



كلية العلوم

القسم :الكيمياء

السنة : الرابعة

المادة : حركية التفاعلات الكيميائية

المحاضرة : الخامسة / عملي

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z : Facebook Group

2026

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية ، ت

٢

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960

الأحد: 2023/12/3 الأحد: 2023/12/10	عملي حركية التفاعلات الكيميائية	الجلسة الخامسة 5
د: مروة رباح	التفكك الحفزي لفوق أكسيد الهيدروجين H₂O₂ THE CATALYTIC DECOMPOSITION OF HYDROGEN PEROXIDE	قسم الكيمياء السنة الرابعة - الفصل الأول 2023 - 2024
على جميع الطلاب التقيد بمواعيد الجلسات العملية، إضافة لضرورة الالتزام والتقيد بقواعد السلامة المخبرية في كل جلسة		

الهدف من التجربة:

تحديد مرتبة التفاعل وحساب ثابت سرعة تفكك H₂O₂ بيانياً ودراسة درجة تأثير الحفازات η على سير التفاعل.

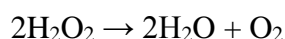
الأدوات والمواد المستخدمة:

ارليمير سعة 250 ml عدد 6, ماصة سعة 5 ml, أنبوب مدرج سعة 100 ml – 25, حمام مائي, ميزان حرارة عدد 3, سحاحة سعة 25 ml.

محلول H₂O₂ (0.006 M), محلول FeCl₃ (0.01 M), محلول (FeCl₃/CuCl₂) (0.005 M) لكل منهما بنسبة مزج 1:1, محلول حمض الكبريت 2 N, محلول برمنغنات البوتاسيوم (0.02 N).

مقدمة نظرية:

يتفكك الماء الأوكسجيني في محاليله المائية الخالية من الكابح بصورة تلقائية وفق التفاعل التالي:



يزداد معدل التفكك كثيراً بوجود أجسام صلبة مثل MnO₂ أو محاليل K₂Cr₂O₇ أو Br₂ أو شوارد مثل Fe⁺³ و Cu⁺² وغيرها والتي تعمل كحفازات، ويمكن تتبع التفاعل إما بمعايرة الماء الأوكسجيني بمحلول قياسي من برمنغنات البوتاسيوم في وسط حمضي أو من حجم الأكسجين المتحرر.

تعطى علاقة السرعة لتفكك الماء الأوكسجيني الحفزي في المحلول المائي بوجود وسيط (C)

بالعلاقة التالية:

$$v = -\frac{1}{2} \frac{d(\text{H}_2\text{O}_2)}{dt} = k(C)(\text{H}_2\text{O}_2)^n$$

وحيث أن تركيز الوسيط ثابت فإن علاقة السرعة تؤول إلى ما يلي:

$$v = k_{app}(\text{H}_2\text{O}_2)^n \quad ; \quad k_{app} = k(C) \quad (1)$$

بأخذ لوغاريتم الطرفين ينتج لدينا ما يلي:

$$\log v = \log k_{app} + n \log C_A \quad (2)$$

حيث C_A = (H₂O₂) في اللحظة t.

طريقة العمل التجريبي: Experimental Procedure

1- تحديد تركيز H_2O_2 البدائي C_0 : أملء السحاحة النظيفة بمحلول برمنغنات البوتاسيوم (0.02 N). خذ بواسطة ماصة مقدار 5 ml من محلول الماء الأوكسجيني وضعها في ارلنماير سعة 100 ml، ثم أضف إليه مقدار 25 ml من محلول حمض الكبريت (2 N) وحرك المزيج، ثم عاير بمحلول برمنغنات البوتاسيوم حتى ظهور اللون البنفسجي، واحسب تركيز H_2O_2 البدائي بتطبيق قانون مور.

2- خذ ثلاثة ارلنمايرات وضع في كل منها مقدار 75 ml من محلول H_2O_2 ، بواسطة الأنبوب المدرج، وضعها في منظم حراري درجة حرارته $25^\circ C$ لمدة 5 min، وخذ في الوقت ذاته ثلاثة ارلنمايرات يحوي الأول على 15 ml ماء مقطر، والثاني على 15 ml من محلول $FeCl_3$ والثالث على 15 ml من محلول $FeCl_3/CuCl_2$ وضع الارلنمايرات الثلاث في الحمام المائي ($25^\circ C$).

3- يُضاف الماء المقطر بعد بلوغ التوازن الحراري إلى أحد الارلنمايرات الحاوية على H_2O_2 ويمزج بشكل جيد، حيث تعتبر لحظة الإضافة هي لحظة بداية التفاعل.

4- خذ مباشرةً بواسطة ماصة مقدار 5 ml من المزيج المتفاعل وأضف إليه 25 ml من حمض الكبريت (2 N) وعايره بواسطة $KMnO_4$ (0.02 N) حتى ثبات اللون البنفسجي للبرمنغنات حيث تعتبر نقطة نهاية المعايرة (نقطة التكافؤ).

5- تعاد المعايرة كل 15 min وبحيث يبلغ عدد المعايرات 5 مرات.

6- كرر الخطوات 3 و 4 و 5 على المجموعة الثانية وذلك بعد إضافة محلول $FeCl_3$ إلى الماء الأوكسجيني.

7- أعد الخطوات 3 و 4 على المجموعة الثالثة وذلك بعد إضافة محلول $FeCl_3/CuCl_2$ إلى الماء الأوكسجيني وعاير ثم كرر المعايرة كل 10 min وتعاد المعايرة 6 مرات. رتب النتائج في الجداول التالية:

- مجموعة القياس الأول (H_2O_2 + ماء مقطر):

t	0	15	30	45	60
V($KMnO_4$)					
C_A					

- مجموعة القياس الثانية ($FeCl_3 + H_2O_2$):

t	0	15	30	45	60
V($KMnO_4$)					
C_A					

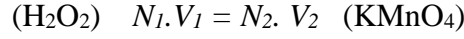
- مجموعة القياس الثالثة ($FeCl_3/CuCl_2 + H_2O_2$):

t	0	10	20	30	40	50	60
V($KMnO_4$)							
C_A							

الحسابات:

1- اكتب معادلة التفاعل الحاصلة ووازنها بطريقة الأكسدة والإرجاع.

2- احسب تركيز C_A ، H_2O_2 ، في كل مجموعة قياس من قانون مور كما يلي:



حيث تكون $C_A \text{ (mol/l)} = N_1/2$.

3- ارسم تغيّرات تركيز H_2O_2 مع مرور الزمن.

4- تحقق تجريبياً من مرتبة التفاعل بتطبيق العلاقة (2) كما يلي:

$$v = -\frac{1}{2} \frac{dC_A}{dt} = k_{app} C_A^n$$

وبأخذ لوغاريتم الطرفين:

$$\log v = \log k_{app} + n \log C_A \quad (3)$$

نحسب سرعة التفاعل من ميل المنحني، C_A بدلالة t ، عند تراكيز مختلفة، ثم نحسب $\log v$ و $\log C_A$ الموافقة، ونرسم العلاقة بين $\log v$ و $\log C_A$ ، العلاقة (3)، ومن ميل الخط المستقيم نحسب n مرتبة التفاعل ومن التقاطع، $i = \log k_{app}$ ، نحسب ثابت السرعة الظاهري.

5- احسب مرتبة التفاعل من طريقة الفرضيات المتتالية كما يلي:

نفرض أنّ التفاعل من المرتبة الأولى ثم نعوض في العلاقة التالية من أجل كل زمن:

$$k_1 = \frac{2.303}{t} \log \frac{C_{A,o}}{C_A} \quad (4)$$

فإذا كانت قيم k متساوية تقريباً من أجل جميع الأزمنة نقول أنّ الفرضية صحيحة و $n = 1$ ونأخذ المتوسط الحسابي لثابت السرعة، عدا ذلك نعود ونفرض $n = 2$ ونعوض في علاقة المرتبة الثانية التالية:

$$k_2 = \frac{1}{t} \left(\frac{1}{C_A} - \frac{1}{C_{A,o}} \right) \quad (5)$$

6- نحسب k_{cat} من العلاقة (4) من أجل المجموعة الثانية (وجود $FeCl_3$) وكذلك من أجل المجموعة

الثالثة (وجود المزيج $FeCl_3/CuCl_2$)، ماذا تلاحظ؟

7- أوجد درجة تأثير الحفاز على سرعة التفاعل (التفكك) وذلك بتطبيق العلاقة:

$$\eta = \frac{k_{cat}}{k_{uncat}}$$

ومنه نحسب η_1 بوجود $FeCl_3$ و η_2 بوجود المزيج $FeCl_3/CuCl_2$ ،

حيث تمثّل: k_{cat} ثابت سرعة التفاعل بوجود حفاز.

k_{uncat} ثابت سرعة التفاعل بعدم وجود حفاز.