مديرية التربية لولاية المسيلة
ثانوية الدكتور احمد عروة – مقرة – المسيلة
الفصل : الأول

السنة الدراسية : 2013/2012
الأقسام : 3 ع ت 2 + 3 ت ر
المدة : 40 دقيقة

الفرض الأول في مادة العلوم الفيزيائية

التمرين الأول :

من أجل تحقيق دراسة حركية تحول بطئ بين شوارد اليود $\left(I^-_{(aq)}\right)$ والماء الأكسجيني $\left(H_2O_{2(aq)}\right)$ حيث لهما نفس التركيز $C = 0{,}1 mol/L$.

نحقق الخليطين المقابلين :

الخليط	$\left(K^+ + I^-\right)$	$\left(H_2O_2\right)$
(1)	$18mL$	$2mL$
(2)	$10mL$	$1mL$

نضيف لكل خليط كمية من الماء المقطر وقطرات من حمض الكبريت فيصبح الحجم التفاعلي (الكلي) $30\,mL$.

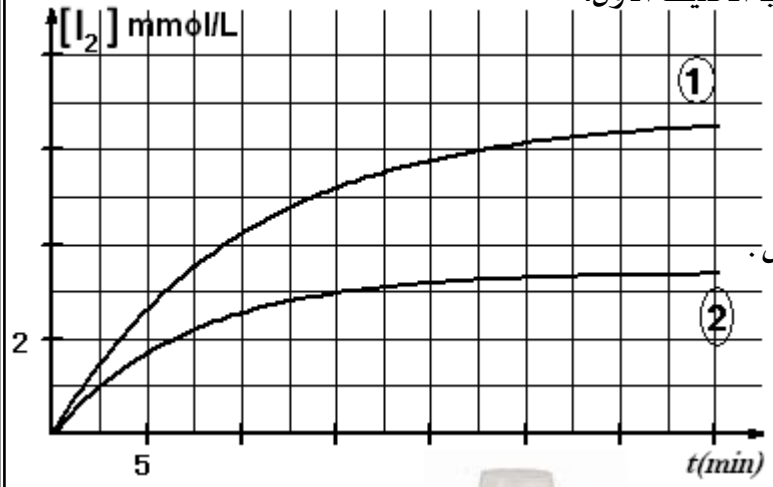
نكتب معادلة التفاعل الحادث في كل خليط كما يلي: $2I^-_{(aq)} + H_2O_{2(aq)} + 2H^+_{(aq)} = I_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$

1❖أكتب المعادلات النصفية للتفاعل الحادث . ثم إستنتج الثنائيتين الداخلتين في التفاعل.

2❖أ❖أحسب من أجل كل خليط الكميات الإبتدائية.

ب❖أكتب جدول التقدم للتفاعل الحادث في الخليط الأول.

3❖البيان المقابل يعطي تركيز ثنائي اليود المتشكل بدلالة الزمن في كل خليط.



❖ أحسب تركيز ثنائي اليود المتشكل في الحالة النهائية في الخليط الأول.

ب❖عين زمن نصف التفاعل الحادث في الخليط الأول .

ج❖ إستنتج من البيان (1) تركيز ثنائي اليود المتشكل لما $t = 30\min$.

د❖هل التفاعل في الخليط (1) عند $t = 30\min$ انتهى ؟ علل.

4❖أ❖عرف سرعة تشكل ثنائي اليود بدلالة $\left[I_{2(aq)}\right]$.

ب❖ قارن وصفيا السرعتين في اللحظة $t = 5\min$.

ج❖حدد العامل الحركي المسؤول عن تغير السرعة.

د❖هل يمكن اعتبار حمض الكبريت وسيط ؟ علل.

1❖المعادلتين النصفيتين وكذا الثنائيتين(مر/مؤ) الداخلتين في التفاعل:

$$2I^- = I_2 + 2e^- \rightarrow \left(I_2 / I^-\right)$$

$$H_2O_{2(aq)} + 2H^+_{(aq)} + 2e^- = 2H_2O_{(l)} \rightarrow \left(H_2O_{2(aq)} / H_2O_{(l)}\right)$$

2❖حساب كميات المادة الابتدائية لكل خليط :

الخليط الأول :

$$n_1(I^-) = C.V_{I^-} = 0.1 \times 0.018 \rightarrow \boxed{n_1(I^-) = 1,8 \times 10^{-3} mol}$$

$$n_1(H_2O_{2(aq)}) = C.V_{H_2O_{2(aq)}} = 0.1 \times 0.002 \rightarrow \boxed{n_1(H_2O_{2(aq)}) = 2,0 \times 10^{-4} mol}$$

الخليط الثاني :

$$n_2(I^-) = C.V_{I^-} = 0.1 \times 0.010 \rightarrow \boxed{n_2(I^-) = 1,0 \times 10^{-3} mol}$$

$$n_2(H_2O_{2(aq)}) = C.V_{H_2O_{2(aq)}} = 0.1 \times 0.001 \rightarrow \boxed{n_2(H_2O_{2(aq)}) = 1,0 \times 10^{-4} mol}$$

ب❖جدول التقدم للتفاعل الحادث في الخليط الأول.

المعادلة	$2I^-_{(aq)} + H_2O_{2(aq)} + 2H^+_{(aq)} = I_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$				
$t=0$	n_1	n_2	بزيادة	0	بزيادة
t	$n_1 - 2x$	$n_2 - x$		x	
t_f	$n_1 - x_f$	$n_2 - x_f$		x_f	

3❖أ❖❖ حساب تركيز ثنائي اليود المتشكل في الحالة النهائية في الخليط الأول:

تعيين المتفاعل المحد : لنحل المعادلتين التاليتين : $\begin{pmatrix} n_1 - 2x_1 \Rightarrow x_1 = 9.0 \times 10^{-4} mol \\ n_2 - x_2 = 0 \Rightarrow x_2 = 2,0 \times 10^{-4} mol \end{pmatrix} \Leftrightarrow \boxed{x_f = 2,0 \times 10^{-4} mol}$

من الجدول : $n_f(I_{2(aq)}) = x_f = 2,0 \times 10^{-4} mol \Rightarrow \boxed{\left[I_{2(aq)}\right]_f = 6,7 \times 10^{-3} mol / L}$

ب❖ زمن نصف التفاعل الحادث في الخليط الأول :

$$\left[I_{2(aq)}\right](t_{\frac{1}{2}}) = \frac{\left[I_{2(aq)}\right]_f}{2} \Rightarrow \boxed{t_{\frac{1}{2}} = 7 \min}$$

ج❖ من البيان (1) تركيز ثنائي اليود المتشكل لما $t = 30 \min$.

$$\left[I_{2(aq)}\right](t = 30 \min) = 6.2 mmol / L$$

د❖❖التفاعل لم ينتهي لأن : $\boxed{\left[I_{2(aq)}\right](t = 30 \min) < \left[I_{2(aq)}\right]_f}$

4❖أ❖❖ التعريف : مشتق تركيز ثنائي اليود بالنسبة للزمن .أي : $\boxed{v(I_2) = \frac{d\left[I_{2(aq)}\right]}{dt} V}$

ب❖❖ المقارنة : سرعة تشكل ثنائي اليود في الخليط الأول أكبر منها في الخليط الثاني . لان ميل المماس عند تلك اللحظة في البيان الأول أكبر منه في البيان الثاني .

ج❖ لعامل الحركي المسؤول عن تغير السرعة هو التراكيز الابتدائية للمتفاعلات .

د❖ لا يمكن اعتباره وسيطا لأنه ظهر في كتابة التفاعل الحادث (تدخل في التفاعل ولم يعد في نهاية التفاعل إلى أصله) .