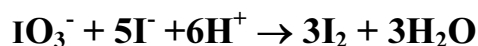


KINETYKA REAKCJI MIĘDZY JONAMI IO_3^- i I^-

1. Cel ćwiczenia

Celem ćwiczenia jest wyznaczenie rzędu, stałej szybkości oraz określenie mechanizmu reakcji:



poprzez wyznaczenie równania kinetycznego:

$$-\frac{d[\text{IO}_3^-]}{dt} = k[\text{IO}_3^-]^m [\text{I}^-]^n [\text{H}^+]^p$$

2. Metodyka pomiarów

Rząd reakcji jest określony przez mechanizm reakcji. Jednakże przyjęcie różnych mechanizmów może prowadzić do takich samych równań kinetycznych. Do oznaczania rzędu reakcji w odniesieniu do danej substancji stosuje się metodę polegającą na określeniu początkowej szybkości reakcji w funkcji stężenia odpowiednich jonów dla dostatecznej liczby kombinacji początkowych stężeń różnych reagentów.

Doświadczenie prowadzi się w ten sposób, że zmienia się niezależnie od siebie początkowe stężenia jonów IO_3^- , I^- , H^+ i mierzy się czas potrzebny do przereagowania zawsze tej samej niewielkiej ilości jodanu. Na początku doświadczenia dodaje się określoną ilość czynnika redukującego i nie reagującego z jodanem ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), który redukuje powstający w reakcji jod równie szybko, jak się on tworzy. Gdy tiosiarczan sodowy zużyje się całkowicie, pojawia się wolny jod, który zabarwia na niebiesko dodaną uprzednio skrobię.

Początkowa szybkość zmiany stężenia jodanu w każdej próbie jest ilorazem liczby moli przereagowanego jodanu do czasu pojawienia się niebieskiego zabarwienia skrobi.

Znając początkowe szybkości v_{oi} dla serii pomiarów i dla wyjściowych stężeń jodku $v_{oi} = k[\text{I}^-]_i^m$, gdy stężenia jodanu i jonu wodorowego są stałe, można wyznaczyć m z relacji

$$\frac{v_{oi}}{v_{oi+1}} = \frac{[\text{I}^-]_i^m}{[\text{I}^-]_{i+1}^m}$$

analogicznie wyznacza się rzędy reakcji w stosunku do pozostałych reagentów.

3. Wykaz sprzętu i odczynników

I. Sprzęt:

1. mieszadło magnetyczne (1 szt),
element mieszający (1 szt)
2. stoper (1 szt)
3. kolbka stożkowa 200 cm³ (6 szt)
4. zlewka 100 cm³ (6 szt)
5. zlewka 150 cm³ (2 szt)
6. biureta 25 cm³ (3 szt)
7. biureta 50 cm³ (2 szt)
8. pipeta 5 cm³ (1 szt)
9. lejek (2 szt)

II. Odczynniki

1. KIO₃ (0,1 M)
2. KI (0,2 M)
3. Na₂S₂O₃ (0,01 M)
4. Bufor A (kwas octowy + octan sodowy) pH = 5,16
5. Bufor B (kwas octowy + octan sodowy) pH = 4,90
6. skrobia

4. Wykonanie ćwiczenia

- a) Do kolbki stożkowej odmierzyć kolejno za pomocą biuret: 2,5 cm³ roztworu KIO₃, 27,5 cm³ buforu A i 2,5 cm³ roztworu skrobi.
- b) Delikatnie wrzucić do kolbki element mieszający, umieścić na płytce mieszadła magnetycznego, włączyć mieszadło i wyregulować obroty.
- c) Do zlewki odmierzyć z biurety 12,5 cm³ roztworu KI i 10 cm³ Na₂S₂O₃. Zawartość zlewki szybko wlać do kolbki stożkowej umieszczonej na mieszadle magnetycznym, jednocześnie włączając stoper (w chwili wiania pierwszej kropli cieczy).
- d) Po pewnym czasie zawartość kolbki zabarwi się na kolor niebieski, którego intensywność wzrasta z czasem. Należy uchwycić moment pojawienia się niebieskiej barwy roztworu i zatrzymać stoper. Następnie odczytać czas. Każdy pomiar wykonać dwukrotnie.
- e) Wyżej wymienione czynności (punkty 1- 4) powtarzać, wprowadzając do kolbki stożkowej i zlewki kolejno objętości roztworów (w cm³) wg tabelki

		1	2	3	4	5	6
Kolbka	KIO ₃	2,5	5	7,5	2,5	2,5	2,5
	Bufor A	27,5	25	22,5	21,1	33,7	-
	Bufor B	-	-	-	-	-	27,5
	Skrobia	2,5	2,5	2,5	2,5	2,5	2,5
zlewka	KI	12,5	12,5	12,5	18,9	6,3	12,5
	Na ₂ S ₂ O ₃	10	10	10	10	10	10

5. Opracowanie wyników

- Na podstawie otrzymanych danych należy wyznaczyć rzędy reakcji względem poszczególnych reagentów, określić całkowity rząd i stałą szybkości reakcji oraz równanie kinetyczne badanej reakcji.
- Następnie należy sprawdzić i wyjaśnić, który z podanych w literaturze mechanizmów zgadza się z otrzymanym doświadczalnie równaniem kinetycznym i przy jakich założeniach.

Mechanizm tej reakcji nie jest jeszcze dokładnie wyjaśniony, w literaturze podawane są możliwe mechanizmy, np:

- $\text{IO}_3^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{HIO}_3$ (szybka równowaga)
 $\text{I}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{HI}$ (szybka równowaga)
 $\text{HIO}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{HIO} + \text{HIO}_2$ (reakcja powolna)
następnie szybkie reakcje [*Z. Phys. Chem.*, 136 A (1928) 186]
- $\text{IO}_3^- + \text{I}^- + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{I}_2\text{O}_3$ (szybka równowaga)
 $\text{H}_2\text{I}_2\text{O}_3 \rightleftharpoons \text{I}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (szybka równowaga)
 $\text{I}_2\text{O}_2 + \text{I}^- \rightarrow \text{I}_3\text{O}_2^-$ (reakcja powolna)
następnie szybkie reakcje [*J. Am. Chem. Soc.*, 52 (1930) 3580]
- $\text{IO}_3^- + \text{I}^- + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{I}_2\text{O}_3$ (szybka równowaga)
 $\text{H}_2\text{I}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{HIO} + \text{HIO}_2$ (reakcja powolna)
następnie szybkie reakcje [*J. Chem. Soc.*, 1951, 1865]

6. Rachunek błędów

- Nie trzeba wykonywać rachunku niepewności wyznaczenia rzędów reakcji względem poszczególnych składników.
- Nie trzeba liczyć niepewności wyznaczenia szybkości początkowej reakcji.
- Jeżeli któryś z pomiarów stałej szybkości reakcji znacznie odbiega od pozostałych, należy go odrzucić przy liczeniu średniej stałej szybkości reakcji. Niepewność stałej szybkości reakcji należy obliczyć jako odchylenie standardowe średniej.