدة.

٢- ناقش شكل المنحنى لكل مخلوط وأوجد التركيز الابتدائي للبرمنجنات لكل مخلوط (بتوصيل المنحنى حتى يتلاقى مع المحور الصادي) ومنه أوجد فترة نصف عمر التفاعل للمخلوط المعني.

٣- أوجد رتبة التفاعل من العلاقة التالية:

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

$(t_{1/2})_1$ و $(t_{1/2})_2$ فترات نصف عمر التفاعل للمخلوطين الأول والثاني على التوالي.

a_1 و a_2 = التراكيز الابتدائية للبرمنجنات في المخلوطين الأول والثاني على التوالي.

n = رتبة التفاعل.

النتائج:

الزمن (دقيقة)	حجم $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ للمخلوط الأول	حجم $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ للمخلوط الثاني
5
10
15
20
25

الحسابات:

من الرسم البياني أوجد قيم :

$$a_1 =$$

$$a_2 =$$

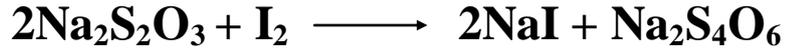
$$(t_{1/2})_1 =$$

$$(t_{1/2})_2 =$$

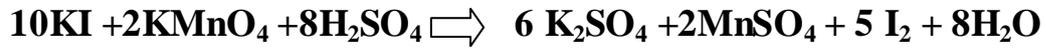
ثم احسب الرتبة (n) :

$$n = 1 + \log[(t_{0.5})_1 / (t_{0.5})_2] / \log[(a)_2 / (a)_1]$$

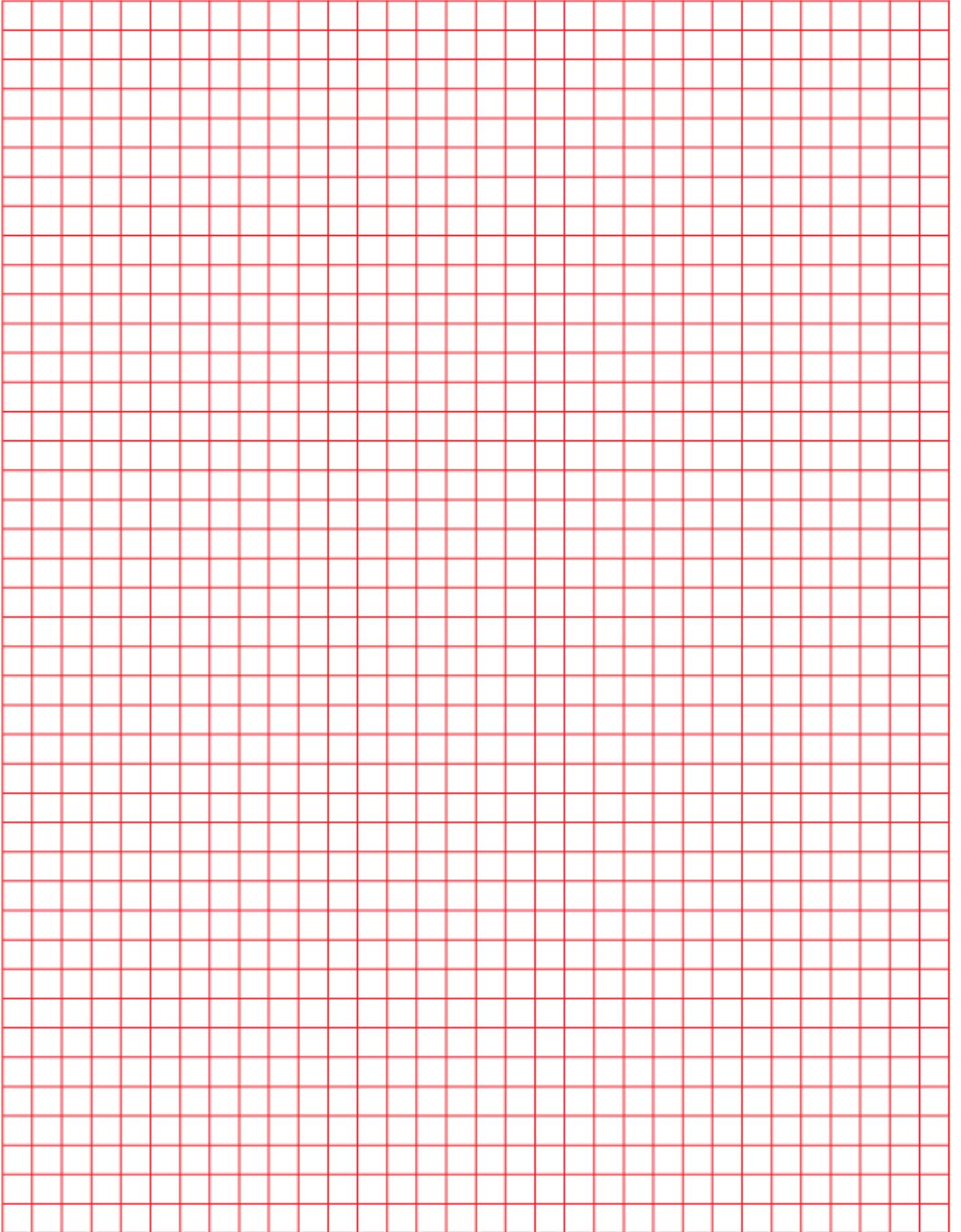
- معادلة تفاعل معايرة ثيوكبريتات الصوديوم مع اليود المتحرر.



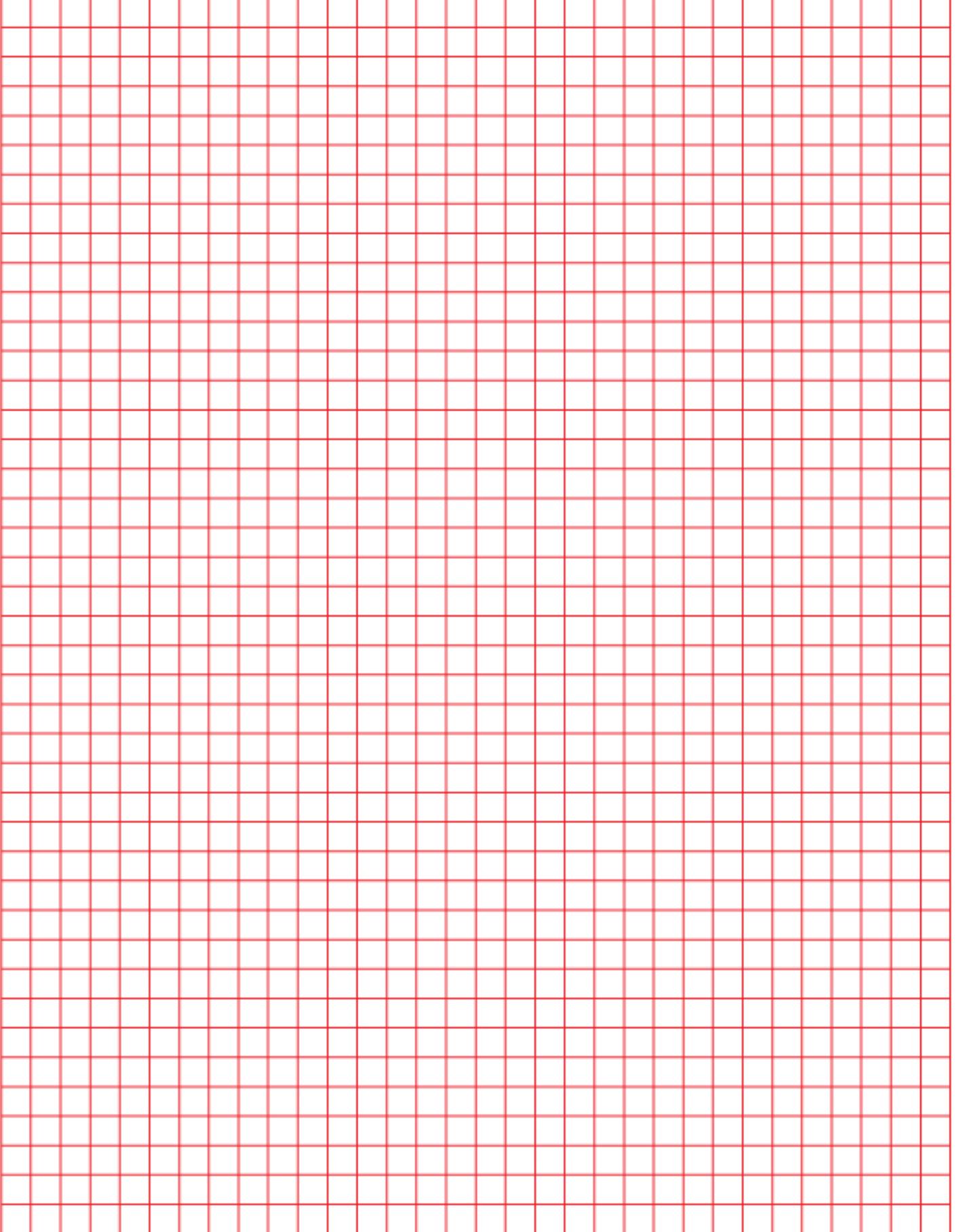
- معادلة تفاعل إضافة (KI) لمخلوط التفاعل (لإيقاف التفاعل).



رسم بياني



رسم بياني



التجربة (٤): امتزاز (ادمصاص) حمض الأوكساليك على سطح الفحم

النباتي المنشط

A desorption of Oxalic acid on surface of activated Charcoal

عند مزج كمية من الفحم النباتي المنشط مع محلول حمض الأوكسال فإن كمية من هذا المحلول سوف تمتز على سطح الفحم النباتي.

والعلاقة التي تربط عملية الامتزاز عند درجة حرارة معينة هي معادلة فرندلش للامتزاز (Freundlich Adsorption Isotherm)

$$x/m = k C^{1/n}$$

وبأخذ لو غار يتم الطرفين:

$$\log \frac{x}{m} = \log k + \frac{1}{n} \log C$$

حيث أن:

x: كمية المادة الممتزة (adsorbate) لكل ١ جم من الجسم الماز.

m: كتلة الجسم الماز (adsorbent) (جم). وفي هذه التجربة (الفحم المنشط) .

C = تركيز المحلول بوحدة (جم/ لتر).

k : ثابت معدل سرعة الامتزاز . n : ثابت يعبر عن جودة الامتزاز.

عند رسم العلاقة البيانية بين :

$\log \frac{x}{m}$ على المحور الصادي و $\log C$ على المحور السيني نحصل على

خط مستقيم ميله يساوي $\frac{1}{n}$ والقاطع يمثل $\log k$.

التجربة العملية: تعيين قيمة الثابت (n) لإمتزاز حمض الأوكسال على سطح الفحم النباتي المنشط وقيمة ثابت معدل سرعة الامتزاز (k).

خطوات العمل:

١- داخل ستة دوارق مخروطية ذات أغطية حضر المحاليل التالية:

أ- 100 ml من 0.25 حمض الأوكسال.

ب- 80 ml من 0.25 حمض الأوكسال + 20 ml ماء مقطر.

ج- 60 ml من 0.25 حمض الأوكسال + 40 ml ماء مقطر.

د- 50 ml من 0.25 حمض الأوكسال + 50 ml ماء مقطر.

هـ- 40 ml من 0.25 حمض الأوكسال + 60 ml ماء مقطر.

و- 25 ml من 0.25 حمض الأوكسال + 75 ml ماء مقطر.

٢- أضف إلى كل محلول (2 g) من الفحم النباتي المنشط. أغلق الدورق

بسدادة محكمة وضعها على جهاز الرج الميكانيكي ورج لمدة 15 دقائق.

٣- رشح المحلول باستخدام ورق ترشيح (يجب أن يكون الراشح صافي)

وتخلص من (5 ml) الأولى من الراشح.

٤- اسحب بالماصة 10ml من كل دورق وعاير بواسطة محلول

هيدروكسيد الصوديوم 0.1M باستخدام دليل Ph.Ph. وسجل الحجم

المستهلك من NaOH.

الحسابات:

١- يمكن حساب مولارية المحاليل قبل الامتزاز من قانون التخفيف، فمثلاً

مولارية المحلول (ب) يمكن إيجادها كآتي:

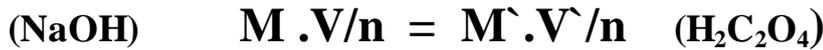
$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$0.25 \times 80 = M_2 \times 100$$

وكذلك بالنسبة لبقية المحاليل.

٢- يمكن حساب مولارية المحاليل بعد الامتزاز من نتائج المعايرة حيث

يتفاعل حمض الأكسال مع هيدروكسيد الصوديوم بنسبة مولية 1:2



ومعادلة تفاعل المعايرة كالتالي :



٣- لحساب قيمة X استخدم العلاقة التالية:

$$X = [(M_2 - M') \cdot M.wt \cdot V(ml)] / 1000$$

حيث أن:

M_2 = مولارية محلول حمض الأكسال قبل الامتزاز ، M' = مولارية نفس المحلول

بعد الامتزاز. $M.wt$: الكتلة المولية لحمض الأكسال المائي = 126 g/mol

٤- لإيجاد قيمة C (g/L) استخدم العلاقة التالية:

$$C = M * M.wt$$

٥- لكل محلول أوجد قيمة $\frac{x}{m}$ ومنها أوجد $\log \frac{x}{m}$

٦- رتب نتائجك في جدول. ثم ارسم العلاقة البيانية بين $\log \frac{x}{m}$ و $\log(C)$

ثم أوجد من الرسم قيمتي n و k .

النتائج:

M	V	M'	X	x/m	$\log(x/m)$	C	$\log C$
.....
.....
.....
.....
.....
.....

الحسابات:

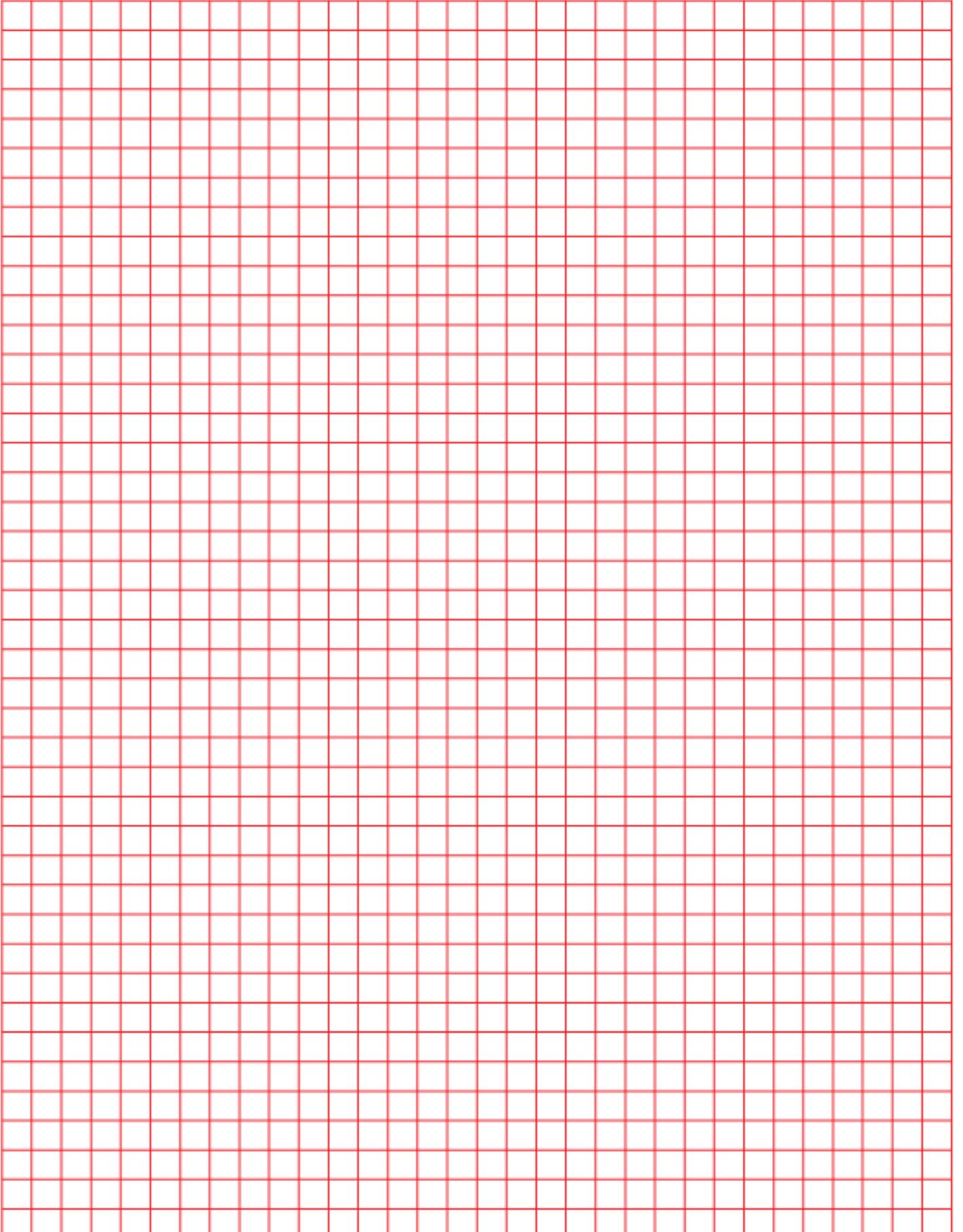
مثال على حساب M_2 :

مثال على حساب \bar{M} :

مثال على حساب X :

مثال على حساب C :

رسم بياني



التجربة (٥): دراسة تأثير التركيز على سرعة التفاعل الكيميائي

(Study the Effect of concentration on reaction rate)

- تعيين ثابت سرعة التفاعل (k) وزمن عمر نصف التفاعل ($t_{1/2}$)

يتم التفاعل بين فوق كبريتات البوتاسيوم ويوديد البوتاسيوم حسب المعادلة التالية:



التفاعل أعلاه يعتبر من الرتبة الثانية ولكن نظراً لأن تركيز (KI) أعلى نسبياً من تركيز ($K_2S_2O_8$) لذلك فإن أي تغير في تركيز (KI) خلال التفاعل يعتبر ضئيلاً جداً بالنسبة للتركيز الأصلي له ولذلك يمكن اعتبار تركيز (KI) ثابت طوال التفاعل وبالتالي معدل التفاعل يعتمد فقط على تركيز مادة واحدة فقط وهي ($K_2S_2O_8$) وعلى هذا الأساس يمكن اعتبار التفاعل حركياً من الرتبة الأولى بالنسبة للمتفاعل فوق كبريتات البوتاسيوم، والتفاعلات من هذا النوع والتي تحوي أكثر من مادة متفاعلة وتحقق حركياً معادلة الرتبة الأولى تسمى تفاعلات الرتبة الأولى الظاهرية أو الكاذبة (Pseudo – first order reactions).

المعادلة الحركية لتفاعل من الرتبة الأولى:

$$\ln(a-x) = \ln(a) - kt$$

a : التركيز الأولي لفوق كبريتات البوتاسيوم (mol/L).

x : تركيز أحد النواتج (I_2) (mol/L).

k : ثابت معدل سرعة التفاعل.

t : زمن التفاعل.

في هذه التجربة سوف نتتبع تغير تركيز (I_2) وحساب تركيزه من خلال معايرته مع ثيوكبريتات الصوديوم بوجود دليل النشا.

طريقة العمل:

١. خذ 100 ml من 0.2 KI وضعها في دورق مخروطي أو كأس.

٢. خذ 100 ml من فوق كبريتات البوتاسيوم 0.005 M وضعها في

كأس آخر.

٣. اخلط المحلولين السابقين في دورق مخروطي بغطاء مع بدء

تشغيل ساعة الإيقاف.

٤. بعد 5 دقائق اسحب 10 ml من خليط التفاعل وانقلها إلى دورق

مخروطي به 25 ml من الماء المبرد بالثلج.

٥. عاير بسرعة اليود الناتج من التفاعل بواسطة ثيوكبريتات الصوديوم

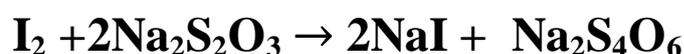
(0.01 M) مع استخدام دليل النشا وسجل الحجم الناتج من المعايرة في

الجدول المخصص.

٦. كرر الخطوات ٤ و ٥ عند أزمنة متفاوتة (10,15,20,25) وسجل الحجم الناتج من المعايرة.

النتائج والحسابات:

١- من حجم ثيوكبريتات الصوديوم الناتج من المعايرة يمكن حساب تركيز اليود المتكون حسب المعادلة التالية:



$$(ثيوكبريتات الصوديوم) \quad M \cdot V / n = \dot{M} \cdot \dot{V} / \dot{n} \quad (\text{اليود})$$

حيث (\dot{M}) تعبر عن (X) : تركيز اليود المتحرر بوحدة mole/L والذي يكافئ تركيز فوق كبريتات البوتاسيوم .

٢- (a) تركيز ($K_2S_2O_8$) عند بداية التفاعل ويحسب كالتالي :

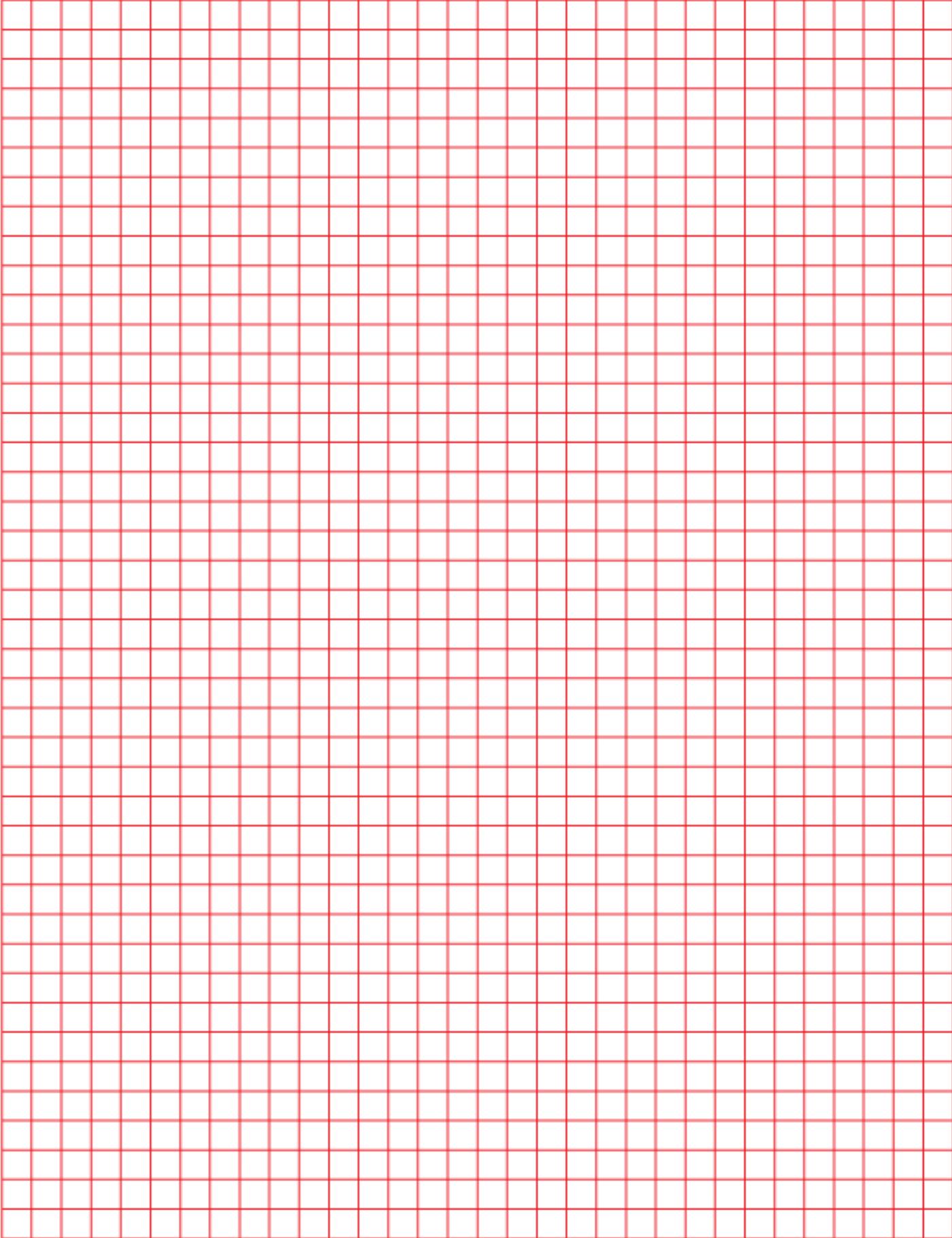
$$M \cdot V = \dot{M} \cdot \dot{V} \quad a = 0.0025 M$$

٣- سجل النتائج في الجدول التالي:

t (min)	$V_{(Na_2S_2O_3)}$	X mole/L	(a-x) mole/L	In (a-x)
5				
10				
15				
20				
25				

٤- ارسم العلاقة بين $\ln(a-x)$ على المحور الصادي و (t) على الإحداثي السيني لتحصل على خط مستقيم ميله يساوي سالب ثابت سرعة التفاعل $(-k)$ بوحدة (min^{-1}) .

٥- احسب زمن نصف التفاعل باستخدام القانون: $t_{1/2} = \ln(2) / k$.

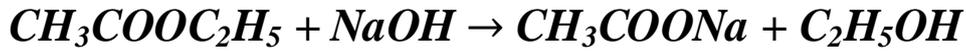


التجربة (٦): تعيين ثابت السرعة وفترة نصف العمر لتفاعل تصبن خلات الإيثيل (الإستر)

Determination of rate constant and half-life for the reaction saponification of ethyl acetate

تمهيد:

دراسة حركية تفاعل خلات الإيثيل في وسط قلوي تتم وفقاً للمعادلة التالية:



حيث يتناسب معدل التفاعل طردياً مع تركيز كل من الإستر والقاعدة وبذلك نجد أن هذا التفاعل ينتمي للرتبة الثانية ويمكن التعبير عنه في حالة كان التركيز الابتدائي لكل من الإستر والقاعدة متساوياً (a=b) حيث تكون

$$\frac{dx}{dt} = K(a - x)^2 \quad \text{المعادلة الحركية التفاضلية بالصورة:}$$

وبمكاملة المعادلة السابقة نحصل على:

$$\frac{1}{(a-x)} = kt + \frac{1}{a}$$

المواد الكيميائية: خلات الإيثيل (0.05M)، NaOH (0.025M , 0.05 M)، HCl (0.025M)، دليل فينولفثالين .ph.ph. ماء مقطر وثلج .

الأدوات المستخدمة: سحاحة (50 ml)، ماصة (10 ml)، مخبر مدرج (10 ml)، ورق مخروطي (250ml).

خطوات العمل:

- ١-خذ 50 ml من NaOH (0.05 M) وضعها في كأس وفي دورق مخروطي خذ 50 ml من خلات الإيثيل (0.05M).
 - ٢-أضف هيدروكسيد الصوديوم الى الإستر بسرعة واخلطهما جيداً مع تشغيل ساعة الإيقاف.
 - ٣-انقل بعد مرور 5 دقائق 10ml من المخلوط إلى دورق مخروطي يحتوي على 50 ml ماء مقطر ثم أضف إليها بدقة 10ml من حمض HCl (0.025 M) ثم أضف قطرتين من دليل Ph.Ph
 - ٤-عاير الخليط مع NaOH (0.025M).
 - ٥- كرر الخطوات السابقة عند أزمنة مختلفة (10 , 15 , 20 , 25) دقيقة مع تدوين حجم هيدروكسيد الصوديوم المستهلك ml(x).
- إذا كان (a=10 ml) هي كمية حمض الهيدروكلوريك المكافئ للتركيز الابتدائي لكل من القاعدة والإستر، فإن (a-x) هي كمية الإستر أو القلوي المتبقية.

جدول النتائج:

$$a=10 \text{ ml}$$

t (min)	X=(V _{NaOH}) ml	a-x	1 / (a - x)
5			
10			
15			
20			
25			

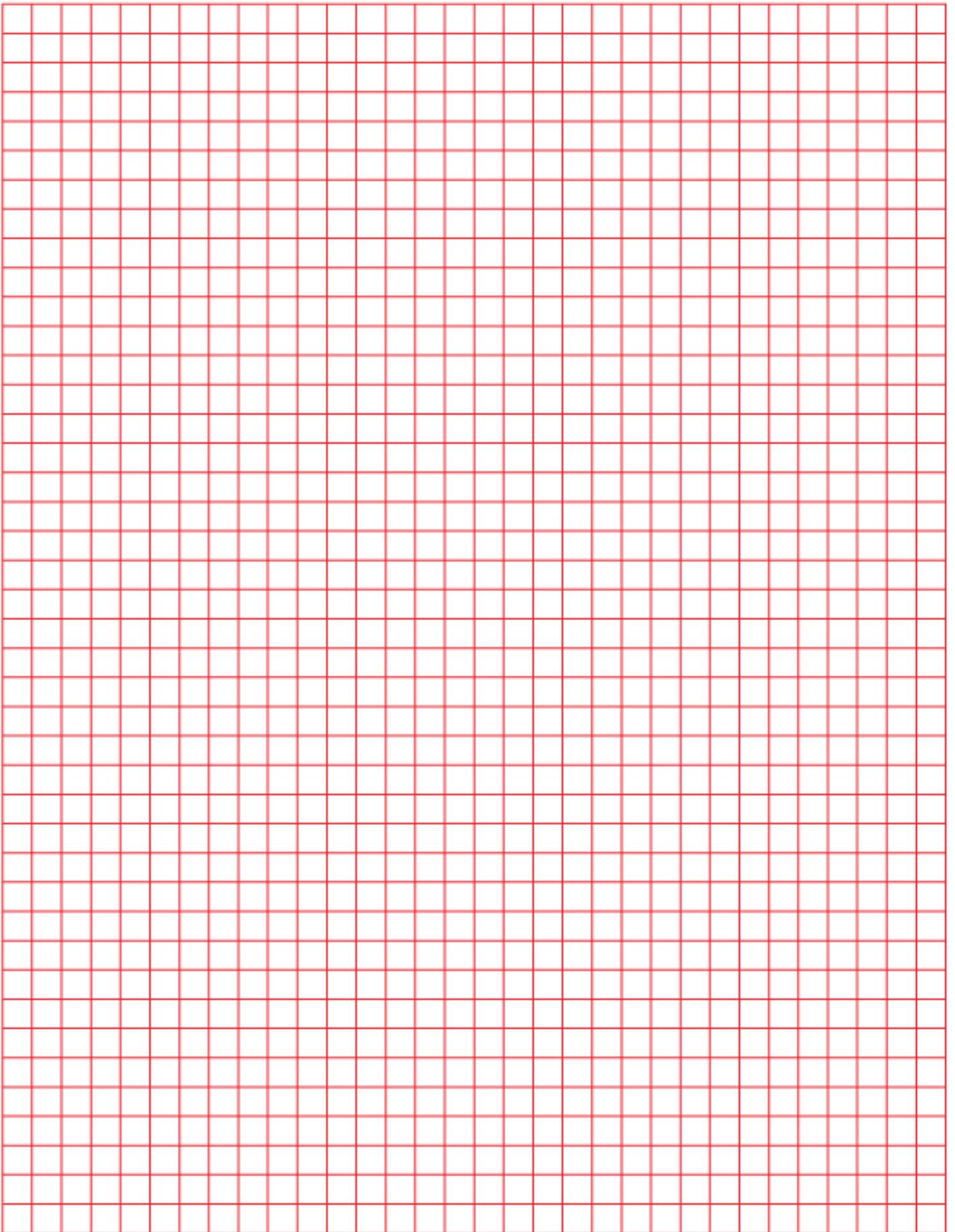
برسم العلاقة بين $\frac{1}{(a-x)}$ على المحور الصادي مع (t) على المحور

السيني نحصل على خط مستقيم ميله يساوي (k)

بوحددة ($M^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$) ومنه يمكن حساب ($t_{1/2}$).

$$\text{slope} = k$$

$$t_{1/2} = 1 / (k \cdot a)$$



التجربة (٧): دراسة معدل التآكل لبعض المعادن والسبائك

Study of the Corrosion Rate for some Metals & Alloys

تؤثر الأحماض على المعادن والسبائك وذلك بإحداث تآكل (أكسدة) لها وهذا التأثير يعتمد على نوعية الحمض وتركيزه ومدة تعرض المعدن أو السبيكة للحمض حيث يؤدي ذلك لنقصان في كتلة المعدن .
والعلاقة التي يمكن من خلالها تقدير معدل التآكل (Corrosion Rate) هي:

$$C.R = \frac{534 w}{DAT} = (mpy)$$

حيث أن:

w = الفرق في وزن العينة (ملغم) (الوزن قبل التآكل - الوزن بعد التآكل).

D = كثافة العينة (غم/سم³).

A = مساحة العينة (بالبوصة المربعة). ($1 \text{ inch}^2 = 6.45 \text{ cm}^2$)

T = مدة بقاء العينة في الحمض (بالساعة).

التجربة: قياس معدل تآكل معدن النحاس ومعدن الألمونيوم في كل من

حمض HCl و HNO₃. (يجب التعامل بحظر مع الأحماض)

خطوات العمل:

١- داخل أربعة كؤوس ضع 25 ml من الأحماض التالية بالتراكيز المذكورة:

a) 3M HCl b) 3M HNO₃ c) 2M HCl d) 2M HNO₃

٢- خذ أربعة عينات من معدن النحاس أو أربع عينات من معدن الألمونيوم وقم بتلميعها لإزالة أية أكاسيد أو شوائب على سطحها بورق الصنفرة.

٣- اغسل العينات بالأسيتون ثم بالماء ثم جففها بمنديل أو ورق نشاف.

٤- زن العينات كل على حدة بدقة ثم قس أبعادها بالمسطرة وسجل ذلك في الجدول المرفق.

٥- نقع شرائح النحاس أو الألمونيوم في المحاليل المذكورة في الكؤوس الأربعة لمدة نصف ساعة.

٦- ارفع العينات بعد انتهاء الزمن واغسلها بالأسيتون وأزل نواتج التآكل عنها بفرشاة ثم اغسلها مرة أخرى بالماء المقطر وجففها.

٦- أوزن العينات بدقة مرة أخرى.

٧- أوجد معدل التآكل لكل عينة وسجل ملاحظاتك عن تأثير تركيز الحمض ونوعه على معدل التآكل.

ملاحظة: اعتبر سمك العينة 0.025 cm بالنسبة للنحاس و 0.06 cm بالنسبة للألمونيوم.

النتائج والحسابات:

وضح كيفية حساب حجم العينات ومساحتها وكثافتها لمرّة واحدة فقط بالتفصيل كالآتي:

مثال: العينة رقم (١):

أبعاد العينة رقم (١): الطول = العرض = السمك =

وزن العينة قبل التآكل = غم = مغم

حجم العينة = سم^٣

مساحة العينة = سم^٢ = بوصة^٢

كثافة العينة = غم/سم^٣

وزن العينة بعد التآكل = غم = مغم

الوزن المفقود = مغم

معدل التآكل =

دون نتائجك في الجدول المرفق:

رمز الكأس	الحمض المستخدم وتركيزه	الطول (cm)	العرض (cm)	المساحة (inch ²)	الحجم cm ³	الكثافة g/cm ³	الوزن قبل التآكل (mg)	الوزن بعد التآكل (mg)	الوزن المفقود (mg)	معدل التآكل (mpy)
a	3M HCl
b	3M HNO ₃
c	2M HCl
d	2M HNO ₃

من خلال نتائج تجربتك: أي من الحمضين تحت الدراسة سبب تآكل
للمعدن بشكل أكبر؟ وما تأثير تركيز الحمض على معدل التآكل؟

.....

.....

.....

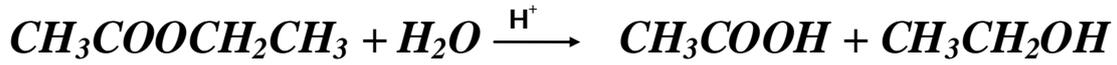
التجربة (٨): تميؤ الإستر (خلات الإيثيل)

Hydrolysis of Ester(ethyl acetate)

الهدف:

تعيين ثابت سرعة التفاعل (k) وزمن نصف العمر ($t_{1/2}$) لتفاعل تميؤ
خلات الايثيل.

- تتميأ خلات الايثيل في الماء حسب المعادلة التالية:



هذا التفاعل يحدث ببطء شديد عند درجة حرارة الغرفة لذا يضاف حمض
الهيدروكلوريك كحافز للتفاعل. ويعتبر هذا التفاعل من الرتبة الثانية ولكن
نظراً لوجود كمية كبيرة من الماء في هذا التفاعل فإن تركيز الماء يهمل
وبالتالي حركياً يعتبر هذا التفاعل من الرتبة الأولى الظاهرية لاعتماده على
تركيز خلات الايثيل فقط:

$$Rate = k [CH_3COOCH_2CH_3]$$

المعادلة الحركية لتفاعل من الرتبة الأولى :

$$\ln(a-x) = \ln(a) - k t$$

A: التركيز الابتدائي لخلات الإيثيل (mol/L)

x: تركيز أحد النواتج (حمض الخل) (mol/L)

k: ثابت معدل سرعة التفاعل .

t: الزمن المقاس عنده التغير في التركيز منذ بدء التفاعل.

لحساب ثابت السرعة (k) يمكن استخدام أي خاصية فيزيائية في تتبع سير التفاعل ومعرفة التركيز مباشرة بطرق معينة أو بقياس أي كمية أخرى تتناسب خطياً مع التركيز. ونظراً لأن الناتج حمض لذا يمكن تقديره بمعايرته بقاعدة مناسبة مثل (NaOH) ودليل مناسب مثل .ph.ph

طريقة العمل:

١. ضع 100 ml من 0.1 M HCl في دورق مخروطي أو كأس.
٢. خذ 5 ml من خلاات الإيثيل (المركزة) وضعها في دورق مخروطي.
٣. أضف حمض الهيدروكلوريك إلى خلاات الإيثيل مع بدء تشغيل ساعة الإيقاف واخلط المحلول جيداً.
٤. بعد 5 دقائق اسحب 5 ml من خليط التفاعل وضعها في دورق مخروطي به 20ml من الماء المقطر المبرد بالثلج وذلك لإيقاف التفاعل.
٥. أضف الى الدورق قطرتين من دليل ph.ph ثم عاير الخليط باستخدام 0.1 M NaOH وسجل الحجم الناتج من المعايرة في الجدول.
٦. كرر الخطوات ٤ و ٥ عند أزمنة مختلفة (10، 15، 20، 25) وسجل حجم NaOH المستهلك من المعايرة.

٧. عند اكتمال التفاعل نحصل على $a=31.7 \text{ ml}$.

النتائج :

t (min)	X	a-x	ln(a-x)
5			
10			
15			
20			
25			

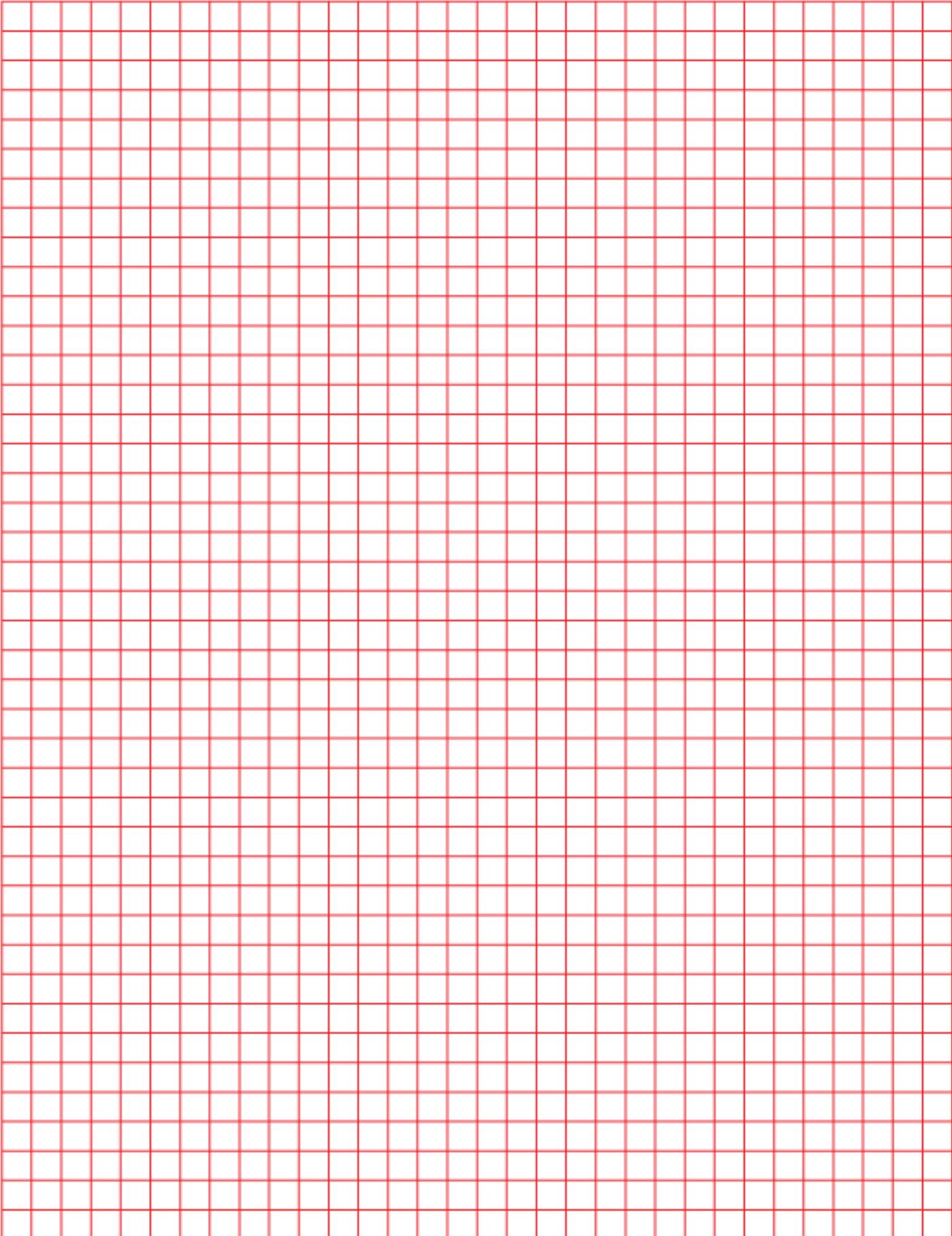
الحسابات :

١- ارسم العلاقة بين $\ln(a-x)$ و t لتحصل على خط مستقيم ميل الخط

المستقيم يساوي $\text{Slope} = -k$

٢- أوجد فترة عمر النصف باستخدام القانون التالي:

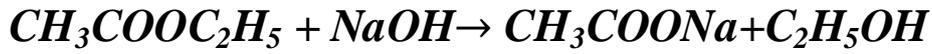
$$t_{1/2} = \ln(2) / k$$



التجربة (٩): قياس ثابت سرعة التفاعل بطريقة التوصيل الكهربائي

Measurement of Rate Constant by Conductimetric Method

للتعرف على هذه الطريقة سوف نناقش تفاعل تصبن Saponification خلايا الايثيل.



ينتمي هذا التفاعل للرتبة الثانية، فإذا كان تركيز المواد المتفاعلة الابتدائي a ، وإذا كان عدد المولات المتفاعلة بعد زمن t يساوي x فإن:

$$\frac{dx}{dt} = k(a - x)^2 \quad (1)$$

وبإجراء التكامل فإن:

$$k = \frac{1}{at} \cdot \frac{x}{a-x} \quad (2)$$

وكما سوف تلاحظ من التفاعل فإن قيمة التوصيل الكهربائي لمحلول التفاعل تتناقص مع الزمن نتيجة لتناقص تركيز أيونات الهيدروكسيل (ذات التوصيلية العالية) وتزايد تركيز أيون الخلات ذات التوصيلية الأقل؛ لذا يمكن تتبع سرعة التفاعل عن طريق تتبع تغير قيمة التوصيل مع الزمن. أي أن المعادلة رقم (٢) يمكن كتابتها بمصطلحات التوصيل بدلاً من مصطلحات التركيز كالآتي:

$$k = \frac{1}{at} \cdot \frac{G_0 - G_t}{G_t - G_\infty} \quad (3)$$

حيث أن:

$G_0 =$ التوصيل الكهربى الابتدائى للمحلول (عند بداية التفاعل).

$G_t =$ التوصيل الكهربى المحلول بعد زمن قدره t .

$G_\infty =$ التوصيل الكهربى بعد إتمام التفاعل.

وبإعادة ترتيب المعادلة رقم (٣) نحصل على :

$$G_t = \frac{1}{ak} \cdot \frac{G_0 - G_t}{t} + G_\infty \quad (٤)$$

وهذه المعادلة رقم (٤) تمثل معادلة خط مستقيم؛ فعند رسم العلاقة البيانية

بين القيمة G_t على المحور الصادى والقيمة $\frac{G_0 - G_t}{t}$ على المحور السينى

نحصل على خط مستقيم ميله يساوى $\frac{1}{ak}$ والقاطع يمثل G_∞ .

خطوات العمل:

- ١- نظف خلية التوصيل المعطاة بالماء المقطر جيداً.
- ٢- وضع 10ml من محلول هيدروكسيد 0.01 M في كأس مناسب.
- ٣- وصل خلية التوصيل بجهاز التوصيل الكهربائي وضع الخلية داخل الدورق المخروطي وشغل الجهاز واضبطه حسب تعليمات المشرف.
- ٤- أضف بسرعة 10ml من خلاص الايثيل 0.01M إلى الكأس المحتوي على NaOH وسجل بسرعة قيمة التوصيلية الكهربائية عند بداية التفاعل (G_0).
- ٥- سجل قيم التوصيلية بعد (5 ، 10 ، 15 ، 20 ، 25) دقيقة.
- ٦- رتب النتائج حسب الجدول المرفق :
- ٧- ارسم العلاقات البيانية بين القيمة G_t علم محور (Y) والقيمة $\frac{G_0 - G_t}{t}$ على محور (X) ثم أوجد قيمة (k) للتفاعل.

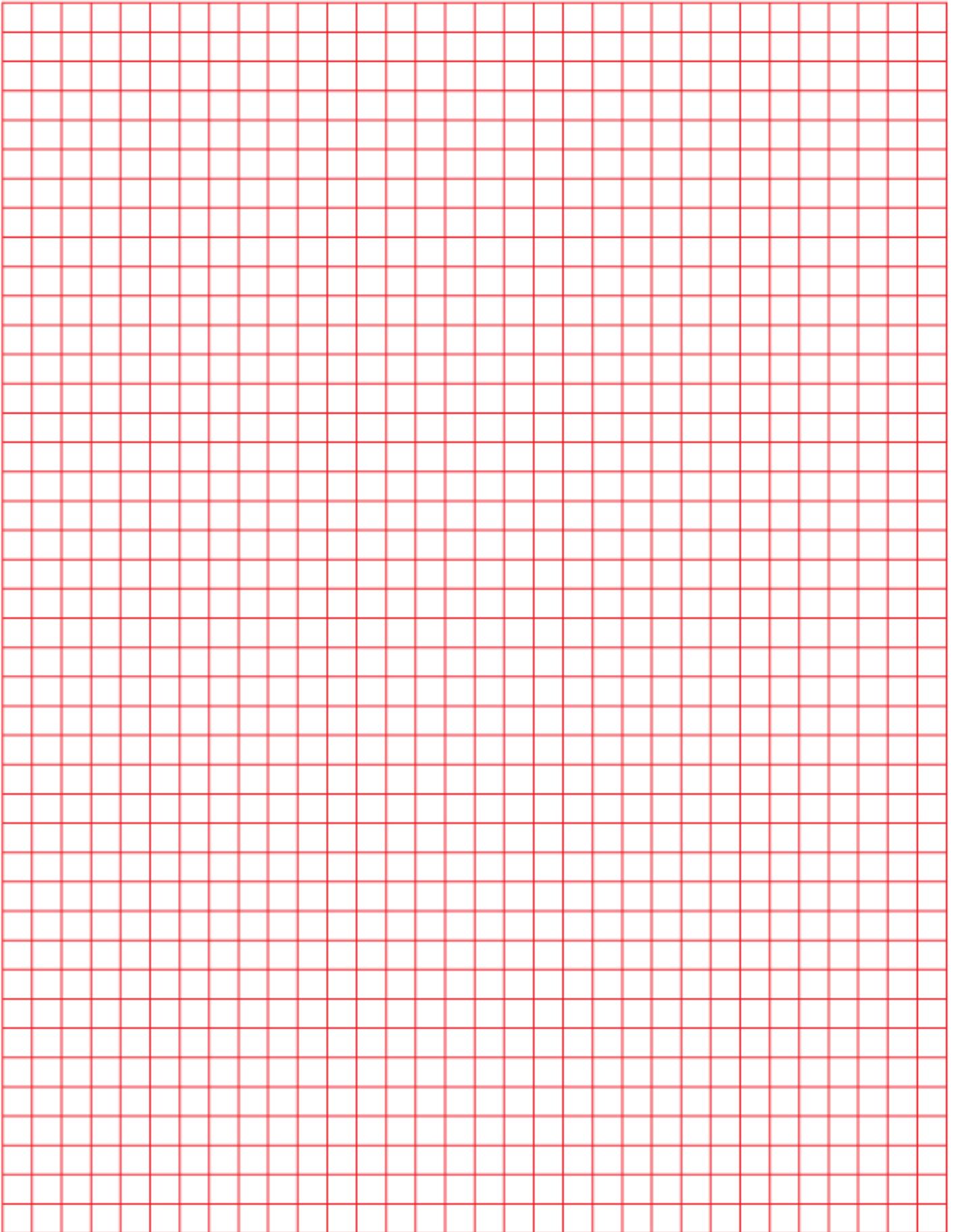
$$G_0 = \dots\dots\dots \text{ Siemens /cm}$$

النتائج:

t (min)	التوصيلة الكهربائية G_t (S/cm)	$(G_0 - G_t)$	$(G_0 - G_t)/t$
5			
10			
15			
20			
25			

الحسابات:

من الرسم البياني أوجد ميل الخط المستقيم (slope) =
ثم أوجد قيمة ثابت السرعة (k) وفترة عمر النصف ($t_{1/2}$).

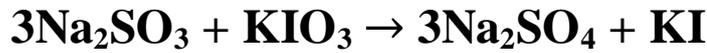


التجربة (١٠): دراسة حركية تفاعل أيون الكبريتيت مع أيون اليودات

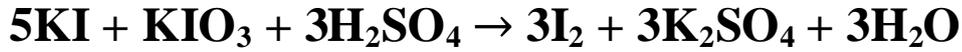
(تفاعل ساعة اليود)

Study of reaction kinetics of Sulfite with Iodate (Iodine Clock Reaction)

- يتفاعل أيون الكبريتيت مع أيون اليودات في وسط حمضي في خطوتين، خطوة بطيئة (المحددة للتفاعل) يتم خلالها تأكسد الكبريتيت إلى كبريتات بواسطة اليودات كما موضح بالمعادلة:



- عند تأكسد كل الكبريتيت إلى كبريتات فإن الناتج (KI) يتفاعل في خطوة سريعة جداً مع اليودات (KIO_3) في وسط حمضي كما موضح بالمعادلة:



- وبالتالي يستدل على نهاية التفاعل بإنتاج اليود الذي يكون لون أزرق داكن بوجود النشا في وسط التفاعل.
- عند تركيز ثابت من اليودات يمكن كتابة معادلة معدل التفاعل كالاتي:

$$\text{Rate} = k C^n$$

- حيث: k : ثابت سرعة التفاعل. C : تركيز محلول الكبريتيت (مول/لتر).
n : رتبة التفاعل بالنسبة للكبريتيت.
- وعند تفاعل كل الكبريتيت فإن معدل التفاعل (Rate) يمكن التعبير عنه بالمعادلة.

$$R = \Delta C / \Delta t \quad , \quad R = C/t$$

المواد الكيميائية المستخدمة:

Starch Powder ، $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{conc})$ ، KIO_3 ، Na_2SO_3

خطوات العمل:

١- تحضير محلول الكبريتيت الحمضي (0.01 M) كما يلي:

أ- أوزن 2 g من بودرة النشا (Starch) ثم أضفها إلى 10 ml من الماء المقطر ثم أضف معلق النشا إلى 100 ml من الماء المقطر المغلي .

ب- برد محلول النشا ثم انقله إلى دورق قياسي سعة 250 ml يحتوي على 1ml من حمض الكبريتيك المركز المضاف إلى 25 ml من الماء المقطر (حمض الكبريت يضاف للماء وبكميات قليلة وليس العكس).

ت- زن 0.315 g من Na_2SO_3 ثم أذبها في أقل كمية من الماء المقطر ثم أضفها إلى المحلول المحضر في الخطوة السابقة ثم أكمل المحلول حتى العلامة بالماء المقطر .

٢- تحضير محلول يودات البوتاسيوم (0.02M) KIO_3 كما يلي:

تذاب 0.428 g من KIO_3 في ماء مقطر ثم تنقل إلى دورق قياسي سعة 100ml ويكمل بالماء المقطر حتى العلامة.

٣- يتم تحضير محاليل مختلفة التركيز من محلول الكبريتيت الحمضي كالاتي:

كمية المزج	
حجم الماء المقطر (ml)	حجم محلول الكبريتيت الحمضي (ml)
70	25
75	20
80	15
85	10

٤- تضاف 5ml من محلول KIO_3 إلى كل دورق وفي نفس الوقت ليصبح الحجم الكلي 100ml ، وبالتزامن يتم تشغيل ساعة الإيقاف ليتم حساب زمن التفاعل الذي يستدل عليه بظهور مفاجئ للون الأزرق الغامق .

النتائج:

رقم الدورق	زمن نهاية التفاعل (بالثانية)
1	
2	
3	
4	

الحسابات:

بأخذ لوغاريثم المعادلة $Rate = k \cdot C^n$ لتصبح على الشكل التالي :

$$\log(R) = \log(k) + n \log(C)$$

ارسم العلاقة بين ($\log R$) على المحور الصادي و ($\log C$) على المحور

السيني نحصل على خط مستقيم ميله يساوي قيمة الرتبة (n) وتقاطعته

يساوي ($\log k$) ومنه يمكن حساب قيمة ثابت معدل السرعة (k).

C (Na_2SO_3) mol/L	Log C	t (sec)	R= C/t	log R

