



Temat: Kinetyka reakcji chemicznych

Cel ćwiczenia

Badanie czynników wpływających na szybkość reakcji chemicznych (temperatury, stężenia, katalizatora).

Przebieg ćwiczenia:

Nadtlenek wodoru rozkłada się z wydzieleniem tlenu: $2\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Proces ten jest katalizowany przez dodanie jodku potasu.

Przyrządy i odczynniki: zestaw do wyznaczania objętości wydzielonego gazu, termostat, pipety 10 ml, pompka, roztwór KI 1,5%, roztwory H_2O_2 (5%, 10%, 15%)

Wykonanie doświadczenia:

1. Włączyć termostat do sieci, a następnie na termometrze kontaktowym ustawić temperaturę 50°C .
2. Wypełnić zestaw do wyznaczania objętości wydzielonego gazu wodą.
3. Umocować lejek na takiej wysokości, aby poziom wody w lejku był równy poziomowi wody w biurecie oraz aby poziom wody w biurecie sięgał dokładnie kreski zerowej.
4. Po ustaleniu się temperatury wody w termostacie, do kolby wlać 10 cm^3 roztworu H_2O_2 o stężeniu 5%, po czym kolbę zatkać korkiem, następnie zamknąć układ i założyć ściskacz.
5. Kolbę z roztworem H_2O_2 zanurzyć w termostacie.
6. Po upływie 30 sekund, w trakcie których zachodzi reakcja, opuścić lejek połączony z biuretą w celu wyrównania poziomów wody w lejku i biurecie, a następnie odczytać objętość wydzielonego tlenu.
7. Doświadczenie powtórzyć dodając do 10 cm^3 roztworu H_2O_2 o stężeniu 5% 4 krople katalizatora (1,5% roztworu KI). Wyniki zapisać w tabelce 1.

Tabela 1 – ocena wpływu dodatku katalizatora na szybkość reakcji rozkładu H_2O_2 .

temperatura ustawiona	temperatura rzeczywista	katalizator 1,5% roztwór KJ	C_p roztworu H_2O_2	d roztworu H_2O_2	C_m roztworu H_2O_2	ilość O_2	V
($^\circ\text{C}$)	($^\circ\text{C}$)		(%)	(g/cm^3)	(mol/dm^3)	($\text{cm}^3/30\text{s}$)	(dm^3/s)
50		brak	5	1,017			
50		4 krople	5	1,017			

8. Wykonać kolejne dwa doświadczenia zmieniając zawartość kolby. Kolejno wlać do kolby 10 cm^3 roztworu H_2O_2 o stężeniu 10%, następnie 10 cm^3 roztworu H_2O_2 o stężeniu 15%. W trakcie obu pomiarów temperatura pozostaje stała, tj. 50°C . Wyniki zapisać w tabelce 2.

Tabela 2 – ocena wpływu zmiany stężenia H_2O_2 na szybkość reakcji rozkładu H_2O_2 .

temperatura ustawiona	temperatura rzeczywista	katalizator 1,5% roztwór KJ	C_p roztworu H_2O_2	d roztworu H_2O_2	C_m roztworu H_2O_2	ilość O_2	V
($^\circ\text{C}$)	($^\circ\text{C}$)		(%)	(g/cm^3)	(mol/dm^3)	($\text{cm}^3/30\text{s}$)	(dm^3/s)
50		brak	5	1,017			
50		brak	10	1,035			
50		brak	15	1,053			

9. Wykonać następnie dwa pomiary dla 10 cm³ roztworu H₂O₂ o stężeniu 5 % , zmieniając temperaturę pomiaru, tj. 60°C, 70°C. Wyniki zestawić w tabelce 3.

Tabela 3 – ocena wpływu zmiany temperatury na szybkość reakcji rozkładu H₂O₂.

temperatura ustawiona	temperatura rzeczywista	katalizator 1,5 % roztwór KJ	C _p roztworu H ₂ O ₂	d roztworu H ₂ O ₂	C _m roztworu H ₂ O ₂	ilość O ₂	V
(°C)	(°C)		(%)	(g/cm ³)	(mol/dm ³)	(cm ³ /30s)	(dm ³ /s)
50		brak	5	1,017			
60		brak	5	1,017			
70		brak	5	1,017			

10. Opracowanie wyników.

Ważnym parametrem szybkości reakcji jest stała szybkości reakcji k. Jest ona wykładniczą funkcją odwrotności temperatury. Zależność ta podaje równanie Arrheniusa:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot T}}$$

gdzie: A - stała dla danego układu
 E_a - energia aktywacji etapu
 T - temperatura
 R - stała gazowa

Doświadczalne badania zależności wpływu temperatury na szybkość reakcji pozwala na wyznaczenie energii aktywacji procesu (E_a).

W celu obliczenia energii aktywacji należy wyznaczyć stałe szybkości reakcji rozkładu nadtlenu wodoru w temperaturze 50°C, 60°C, 70°C (tabela 3) korzystając z równania:

$$v = k_T \cdot (C_m)^2$$

gdzie: v – szybkość reakcji chemicznej (dm³/s) - określona umownie jako objętość wydzielonego tlenu w jednostce czasu

C_m – stężenie molowe roztworu H₂O₂ (mol/dm³)
 k_T – stała szybkości reakcji w temperaturze T

Po przekształceniu równania Arrheniusa otrzymuje się wyrażenie:

$$\ln k = -\frac{E_a}{R} \cdot \frac{1}{T} + \ln A$$

gdzie: E_a – energia aktywacji (J/mol)
 R – stała gazowa (8,314 J/mol·K)
 T – temperatura (K)
 A - stała (czynnik przedwykładniczy)

Kreśląc graficznie zależność $\ln k = f\left(\frac{1}{T}\right)$, otrzymuje się prostą o równaniu $y = ax+b$. Z wykresu należy odczytać wartości współczynników równania liniowego, wiedząc że współczynnik kierunkowy prostej odpowiada: $a = -\frac{E_a}{R}$, zaś punkt przecięcia prostej z osią OY: $b = \ln A$. Obliczyć energię aktywacji procesu rozkładu H₂O₂

- Jak wpływa na szybkość reakcji wzrost stężenia nadtlenu wodoru, obecność katalizatora oraz wzrost temperatury ?