



كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الرابعة

1

المادة : حركة التفاعلات الكيميائية

المحاضرة : الخامسة / عملي /

A to Z مكتبة

Facebook Group : A to Z مكتبة



كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية ،

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

الأحد: 2023/12/3 الأحد: 2023/12/10	عملية حركية التفاعلات الكيميائية	الجلسة الخامسة 5
د: مروة رياح	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 والتقييد بقواعد السلامة المخبرية في كل جلسة		

الهدف من التجربة:

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

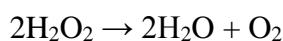
الأدوات والمواد المستخدمة:

ارلينماير سعة 250 ml عدد 6, ماصة سعة 5 ml, أنبوب مدرج سعة 100 ml - 25/, حمام مائي، ميزان حرارة عدد 3, ساحة سعة 25 ml.

محلول H₂O₂ (0.006 M), محلول FeCl₃ (0.01 M), محلول (FeCl₃/CuCl₂) (0.005 M) لكل منها بنسبة منزج 1:1، محلول حمض الكبريت N 2، محلول برمونغات البوتاسيوم (0.02 N).

مقدمة نظرية:

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



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

تعطى علاقة السرعة لتفكك الماء الأوكسجيني الحفزي في محلول 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 وسيط 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 لوغاريم الطرفين ينتج لدينا ما يلي:

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

حيث (H₂O₂) في اللحظة t.

طريقة العمل التجاريبي : Experimental Procedure

- 1- تحديد تركيز H_2O_2 البدائي C_0 : أملء الساحة النظيفة بمحلول برمونغات البوتاسيوم (N) 0.02. خذ بواسطة ماصة مقدار 5 ml من محلول الماء الأوكسجيني وضعها في ارلينماير سعة 100 ml، ثم أضف إليه مقدار 25 ml من محلول حمض الكبريت (N) 2 وحرك المزيج، ثم عاير بمحلول برمونغات البوتاسيوم حتى ظهور اللون البنفسجي، واحسب تركيز H_2O_2 البدائي بتطبيق قانون مور.
- 2- خذ ثلاثة ارلينمايرات وضع في كل منها مقدار 75 ml من محلول H_2O_2 ، بواسطة الأنبوب المدرج، وضعاها في منظم حراري درجة حرارته $25^{\circ}C$ لمدة 5 min، وخذ في الوقت ذاته ثلاثة ارلينمايرات يحوي الأول على 15 ml ماء مقطر، والثاني على 15 ml من محلول $FeCl_3/CuCl_2$ والثالث على 15 ml من محلول $FeCl_3/CuCl_2$ وضع الارلينمايرات الثلاث في الحمام المائي ($25^{\circ}C$).
- 3- يضاف الماء المقطر بعد بلوغ التوازن الحراري إلى أحد الارلينمايرات 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 المتفاعلة وأضف إليه 25 ml من حمض الكبريت (N) 2 وعايره بواسطة $KMnO_4$ (0.02 N) حتى ثبات اللون البنفسجي للبرمنغات حيث تعتبر نقطة نهاية المعايرة (نقطة التكافؤ).
- 5- تعداد المعايرة كل 15 min وبحيث يبلغ عدد المعايرات 5 مرات.
- 6- كرر الخطوات 3 و 4 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 وتعداد 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					

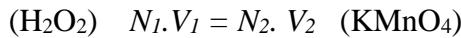
- مجموعة القياس الثالثة ($FeCl_3/CuCl_2 + H_2O_2$) :

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 H_2O_2 , C_A , في كل مجموعة قياس من قانون مور كما يلي:



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

3- ارسم تغيرات تركيز H_2O_2 مع مرور الزمن.

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

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

وأخذ 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 v و $\log C_A$ الموافقة، ونرسم العلاقة بين $\log v$ و $\log C_A$ ، العلاقة (3)، ومن ميل الخط المستقيم نحسب مرتبة التفاعل ومن التقاطع، $n = \log k_{app}$ ، نحسب ثابت السرعة الظاهري.

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

نفرض أن التفاعل من المرتبة الأولى ثم نعرض في العلاقة التالية من أجل كل زمن:

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

فإذا كانت قيمة k متساوية تقريباً من أجل جميع الأزمنة نقول أن الفرضية صحيحة و $n = 1$ ونأخذ المتوسط الحسابي لثابت السرعة، عدا ذلك نعود ونفرض $n = 2$ ونعرض 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 $(\text{FeCl}_3/\text{CuCl}_2)$ ، 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 $\text{FeCl}_3/\text{CuCl}_2$

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

k_{uncat} ثابت سرعة التفاعل بعدم وجود حفاز.