

KATALIZA I KINETYKA CHEMICZNA

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie studenta z procesami katalitycznymi oraz wpływem stężenia, temperatury i obecności katalizatora na szybkość reakcji chemicznej.

Zakres obowiązującego materiału

Szybkość reakcji chemicznej. Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej. Energia aktywacji. Równanie kinetyczne. Rząd i cząsteczkowość reakcji. Prawo działania mas. Kataliza i jej rodzaje. Cechy charakterystyczne i mechanizm działania katalizatorów. Adsorpcja.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2009.
- Praca zbiorowa, "Chemia fizyczna", PWN, 1980.
- M.J. Sienko, R.A. Plane, "Chemia Podstawy i zastosowania", WNT, 2002.
- K. Pigoń, Z. Ruziewicz, "Chemia fizyczna", PWN, 2009.

Sprzęt:

statyw z 15 probówkami
łuczynko
2 kolby miarowe – 500 cm³
2 cylindry miarowe – 50 cm³
2 pipety wielomiarowe – 5 cm³
2 pipety wielomiarowe - 10 cm³
2 zlewki – 50 cm³
4 zlewki – 250 cm³
zlewka – 400 cm³
3 naczynka wagowe
termometr do 50°C
trójnóg
siatka termoodporna
stoper
palnik
waga

Odczynniki:

NH₄Fe(SO₄)₂·12H₂O
CuSO₄ (roztw. 10%)
Na₂S₂O₃
H₂O₂ (3% roztw.)
MnO₂
NH₄OH (2 mol/dm³)
CuSO₄·5H₂O
H₂C₂O₄·2H₂O
H₂SO₄ (stężony)
MnCl₂
KMnO₄ (0,001 mol/dm³)
HgCl₂ (0,5 mol/dm³)
KI
(NH₄)₂S₂O₈
drucik Pt lub Ag (od prowadzącego)
FeSO₄
skrobia (5% roztw.)
drożdże (przynosi student)
drut miedziany
lód

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1

Kataliza

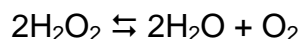
A. Kataliza homogeniczna

Do dwóch probówek wlewamy po 5 cm³ roztworu ałunu żelazowo-amonowego otrzymanego przez rozpuszczenie 0,6 g tego związku w 20 cm³ wody. Do jednej z probówek dodajemy 2-3 krople roztworu soli Cu²⁺. Do dwóch następnych probówek wlewamy po 5 cm³ roztworu tiosiarczanu sodu (otrzymanego przez rozpuszczenie 0,6 g tego związku w 20 cm³ wody). Szybko przelewamy roztwór tiosiarczanu sodu do probówki z ałunem nie zawierającym jonów Cu²⁺. Wstrząsamy probówkę tak, aby nastąpiło dokładne wymieszanie roztworów. Następnie wlewamy tiosiarczan do roztworu ałunu, który zawiera jony Cu²⁺. Mierzmy czas odbarwienia się roztworów.



B. Kataliza heterogeniczna

Do trzech ponumerowanych probówek wlewamy po 2 cm³ 3% H₂O₂. Do pierwszej z nich dodajemy szczyptę sproszkowanego MnO₂, do drugiej wkładamy mały kawałek drutu platynowego lub srebrnego, roztwór w trzeciej probówce służy do porównania. Obserwujemy wydzielanie się gazu. Do wylotu probówek wkładamy żarzące się łuczynko i określamy rodzaj wydzielającego się gazu. Do kolejnej probówki wlewamy równe objętości 3% H₂O₂ i roztworu amoniaku o stężeniu 2 mol/dm³. Do probówki wprowadzamy drut miedziany i po chwili go wyjmujemy. Mieszymy otrzymany roztwór. Obserwujemy szybkość z jaką przebiega reakcja w obecności lub bez drutu miedzianego

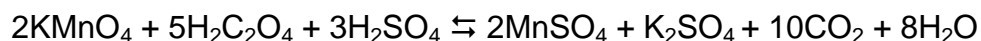


UWAGA!!

Kwas siarkowy działa żrąco na skórę i błony śluzowe, powodując głębokie oparzenia chemiczne.

C. Autokataliza

2 g kwasu szczawiowego rozpuszczamy w 100 cm³ wody. Następnie do dwóch jednakowych zlewek wlewamy po 50 cm³ tak otrzymanego roztworu i do każdej z nich kolejno wkraplamy powoli, ciągle mieszając, 1,5 cm³ stęż. H₂SO₄, a następnie po 15 cm³ roztworu KMnO₄ o stężeniu 0,001 mol/dm³. Do jednej ze zlewek wrzucamy szybko kryształek MnCl₂. Roztwory w obu naczyniach mieszamy i mierzymy szybkość zanikania ich zabarwienia.



UWAGA!!

Chlorek rtęci(II) jest silną trucizną!

D. Zatrucie katalizatora

Do trzech ponumerowanych probówek odmierzymy po 1 cm³ 3% H₂O₂. Do pierwszej probówki wlewamy ok. 0,5 cm³ zawiesiny drożdży (ok 1cm³ drożdży

w 10cm³ wody) do drugiej dodajemy mieszaninę składającą się z 0,5 cm³ zawiesiny drożdży i kilku kropel 0,5 mol/dm³ roztworu HgCl₂. Mieszaninę przygotowujemy krótko przed jej użyciem. Roztwór w trzeciej probówce służy do porównania. Mierzamy zawartość probówek i mierzymy szybkość rozkładu H₂O₂.

Zadanie 2

Badanie szybkości reakcji chemicznej w zależności od stężenia, temperatury oraz obecności katalizatora

A. Przygotowanie odczynników

Roztwór A

Do kolby miarowej o pojemności 500 cm³ wsypujemy 2,5 g KI, 0,045 g Na₂S₂O₃ i dodajemy 5 cm³ 5% roztworu skrobi. Całość rozpuszczamy najpierw w małej ilości wody destylowanej, a następnie uzupełniamy kolbę wodą destylowaną do kreski.

Roztwór B

Do kolby miarowej o pojemności 500 cm³ wsypujemy 2,5 g (NH₄)₂S₂O₈, dodajemy małą ilość wody destylowanej w celu rozpuszczenia tej soli, a następnie uzupełniamy kolbę wodą destylowaną do kreski.

Przygotowanie katalizatora

Wsypujemy do jednej probówki nieco FeSO₄, do drugiej zaś CuSO₄ i rozpuszczamy obydwie sole w niewielkiej ilości wody destylowanej. Obydwa roztwory mieszamy ze sobą.

B. Wykonanie zadania

1. W zlewce mieszamy po 50 cm³ roztworu A i B i mierzymy czas, po którym pojawi się niebieska barwa roztworu.

2. Mieszamy 50 cm³ roztworu A, 25 cm³ wody destylowanej i 25 cm³ roztworu B i mierzymy czas pojawienia się niebieskiej barwy roztworu.

3. Mieszamy 25 cm³ roztworu A, 25 cm³ wody destylowanej i 50 cm³ roztworu B i mierzymy czas pojawienia się niebieskiej barwy.

4. Do 50 cm³ roztworu B dodajemy kroplę katalizatora (mieszaniny FeSO₄ i CuSO₄), a następnie dodajemy 50 cm³ roztworu A i jak w poprzednich zadaniach mierzymy czas pojawienia się niebieskiego zabarwienia roztworu.

5. Do jednej probówki wlewamy 10 cm³ roztworu A, do drugiej 10 cm³ roztworu B, a do trzeciej 10 cm³ wody. Probówki umieszczamy na łaźni wodnej (zlewka z wodą) i ogrzewamy roztwory do temperatury 20°C (sprawdzamy za pomocą termometru), po czym roztwory z probówki pierwszej i drugiej zlewamy i mierzymy czas, po którym pojawi się niebieskie zabarwienie, tak jak w poprzednich zadaniach.

Następnie przeprowadzamy analogiczne doświadczenia dla temperatur: 30, 40 i 50°C, a także dla temperatury 10°C (w tym przypadku stosujemy zlewkę z zimną wodą, do której wrzucamy kilka kawałków lodu).

OBSERWACJE I WYNIKI

Zadanie 1

A.
Probówka bez Cu^{2+}

Probówka z Cu^{2+}

B.
Probówka 1

Probówka 2

Probówka 3

Probówka z Cu^{2+}

Probówka bez Cu^{2+}

C.
Zlewka z roztworem 1

Zlewka z roztworem 2

D.
Probówka 1

Probówka 2

Probówka 3

Zadanie 2

B. 1-4

zlewka	obj. roztw. A [cm ³]	obj. roztw. B [cm ³]	obj. H ₂ O [cm ³]	katalizator	czas zmiany barwy [s]
1	50	50	0	-	
2	50	25	25	-	
3	25	50	25	-	
4	50	50	0	x	

B.5.

temperatura [°C]	czas zmiany barwy [s]
20	
30	
40	
50	
10	

OPRACOWANIE WYNIKÓW

Zadanie 1

A.

Dlaczego w jednej probówce nastąpiła zmiana barwy, a w drugiej nie?

B.

Jaką rolę odgrywa miedź w przebiegu reakcji chemicznej zachodzącej w ćwiczeniu?

C.

Co wpływa na szybkość zaniku zabarwienia?

D.

Jak zmienia się szybkość rozkładu H_2O_2 i jakie czynniki mają na to wpływ?

Zadanie 2

Wykreśl zależność odwrotności czasu przebiegu reakcji od temperatury. Skomentuj obserwacje.

Ocena za kolokwium

Ocena za raport

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego