

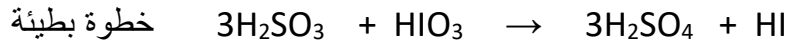
تجربة رقم (1)

تعيين ثابت التفاعل والرتبة لتفاعل الكبريتيت مع اليودات

(Determination of the rate constant and the order of sulphite – iodate reaction)

النظرية :

- يتفاعل الكبريتيت مع اليودات في وسط حمضي في خطوتين ، خطوة بطيئة يتم خلالها تأكسد الكبريتيت بواسطة اليودات كما موضح بالمعادلة :



- عند تأكسد كل الكبريتيت إلى كبريتات فإن الحمض الناتج (HI) يتفاعل سريعاً مع اليودات (HIO_3) كما موضح بالمعادلة : $5\text{HI} + \text{HIO}_3 \rightarrow 3\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ خطوة سريعة وعليه يستدل على نهاية التفاعل بإنتاج اليود الذي يكون لون أزرق بوجود النشا في وسط التفاعل. - عند تركيز ثابت من اليودات يمكن كتابة معادلة معدل التفاعل كالاتي :

$$R = K C^n$$

حيث K : ثابت سرعة التفاعل ، C : تركيز محلول الكبريتيت (جرام / لتر) ،
 n : رتبة التفاعل بالنسبة للكبريتيت .
- عند تفاعل كل الكبريتيت فإن معدل التفاعل (R) يمكن التعبير عنه بالمعادلة:

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

المواد الكيميائية المستخدمة :

حمض كبريتيك - دليل نشأ - كبريتيت صوديوم - يودات بوتاسيوم - ماء مقطر .

الأدوات المستخدمة :

عدد (8) دورق معايرة حجم 250 مل - عدد (2) دورق عياري سعة واحد لتر - ساعة إيقاف -
مخبر مدرج .

خطوات العمل :

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

بدورق عياري سعة لتر يتم تحضير محلول حمضي بإضافة 4 ml حمض كبريتيك إلى 100 ml من الماء المقطر . يضاف للدورق محلول النشاء الذي يحضر بخلط 8 g من النشاء 40 ml من الماء المقطر لتكوين معلق الذي يضاف إلى 400ml ماء مقطر ساخن ، ثم يبرح الخليط ويضاف للمحلول الحمضي بالدورق العياري. يتم إذابة 1.26 g من كبريتيت الصوديوم في أقل كمية من الماء المقطر ثم يضاف المحلول إلى الدورق العياري ثم يكمل إلى العلامة بالماء المقطر.

2 - تحضير محلول يودات البوتاسيوم (0.02M) كما يلي

تذاب 4.26 g من يودات البوتاسيوم في ماء مقطر ثم تنقل إلى دورق عياري سعة لتر ويكمل بالماء المقطر حتى العلامة.

3 - يتم تحضير مجموعتين من محلول الكبريتيت كالاتي :

المجموعة الثانية		المجموعة الأولى	
حجم الماء (ml)	حجم الكبريتيت (ml)	حجم الماء (ml)	حجم الكبريتيت (ml)
68	25	70	25
73	20	75	20
78	15	80	15
83	10	85	10

4 – تضاف 5 ml من محلول يودات البوتاسيوم إلى كل دورق بالمجموعة الأولى ليصبح الحجم الكلي

100 ml . باستخدام ساعة الايقاف يحسب زمن التفاعل الذي يستدل عليه بظهور اللون الأزرق.

5 – بنفس الطريقة تضاف 7 ml من محلول يودات البوتاسيوم إلى كل دورق بالمجموعة الثانية ليصبح

الحجم الكلي 100 ml . باستخدام ساعة الايقاف يحسب زمن التفاعل الذي يستدل عليه بظهور اللون الأزرق.

النتائج :

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

الحسابات :

بأخذ لوغريثم المعادلة $R = K C^n$ لتصبح على الصورة : $\log R = \log K + n \log C$

ورسم العلاقة بين $\log R$ على المحور الصادي و $\log C$ على المحور السيني لكل مجموعة نحصل على خط مستقيم ميله يساوي قيمة الرتبة (n) وتقاطعه يساوي $\log K$ ومنه يمكن حساب قيم ثابت المعدل (K).

يمكن حساب تركيز الكبريتيت في أي دورق من أي مجموعة وتدوين النتائج النهائية بالجدول التالي :

C (Na ₂ SO ₃) g/L	Log C	t (sec)	R = C / t	Log R

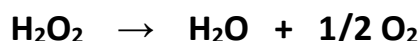
1 التجربة (2)

تعيين ثابت السرعة وفترة نصف العمر للتفكك الحفزي لـ فوق أكسيد الهيدروجين

(Determination of the rate constant for the catalytic decomposition of hydrogen peroxide)

النظرية :

سرعة أي تفاعل كيميائي تعتمد على عدة عوامل منها تركيز المواد المتفاعلة ، درجة الحرارة ووجود مواد حفازة . فوق أكسيد الهيدروجين يتفكك تلقائياً وببطءٍ ليعطي الأكسجين والماء وفق المعادلة :



لقد لوحظ أن معدل التفكك يزداد بوجود مادة صلبة مثل ثاني أكسيد المنجنيز (MnO_2) أو البلاطين الغروي حيث تعمل كعوامل مساعدة أو حفازة . فإذا كان تركيز فوق أكسيد الهيدروجين قبل التفكك يساوي (a) وعند تفككه بمقدار (x) يصبح التركيز المتبقي (a - x) وعليه يعبر عن معدل التفاعل بالمعادلة الفاضلية:

$$dx/dt = K (a - x)$$

حيث K : ثابت سرعة التفاعل ، t : زمن التفاعل وبتكامل المعادلة تصبح :

$$\ln a/a-x = Kt \quad \text{or} \quad kt = 2.303 \log a/(a-x)$$

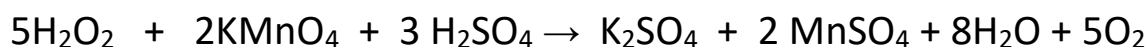
برسم العلاقة بين (t) على محور x و $\log (a-x)$ على محور y نحصل على خط مستقيم ميله يساوي (-K/2.303) .

فترة نصف العمر ($t_{1/2}$) : هي الزمن اللازم لاختزال تركيز المادة المتفاعلة إلى نصف تركيزها الابتدائي.

عند وضع $x = a/2$ ، $t = t_{1/2}$ في المعادلة السابقة يمكن حساب فترة نصف العمر:

$$t_{1/2} = 0.693 / K \quad \text{بمعرفة } K \text{ يمكن إيجاد قيمة } t_{1/2}$$

يمكن متابعة سير التفاعل عن طريق معايرة فوق أكسيد الهيدروجين بواسطة برمنجنات البوتاسيوم في وسط حمضي ويتم التفاعل حسب المعادلة :



المواد الكيميائية المطلوبة : فوق أكسيد الهيدروجين (0.5 %) - برمنجنات البوتاسيوم (0.1N)

- حمض كبريتيك (1 M) - ثاني أكسيد المنجنيز (صلب) .

الأدوات المستخدمة : سحاحة (50 ml) - ماصة (10 ml)

- دورق مخروطي - ساعة إيقاف

طريقة العمل :

- 1 - ضعي 250 ml من محلول H_2O_2 (0.5 %) داخل دورق مخروطي.
- 2 - اضيفي إلى المحلول حوالي 0.1 g من MnO_2 وسجلي زمن بداية التفاعل بواسطة ساعة إيقاف .
- 3 - بعد مرور 3 دقائق اسحبي بواسطة الماصة 10 ml من الخليط وضعيها في دورق مخروطي و اضيفي لها 20 ml من H_2SO_4 تركيزه (1 M) وعايري بواسطة محلول برمنجنات البوتاسيوم (0.02 M) الموجود بالسحاحة وسجلي حجم المعايرة (البرمنجنات تعمل كدليل ذاتي) .
- 4 - كرر الخطوة 3 على فترات زمنية كما هو موضح بالجدول.

النتائج :

t (min)	Volume (a - x) $KMnO_4$	$\ln(a - x)$
5		
10		
15		
20		
25		
30		
35		

برسم العلاقة بين (t) و $\ln(a-x)$ نحصل على خط مستقيم ميله يساوي (-K) .

ومن ثم يمكن حساب فترة نصف العمر : $t_{1/2} = 0.693 / K$

تجربة رقم (3)

تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل الكيميائي

Effect of Temperature on Reaction Rate and activation energy calculation

معادلة التفاعل :



الهدف من التجربة :

1. دراسة تأثير تغير درجة الحرارة على سرعة التفاعل

2. إيجاد قيمة معامل الحرارة β " temperature coefficient "

لمعرفة تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل , نجري التفاعل عند درجات حرارة مختلفة مع ملاحظة تثبيت تركيز المتفاعلات و أي ظروف متغيرة أخرى .

يمكن دراسة اثر تغير درجة الحرارة على معدل التفاعل السابق , وذلك بحساب الزمن t اللازم لإحداث أول تعكير لكمية محددة من خليط التفاعل .

نلاحظ هنا انه كلما زادت سرعة التفاعل كلما قل زمن ظهور العكارة (t) أي أن معدل التفاعل يتناسب عكسيا مع الزمن

$$\text{Rate} \propto 1/t$$

و باستخدام معادلة ارهينيوس :

$$k = A e^{-E_a/RT}$$

و بأخذ اللوغاريتم :

$$\ln k = \ln A - (E_a/R)(1/T)$$

وعلى اعتبار انه عند ثبات رتبة التفاعل فان :

$$\ln \text{Rate} \propto \ln k$$

وبالتالي فان :

$$\ln k = A' - \beta/T$$

طريقة العمل :

1. خذي 6 أنابيب اختبار ضعي في كل منها 5 ml 0.25M Na₂S₂O₃
2. خذي 6 أنابيب اختبار أخرى ضعي في كل منها 5 ml 0.5M HNO₃
3. خذي أنبوبة واحدة تحتوي Na₂S₂O₃ مع أنبوبة أخرى تحتوي HNO₃ من الأنابيب الست السابقة , ضعي الأنوبتين في حمام مائي في درجة حرارة الغرفة لمدة تتراوح بين 2-3 دقائق مع وضع الترمومتر في احد الأنوبيين لمعرفة درجة حرارة المحلولين .
4. يتم خلط محتوى الأنوبتين بسرعة مع بدء تشغيل ساعة الإيقاف و تحريك الخليط باحتراس مع ملاحظة بقاء الترمومتر داخل الأنبوبة و ملاحظة عدم تغير درجة الحرارة , و مراعاة أن تتم هذه الخطوة داخل الحمام المائي .
5. سجلي ظهور أول عكارة متكونة في المحلول " والتي تعود لتكون الكبريت "
6. كرري الخطوات السابقة عند درجات حرارة مختلفة حسب الجدول الموضح , مع استخدام حمام مائي ساخن أو بارد حسب الحاجة
7. سجلي النتائج الأولية : t , T
8. عالج النتائج لحساب كل من : $\ln 1/t$, $1/T$, $1/t$
9. مثلي العلاقة بين $\ln 1/t$ و $1/T$.. واستنتجي من الرسم ما يلي :

(a) المعامل الحراري واحسبي طاقة التنشيط

(b) معامل التردد A

مع مراعاة توضيح الوحدات لكل منهم

10. سجلي استنتاجاتك و ملاحظاتك على التجربة العملية :

جدول النتائج الأولية				جدول النتائج المعالجة		
No.	درجة الحرارة المئوية ($^{\circ}\text{C}$)	درجة الحرارة المطلقة K	زمن ظهور الراسب t (sec)	$1/T$ (K^{-1})	$1/t$ (sec^{-1})	$\ln 1/t$
1	10					
2	20					
3	Room Temp.					
4	35					
5	45					

تجربة رقم (4)

تأثير التركيز على سرعة التفاعل الكيميائي

Effect of concentration on Reaction Rate

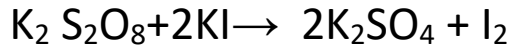
الهدف:

تعيين ثابت سرعة التفاعل K وزمن نصف التفاعل $t_{1/2}$ لتفاعل

Persulphate-Iodide

المقدمة:

يتم التفاعل بين فوق كبريتات البوتاسيوم ويوديد البوتاسيوم حسب المعادلة التالية



التفاعل السابق من الرتبة الثانية ولكن نظرا لان تركيز يوديد البوتاسيوم عال جدا فإن أي تغير في هذا التركيز خلال التفاعل يعتبر ضئيل جدا بالنسبة للتركيز الاصيل له ولذلك يمكن اعتبار تركيز يوديد البوتاسيوم ثابت طوال التفاعل وبالتالي معدل التفاعل يعتمد فقط على تركيز ماده واحده فقط وهي فوق كبريتات البوتاسيوم وعلى هذا الاساس يمكن اعتبار التفاعل حركيا من الرتبة الاولى بالنسبة للمتفاعل فوق كبريتات البوتاسيوم , والتفاعلات من هذا النوع والمتضمنة أكثر من ماده واحده متفاعله وتحقق حركيا معادلة الرتبة الاولى تسمى تفاعلات الرتبة الاولى الكاذبة (Pseudo –unimolecular reaction).

اذن المعادله الحركيه لتفاعل من الرتبة الاولى ممكن تكتب بالشكل

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

أو بالشكل

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

أو بالشكل

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

a : التركيز الابتدائي فوق كبريتات البوتاسيوم (mol/l)

X : تركيز احد النواتج (I₂) (mol/l) .

K: ثابت سرعة التفاعل

t : الزمن المقاس عنده التغير في التركيز منذ بدء التفاعل

لحساب ثابت السرعة لابد من معرفة جميع الحدود في العلاقة السابقة , حيث يمكن استخدام أي خاصية فيزيائية في تتبع سير التفاعل ومعرفة التركيز مباشرة بطرق معينة أو بقياس أي كمية أخرى تتناسب خطيا مع التركيز. ونظرا لان الناتج (I₂) فممكن نستخدم المعايرة باستخدام ثيوكبريتات الصوديوم ودليل النشا .

طريقة العمل :

1. خذي 150 ml من 0.2M KI وضعيها في كأس.
2. خذي 150 ml من فوق كبريتات البوتاسيوم 0.005 M وضعيها في كأس.
3. اخلطي 1 و2 في دورق يود جاف وله غطاء (حتى لا يتطاير اليود المتكون) مع بدء تشغيل ساعة الايقاف وخلط المحلول جيدا.
4. بعد 3 دقائق اسحبي 25 ml من خليط التفاعل وضعيها في دورق مخروطي به 50 ml من الماء البارد وذلك لإيقاف التفاعل

5. عايري بسرعه اليود المتحرر من التفاعل باستخدام ثيوكبريتات الصوديوم
 0.01 M مع استخدام دليل النشا (يجب مراعاة الطريقة الصحيحة للمعايرة
 في حالة محاليل اليود) وسجلي الحجم الناتج من المعايره في الجدول
 6. كرري الخطوات 4 و 5 عند كل زمن موضح بالجدول وسجلي الحجم الناتج
 من المعايرة في كل مره

معالجة النتائج :

- 1- من حجم ثيوكبريتات الصوديوم الناتج من المعايرة ممكن حساب
 تركيز اليود المتكون حسب المعادلة التالية



(اليود) $M \cdot V/n = M^- \cdot V^-/n^-$ (لثيوكبريتات الصوديوم)

$$0.01 \cdot V/2 = M^- \cdot 25/1$$

اذن M^- هو x تركيز اليود المتكون وهو بوحدة mole/l

$$M^- \cdot 1000 = (\text{mmole/l})$$

- 2- a هو تركيز فوق كبريتات البوتاسيوم بعد الخلط ويحسب كالتالي

$$M \cdot V = M^- \cdot V^-$$

$$0.005 \cdot 150 = M^- \cdot 300$$

$$a = M^- = 0.0025 \text{ mole/l} = 2.5 \text{ mmole/l}$$

3- سجلي النتائج في الجدول التالي

t min	V _{Na₂S₂O₃}	X mmole/l	a-x mmole/l	ln(a-x)
3				
10				
15				
20				
25				
30				
35				
40				

4- ارسمي العلاقة بين $\ln(a-x)$ و t لتحصلي على خط مستقيم ميل الخط المستقيم هو

ثابت سرعة التفاعل (-k)

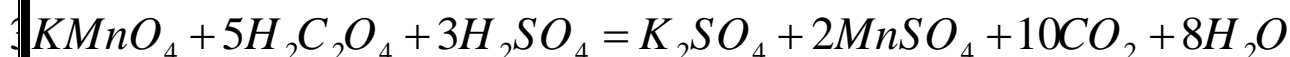
5- اوجدي زمن نصف التفاعل باستخدام القانون التالي $t_{1/2} = \ln 2/k$

تجربة رقم (5)

دراسة الحفز الذاتي لتفاعل برمنجنات البوتاسيوم مع حمض الأكساليك

Study the Autocatalytic Reaction between

Potassium Permanganate and Oxalic acid



هذا التفاعل يمكن تحفيزه يمكن تحفيزه بوجود أيون المنجنيز الذي يتكون من نواتج التفاعل، ويمكن إضافة مزيد من أيون المنجنيز لزيادة سرعة التفاعل.

الهدف من التجربة : إيجاد رتبة التفاعل بين برمنجنات البوتاسيوم وحمض الأكساليك.

خطوات العمل :

1- حضري المخلوطين التاليين من المحاليل المُعطاة حسب الترتيب المدوّن في الجدول داخل دورقين مخروطيين؛ مع مراعاة بدء حساب الزمن عند إضافة نصف حجم البرمنجنات (تحضير المخلوط الثاني بعد نصف ساعة من الأول).

المخلوط	0.1 M $H_2C_2O_4$	1 M H_2SO_4	water	0.02 M $KMnO_4$
1	100 ml	10 ml	20 ml	30 ml
2	100 ml	5 ml	40 ml	15 ml

2- حركي الخليط ثم عند مرور دقيقتين :

اسحبى بالماصة فوراً 10 ml من المخلوط الأول وضعها في دورق مخروطي و أضيفي إليها 15 ml من محلول يوديد البوتاسيوم KI 10% (ما هي معادلة التفاعل) لإيقاف التفاعل ثم عايري اليود المتحرر مع محلول ثيوكبريتات الصوديوم $Na_2 S_2 O_3$ 0.01M الموجود بالسحاحة باستخدام النشاء كدليل .

3- كرري الخطوة رقم (2) على فترات زمنية 5 ، 8 ، 15 ، 25 ، 40 ، 50 دقيقة .

4- كرري الخطوتين (2) و (3) للمخلوط الثاني بنفس الطريقة.

الحسابات :

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

1- رتبي نتائجك في الجدول المرفق ثم ارسمي العلاقة البيانية بين حجم الثيوكبريتات (يمثل حجم البرمنجنات) على المحور الصادي وبين الزمن المقابل على المحور السيني لكل مخلوط على حدة .

2- ناقشي شكل المنحنى لكل مخلوط وأوجدي التركيز الابتدائي للبرمنجنات لكل مخلوط (بتوصيل المنحنى حتى يتلاقى مع المحور الصادي) ومنه أوجدي فترة نصف عمر التفاعل للمخلوط المعني.

3- أوجدي رتبة التفاعل من العلاقة التالية :

$$\frac{\tau_1}{\tau_2} = \left(\frac{a_2}{a_1} \right)^{n-1}$$

حيث أن :

τ_1 و τ_2 فترات نصف عمر التفاعل للمخلوطين الأول والثاني على التوالي .

a_1 و a_2 = التراكيز الابتدائية للبرمنجنات في المخلوطين الاول والثاني على التوالي = n رتبة التفاعل.

النتائج :

Time (min) (دقيقة) الزمن	حجم المعايرة للمخلوط الأول	حجم المعايرة للمخلوط الثاني
2		
5		
8		
15		
25		
40		
50		

الحسابات :

من الرسم :

$$a_1 =$$

$$a_2 =$$

$$\tau_1 =$$

$$\tau_2 =$$

ثم أوجد الرتبة (n)

الأسئلة

1- أكتب معادلة معايرة ثيوكبريتات الصوديوم مع اليود المتحرر.

2- أكتب معادلة إضافة يوديد البوتاسيوم لإيقاف التفاعل .

تجربة رقم (6)

تعيين ثابت سرعة تفاعل تميؤ خلات الميثيل

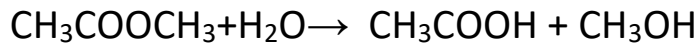
Determination of the rate constant and activation energy for methyl acetate hydrolysis

الهدف:

تعيين ثابت سرعة التفاعل K وزمن نصف التفاعل $t_{1/2}$ لتفاعل تميؤ خلات الميثيل

المقدمه:

تتمياً خلات الميثيل 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 الاولى بالنسبة لخلات الميثيل

$$\text{Rate} \propto [\text{CH}_3\text{COOCH}_3]$$

$$\text{Rate} = K [\text{CH}_3\text{COOCH}_3]$$

المعادلة الحركية لتفاعل من الرتبة الاولى ممكن تكتب بالشكل

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

أو بالشكل

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

أو بالشكل

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

a : التركيز الابتدائي لخلات الميثيل (mol/l)

X : تركيز احد النواتج (حمض الخليك) (mol/l) .

K: ثابت سرعة التفاعل

t : الزمن المقاس عنده التغير في التركيز منذ بدء التفاعل

لحساب ثابت السرعة لابد من معرفة جميع الحدود في العلاقة السابقة , حيث يمكن استخدام أي خاصية فيزيائية في تتبع سير التفاعل ومعرفة التركيز مباشرة بطرق معينة أو بقياس أي كمية أخرى تتناسب خطيا مع التركيز. ونظرا لان الناتج حمض فممكن نستخدم المعايرة بقاعدة مناسبة (NaOH) ودليل مناسب مثل ph.ph.

طريقة العمل :

7. خذي 100 ml من 1M HCl في دورق قياسي.
8. خذي 10 ml من خلات الميثيل وضعيها في كأس نظيف وجاف .
9. اضيفي بسرعة حمض الهيدروكلوريك إلى خلات الميثيل مع بدء تشغيل ساعة الايقاف وخط المحلول جيدا.
10. بعد 5 دقائق اسحبي 10 ml من خليط التفاعل وضعيها في دورق مخروطي به 50 ml من الماء المقطر البارد أو الثلج وذلك لإيقاف التفاعل
11. اضيفي الى الدورق نقطتين من دليل ph.ph ثم عايري الخليط باستخدام 1 M NaOH وسجلي الحجم الناتج من المعايرة في الجدول

12. كرري الخطوات 4 و 5 عند كل زمن موضح بالجدول وسجلي الحجم الناتج من المعايرة في كل مره.

13. مستخدمة خليط التفاعل المحضر سابقا (قبل 24 ساعه) كرري الخطوات 4 و 5 مره واحده فقط (لا يوضع ماء بارد لان التفاعل اساسا انتهى)

6- سجلي النتائج في الجدول التالي

t min	$V_{NaOH}=X$	a-x	$\ln(a-x)$
5			
10			
15			
20			
30			
40			
50			

7- ارسمي العلاقة بين $\ln(a-x)$ و t لتحصلي على خط مستقيم ميل الخط المستقيم هو ثابت سرعة التفاعل (-K)

8- اوجدي زمن نصف التفاعل باستخدام القانون التالي $t_{1/2} = \ln 2/k$

تجربة رقم (7)

تعيين ثابت السرعة وفترة نصف العمر لتفاعل تصبن خلات الايثيل

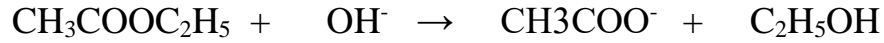
(تفاعلات الرتبة الثانية)

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

(Second Order Reactions)

النظرية :

دراسة حركية خلات الايثيل في وسط قلوي تتم وفقاً للمعادلة التالية:



يتناسب معدل التفاعل طردياً مع تركيز كل من الاستر والقلوي وبذلك نجد أن هذا التفاعل ينتمي للرتبة الثانية

ويمكن التعبير عنه بصورة عامة:

$$\frac{dx}{dt} = K (a - x) (b - x)$$

حيث : a و b هما التركيزان الابتدائيان للاستر والقلوي على الترتيب ، K : ثابت معدل التفاعل.

X : هي كمية المادة المتفاعلة من الاستر أو القلوي ، t : زمن التفاعل .

وبتكامل المعادلة السابقة نحصل على:

$$Kt = \frac{1}{(a-b)} \ln \frac{b(a-x)}{a(b-x)}$$

إذا كان التركيز الابتدائي لكل من الاستر والقلوي متساوياً (a) فتكون المعادلة الحركية بالصورة:

$$Kt = \frac{x}{a(a-x)}$$

المواد الكيميائية المطلوبة: خلات إيثيل (0.05 M) ، هيدروكسيد صوديوم (0.05 M ، 0.025 M) ، (M)

حمض هيدروكلوريك (0.025 M) ، دليل فينولفتالين .

الأدوات المستخدمة: سحاحة (50 ml) ، ماصة (10 ml) ، مخبر مدرج (10 ml) ،

دورق مخروطي (250 ml) .

خطوات العمل:

1 – خذي 50 ml من NaOH (0.05 M) في دورق مخروطي A وفي دورق آخر B خذي 50 ml من خلات الإيثيل (0.05 M) .

2 – أضيفي هيدروكسيد الصوديوم إلى الاستر بسرعة واخلطيهما جيداً مع تشغيل الساعة .

3 – انقلي بعد مرور خمسة دقائق 10 ml من المخلوط (عند أزمنة مختلفة) إلى ورق مخروطي يحتوي على 100 ml ماء مقطر

ثم أضيفي إليها بدقة 10 ml من حمض الهيدروكلوريك 0.025 M (لوقف التفاعل) ثم أضيفي قطرتين من

دليل الفينولفثالين .

4- عايري الخليط مع NaOH (0.025 M) .

5 – كرري الخطوات السابقة عند أزمنة 10 , 15 , 20 , 25 , 30 دقيقة مع تسجيل حجم هيدروكسيد الصوديوم (x ml) .

إذا كان (a = 10 ml) هي كمية حمض الهيدروكلوريك المكافئ للتركيز الابتدائي لكل من القلوي والاستر،

فإن (a – x) هي كمية الاستر أو القلوي المتبقية .

تسجل النتائج بالجدول التالي :

t (min)	x (volume NaOH / ml)	a - x	$\frac{1}{(a-x)}$
5			
10			
15			
20			
30			
35			

برسم العلاقة بين $\frac{1}{(a-x)}$ مع t نحصل على خط مستقيم ميله يساوي k ومنه يمكن حساب $t_{1/2}$

تجربة رقم (8)

قياس ثابت سرعة التفاعل بطريقة التوصيل الكهربى

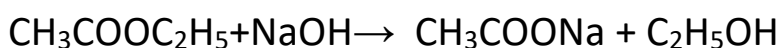
Measurement of a Velocity Constant by Conductimetric Method

الهدف:

تعيين ثابت سرعة التفاعل K وطاقة التنشيط لتفاعل تصبن خلاص الايثل

المقدمة:

يعتبر تفاعل تصبن خلاص الايثل من الرتبة الثانية



لذا تكون معادلة السرعة له

$$\text{Rate} = \frac{dx}{dt} = k (a - x)(b - x)$$

t : الزمن المقاس عنده التغير في التركيز منذ بدء التفاعل

a : التركيز الابتدائي للمتفاعل الأول (mol/l)

b : التركيز الابتدائي للمتفاعل الثاني (mol/l)

X : تركيز احد النواتج .

عندما a=b فإن :

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

وللحصول على الشكل النهائي لمعادلة السرعة نقوم باجراء التكامل على المعادلة السابقة

وجعلها بدلالة k لنحصل على :

$$k = \frac{1}{t} \frac{x}{a(a-x)}$$

لحساب ثابت السرعة لابد من معرفة جميع الحدود في العلاقة السابقة , حيث يمكن استخدام أي خاصية فيزيائية في تتبع سير التفاعل ومعرفة التركيز مباشرة بطرق معينة أو بقياس أي كمية أخرى تتناسب خطياً مع التركيز

وحيث أن NaOH محلول اليكتروليتي بالتالي فان قدرته على التوصيل الكهربائي عالية , لذلك نقوم في هذه التجربة بتتبع التفاعل عن طريق قياس التوصيل الكهربائي لخليط التفاعل وتغيره مع الزمن بالتالي تصبح معادلة السرعة " بعد عدد من الخطوات والاشتقاقات "

$$** G_t = \frac{1}{ak} \left(\frac{G_0 - G_t}{t} \right) + G_\infty$$

حيث أن :

G_0 : التوصيل الكهربائي الابتدائي للمحلول

G_t : التوصيل الكهربائي لمحلول التفاعل عند الزمن t

G_∞ : التوصيل الكهربائي لمحلول التفاعل عند نهاية التفاعل

للحصول على k ترسم العلاقة بين G_t و $\left(\frac{G_0 - G_t}{t} \right)$ حيث تمثل العلاقة خط مستقيم ميله

$\frac{1}{ak}$ والجزء المقطوع من محور الصادات G_∞

طريقة العمل :

14. خذي 25ml من 0.02M NaOH وضعيها في كأس .

15. خذي 25ml من 0.02M CH₃COOC₂H₅ وضعيها في كأس آخر

16. أضيفي CH₃COOC₂H₅ على هيدروكسيد الصوديوم مع تشغيل ساعة

الإيقاف فور الإضافة واغمسي خلية قياس التوصيل الكهربائي في خليط التفاعل وسجلي قراءات التوصيل الكهربائي للمحلول عند كل زمن موضح في الجدول وذلك بواسطة جهاز قياس التوصيل Comductometer

معالجة النتائج :

1. ارسمي أفضل منحنى للعلاقة بين التوصيل الكهربائي للمحلول والزمن , ومن

هذا المنحنى يمكن الحصول على قيمة G_0 وهي تعبر عن قيمة التوصيل

الكهربائي الابتدائي أي قيمة التوصيل عند الزمن $t=0$, وذلك بمد المنحنى

حتى يقطع المحور الصادي

2. بمعرفة قيمة G_0 نكمل الحسابات وترسم العلاقة ** للحصول على قيمة ثابت

سرعة التفاعل

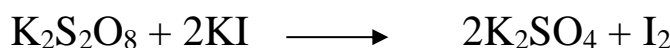
t min	G _t siemns	G ₀ -G _t /t
0		-
2		
5		
10		
15		
20		
25		
30		
35		
40		

تجربة رقم (9)

تأثير الشدة الأيونية على ثابت السرعة

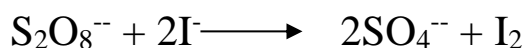
The influence of ionic strength on the reaction rate

تفاعل فوق كبريتات البوتاسيوم مع يوديد البوتاسيوم:



النظرية:

دراسة التأثير الحفزي لملاح كلوريد الصوديوم (NaCl) على ثابت سرعة تفاعل أيونات اليود و فوق كبريتات البوتاسيوم.



و لدراسة هذه المعادلة سوف ندرس التفاعل بين يوديد البوتاسيوم و فوق كبريتات البوتاسيوم في أوساط لها قوى أيونية مختلفة, باستخدام كلوريد الصوديوم كمحلول الكتروليتي لا يشترك في التفاعل.

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

و التفاعل بين الأيونات A,B التي شحناتها Z_A, Z_B يمكن أن يمثل كما يلي:



و قد استخدم العالمان شكلاً مبسطاً من معادلة ديبياي هيكل (Debye-Huckel) لاشتقاق المعادلة التالية:

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

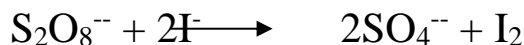
حيث يمثل k ثابت سرعة التفاعل و I أو μ "في بعض المراجع" تمثل القوة الأيونية (ionic strength) لوسط التفاعل.

ما هي القوة الأيونية؟

كما يتضح من العلاقة أعلاه التي تربط بين سرعة التفاعل و القوة الأيونية, و تبين التأثير الأساسي لإضافة ملح متعادل مثل كلوريد الصوديوم إلى تفاعل يحتوي أيونات متشابهة

الشحنة (similar charge) سيكون موجباً أما التفاعل الذي يحتوي على شحنات مختلفة فإنه سيحصل له إعاقة عند زيادة القوة الأيونية.

و في هذه التجربة سندرس التفاعل بين أيونات اليود و فوق الكبريتات:



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 لأم الأيونات متشابهة.

المواد الكيميائية المستخدمة:

0.01N $\text{N}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 4N NaCl, 0.04N KI, 0.04N $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$, starch

الأدوات المستخدمة:

دورق يود, دورق معايرة, كأس, ساعة إيقاف, ماصة, سحاحة, مخبر مدرج.

خطوات العمل:

1- حضري المخاليط الخمسة التالية بالترتيب الموضح في الجدول ما عدا فوق كبريتات البوتاسيوم:

تركيب المخلوطة الحجم ml	1	2	3	4	5
H_2O	50	40	30	20	10
4N NaCl	-	10	20	30	40
0.04N KI	25	25	25	25	25
0.04N $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$	25	25	25	25	25

2- ابدئي بالمخلوط رقم (1) و ضعي الكميات المطلوبة بنفس الترتيب المعطى في دورق نظيف و جاف, و عند إضافة المحلول الأخير [$\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$] نبدأ بتشغيل ساعة إيقاف ثم نخلط المحاليل و نغلق الدورق, و بعدها 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 و آخر ثابتة و تساوي خمس دقائق.

3- بعد مرور 25 دقيقة, نعمل معايرة للمخلوط الأول بأخذ 25 مل من مخلوط التفاعل ثم نعاير اليود المتحرر مع محلول ثيوكبريتات الصوديوم باستخدام كاشف النشاء, و

تكرر نفس العملية لباقي المخاليط. نعاير إلى أن يتحول لونه إلى الأصفر الفاتح ثم نضيف كاشف النشاء و نعاير حتى الوصول إلى نقطة التكافؤ بتحوله إلى لون شفاف.
4- بعد مرور حوالي 50 دقيقة على بدء التفاعل, نعمل معايرة أخرى للمخلوط الأول و لباقي المخاليط.

الحسابات:

ففي كل خليط يكون تركيز أيونات $[S_2O_8^{2-}]$ يساوي 0.01N

1- حيث أن عيارية الفوق كبريتات في كل مخلوط تساوي عيارية محلول الثيوكبريتات المستخدم في المعايرة أي 0.01N, و حيث أننا استخدمنا 25ml من مخلوط التفاعل فإن التركيز الابتدائي لكل من اليوديد و فوق الكبريتات يمكن أن يعتبر مكافئاً لـ 25ml من محلول الثيوكبريتات, و إذا 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, و بالتعويض في المعادلة المبسطة لتفاعل من الرتبة الثانية نحصل على المعادلة التالية:

$$k = \frac{x}{0.01N (25 - x)} \frac{1}{t}$$

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

2- نحسب قيمة ثابت السرعة حسب المعادلة السابقة عند الزمنين 25min و 50min ثم نحسب المتوسط لكل خليط, و يجب أن تكون قيم k_1, k_2 متقاربة (± 0.05).
3- احسبي القوة الأيونية لكل مخلوط من العلاقة:

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

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

4- جدول النتائج لكل مخلوط بالترتيب التالي:

t, x, k_1, k_2 , mean k, log mean k, $\mu, \sqrt{\mu}$

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

تجربة رقم (10)

قياس معدل التآكل لبعض المعادن في كل من حمض HCl و HNO₃

التآكل (Corrosion):

هو عبارة عن تفاعلات كيميائية (تفاعلات أكسدة واختزال) تحدث على سطوح المعادن عندما يكون المعدن على صلة بالوسط المسبب للتآكل مثل الهواء الجوي أو المحاليل المائية وغيرها. ويمكن تعريفه بأنه تلف أكسيدي لمعدن ما و مثاله تحول الحديد إلى صدأ (rust).

نتيجة لأن الأحماض المعدنية تتفاعل مع المعادن بدرجات متفاوتة حسب نوع المعدن و نوع الحمض و تركيزه فإن تعريض صفيحة رقيقة من معدن معين أو سبيكة معادن يؤدي إلى نقصان في وزن المعدن أو السبيكة, و وجد أن هذا النقصان يتناسب طردياً مع الزمن و يتأثر بنوع الحمض و درجة تركيزه.

و العلاقة التي تبين معدل نقصان الوزن (التآكل) هي:

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

حيث أن:

W : الوزن المفقود من العينة (الوزن قبل التآكل- الوزن بعد التآكل)

D : كثافة العينة

A : مساحة العينة

T : الزمن الذي وُضعت فيه العينة

خطوات العمل:

1- حضري المحاليل التالية:

(2M HCl, 2M HNO₃, 1M HCl, 1M HNO₃)

2- خذي أربع عينات من معدن النحاس أو الألمنيوم أو النحاس ثم قومي بصنفرة قطع المعادن باستخدام ورق الصنفرة بحيث تكون الصنفرة باتجاه واحد, ثم يغسل المعدن بالماء العادي ثم الماء المقطر ثم بالأسيتون لتجفيفه و يترك دقيقتين ليجف تماماً.

3- يتم أخذ وزن المعدن بدقة و تقاس أبعاد المعدن و يتم تسجيل النتائج في الجدول.

4- داخل أربعة كؤوس يوضع 30 ml من الأحماض المحضرة, ثم يوضع المعدن في الكأس و يغطى بزجاجة ساعة لمدة ساعة.

5- يزال المعدن بعد انتهاء الزمن ويغسل بالطريقة السابقة ثم يوزن بعد جفافه تماماً.

6- أوجد معدل تآكل كل عينة و سجلي ملاحظاتك عن تأثير تركيز الحمض و نوعه على معدل التآكل.

7- ما هي معادلة تفاعل كلاً من النحاس و الزنك و الألمنيوم مع HCl و HNO₃

النتائج و الحسابات:

التجربة	الحمض المستخدم	الطول (cm)	العرض (cm)	المساحة (inch ²)	الحجم (cm ³)	الكثافة (g/cm ³)	الوزن قبل التآكل (g)	الوزن بعد التآكل (g)	الوزن المفقود (mg)	معدل التآكل (mpy)
1	2M HCl									
2	2M HNO ₃									
3	1M HCl									
4	1M HNO ₃									