

التمرين الأول :

لدراسة تطور التفاعل بين شوارد اليود (I^-) والماء الاوكسجيني (H_2O_2) نضع في بيشر 50 mL من الماء الأوكسجيني (S_1)، معاير مسبقا باستعمال محلول برمغنات البوتاسيوم فوجد أن تركيزه $[H_2O_2] = 5.4 \times 10^{-2} \text{ mol / L}$ ، نحض الماء الأوكسجيني بقابل من حمض الكبريت المركز عند اللحظة $t = 0$ نسكب 50 mL من محلول يود البوتاسيوم (S_2) تركيزه 0.1 mol / L على المحلول (S_1) ونشغل الكرونومتر .

نجزأ المزيج بواسطة ماصة إلى 10 أجزاء متماثلة في 10 كؤوس بيشر بمعدل 10 mL في البيشر الواحد . في اللحظة $t = 2 \text{ min}$ نضيف إلى أحد الكؤوس حوالي 50 mL من الماء المثلج ثم نعاير بواسطة محلول ثيوكبريتات الصوديوم تركيزه المولي $C = 0.1 \text{ mol / L}$. لتعيين التعديل بدقة يمكننا استعمال قليل من صبغ النشا . نكرر العملية عند اللحظات المعينة في الجدول ونسجل حجوم التكافؤ من أجل كل معايرة .

$t \text{ (min)}$	2.0	6.0	10.0	15.0	20.0	25.0	30.0	40.0	50.0	60.0
$V_{\text{éq}} \text{ (mL)}$	0.8	2	3	3.6	4.3	4.7	5.0	5.3	5.4	5.4

الجزء الأول : كتابة معادلات التفاعل :

1/ أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الحادث أثناء المعايرة المسبقة للماء الأوكسجيني بمحلول برمغنات البوتاسيوم . هل التفاعل بطيء أم سريع ؟ عين علاقة التكافؤ لحساب التركيز . علما أن الثنائيتين الداخلتين في التفاعل : $O_2 / H_2O_2, MnO_4^- / Mn^{2+}$

2/ أكتب معادلة التفاعل الكيميائي المدروس للماء الأوكسجيني بمحلول يود البوتاسيوم . علما أن الثنائيتين الداخلتين في التفاعل : $I_2 / I^-, H_2O_2 / H_2O$

2/ أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الحادث لمعايرة ثنائي اليود المتشكل بواسطة محلول ثيوكبريتات الصوديوم . هل التفاعل بطيء أم سريع ؟ علما أن الثنائيتين الداخلتين في التفاعل : $I_2 / I^-, S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$.

الجزء الثاني : تحليل النتائج :

1/ أنشئ جدولاً لتطور الجملة المدروسة . (التفاعل بين شوارد اليود (I^-) والماء الاوكسجيني (H_2O_2)) . عبر بدلالة التقدم x عن كمية مادة اليود (I_2) الناتج في اللحظة t .

2/ أنشئ جدولاً لتطور التفاعل الذي يخص المعايرة . عبر عن $n(I_2)$ بدلالة حجم التكافؤ $V_{\text{éq}}$ والتركيز المولي لمحلول ثيوكبريتات الصوديوم .

3/ أحسب في كل لحظة t المقدار x وهذا في 100 mL من المزيج التفاعلي . أجمع النتائج في جدول .

4/ أرسم البيان $x = f(t)$.

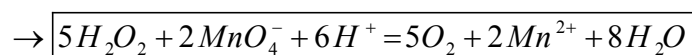
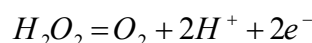
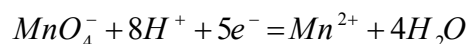
5/ أحسب زمن نصف التفاعل .

6/ عين السرعة الحجمية للتفاعل عند اللحظتين $t = 0, t = 30 \text{ min}$.

7/ كيف تتطور هذه السرعة ؟ ما هو العامل الحركي في هذه التجربة الذي يؤثر على سرعة التفاعل ؟ أذكر عامل حركي آخر يزيد من سرعة التفاعل .

التصحيح : الجزء الأول :

1/ كتابة معادلة تفاعل المعايرة المسبقة :

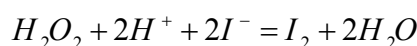
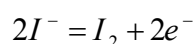
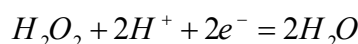


• علاقة التكافؤ : من المعادلة نكتب : $C_0 = \frac{5C V_E}{2V_0}$

$$\frac{n_0(H_2O_2)}{5} = \frac{n_{0E}(MnO_4^-)}{2} \rightarrow \frac{C_0 V_0}{5} = \frac{C V_E}{2} \rightarrow$$

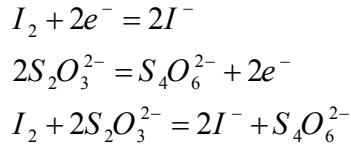
• التفاعل سريع

2/ كتابة معادلة التفاعل المدروس :



• التفاعل بطيء

3/ كتابة تفاعل المعايرة الحادث :



• التفاعل سريع
الجزء الثاني :
1/ الجدول :

المعادلة	$H_2O_2 + 2I^- + 2H^+ = I_2 + 2H_2O$				
$t = 0$	n_0	n_0'	زيادة	0	زيادة
t	$n_0 - x$	$n_0' - 2x$	زيادة	x	زيادة
t_f	$n_0 - x_f$	$n_0' - 2x_f$	زيادة	x_f	زيادة

من الجدول نلاحظ : $n(I_2) = x$
2/ الجدول :

المعادلة	$I_2 + 2S_2O_3^{2-} = 2I^- + S_4O_6^{2-}$				
$t = 0$	n_0	n_0'	0	0	
t_f	$n_0 - x_{eq}$	$n_0' - 2x_{eq}$	$2x_{eq}$	x_{eq}	

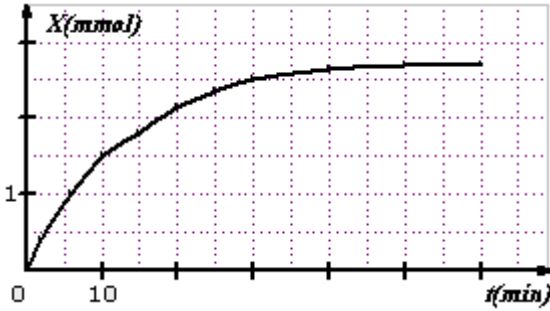
من الجدول نتوصل إلى : $n(I_2) = \frac{CV_{eq}}{2}$

وفي $100 mL$ يكون : $n(I_2) = 5CV_{eq}$

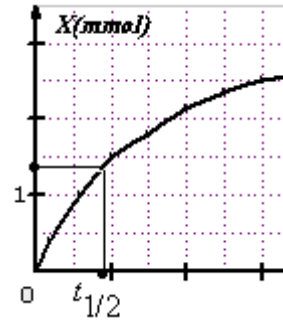
3/ الجدول الذي يلخص النتائج :

t (min)	2.0	6.0	10.0	15.0	20.0	25.0	30.0	40.0	50.0	60.0
x (mmol)	0.4	1	1.5	1.8	2.15	2.35	2.5	2.65	2.7	2.7

4/ رسم البيان : $x = f(t)$



5/ من البيان نقرأ : $t_{1/2} = 8.8 \text{ min}$



6/ السرعة الحجمية للتفاعل .
عند $t = 0$.

عند $t = 30 \text{ min}$

7/ تتناقص السرعة الحجمية مع الزمن لتتناقص التراكيز الابتدائية .
مثلا درجة الحرارة تزيد من سرعة التفاعل .