



كلية العلوم

القسم : علم الحياة

السنة : الثالثة

المادة : فيزياء حيوية

المحاضرة : الخامسة / عملي

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z : Facebook Group

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية ، تكنولوجيا المعلومات والاتصالات

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



جامعة طرطوس عملي مقرر الكيمياء الفيزياء الحيوية
كلية العلوم التجربة الخامسة
قسم علم الحياة د. مروة رباح

التفكك الحفزي لفوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 THE CATALYTIC DECOMPOSITION OF HYDROGEN PEROXIDE

الهدف من التجربة:

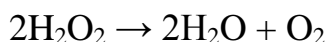
تحديد مرتبة التفاعل وحساب ثابت سرعة تفكك H_2O_2 بيانياً ودراسة درجة تأثير الحفازات η على سير التفاعل.

الأدوات والمواد المستخدمة:

ارلينماير سعة 250 ml عدد 6، ماصة سعة 5 ml، أنبوب مدرج سعة 100 – 25 / ml، حمام مائي، ميزان حرارة عدد 3، سحاحة سعة 25 ml. محلول H_2O_2 (0.006 M)، محلول $FeCl_3$ (0.01 M)، محلول $(FeCl_3/CuCl_2)$ (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 MnO_2 أو محاليل $K_2Cr_2O_7$ أو Br_2 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 الأوكسجين المتحرر.

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

$$v = -\frac{1}{2} \frac{d(H_2O_2)}{dt} = k(C)(H_2O_2)^n$$

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

$$v = k_{app}(H_2O_2)^n \quad ; \quad k_{app} = k(C) \quad (1)$$

بأخذ لوغاريتم الطرفين ينتج لدينا ما يلي:

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

حيث $C_A = (H_2O_2)$ 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 ارلينماير 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 ارلينمايرات 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 ارلينمايرات 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 الارلينمايرات 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 H_2O_2 ، C_A ، في كل مجموعة قياس من قانون مور كما يلي:

$$(H_2O_2) \quad N_1.V_1 = N_2.V_2 \quad (KMnO_4)$$

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 ثمّ 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 $\text{FeCl}_3/\text{CuCl}_2$ ،

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

k_{uncat} ثابت سرعة التفاعل بعدم وجود حفاز.