

**Ćwiczenia laboratoryjne z przedmiotu nauczania:
„Chemia Ogólna i Nieorganiczna”
dla studentów I roku Kierunku Farmacja**

*Instrukcja wykonania ćwiczenia nr 2:
Szybkość reakcji chemicznych a stan równowagi*

Opracowanie:
dr n. farm. Małgorzata Fabijańska

Aktualizacja:
mgr inż. Monika Kawka-Człapińska

Przebieg ćwiczenia

1. Wpływ stężenia substancji reagujących na szybkość reakcji chemicznej

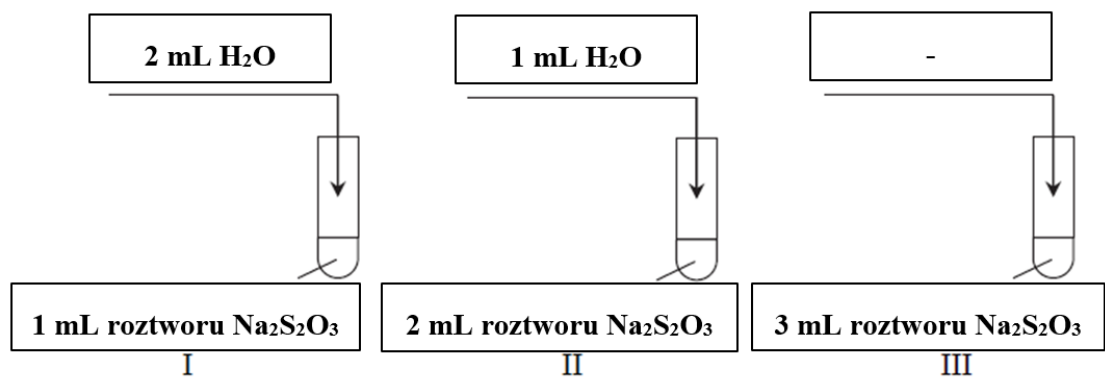
Przebieg każdej reakcji chemicznej można przyspieszyć lub spowolnić zmieniając warunki w jakich ona zachodzi. O szybkości reakcji decydują głównie: stężenia reagentów, temperatura, obecność katalizatorów, środowisko reakcji, fizyczna postać reagentów. Doświadczenie ma na celu zbadanie wpływu stężenia reagentów na zmianę szybkości reakcji chemicznej.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L tiosiarczanu sodu ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L kwasu siarkowego (H_2SO_4)
- ✓ Woda destylowana
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Probówka (3 sztuki)
- ✓ Stoper

Wykonanie doświadczenia

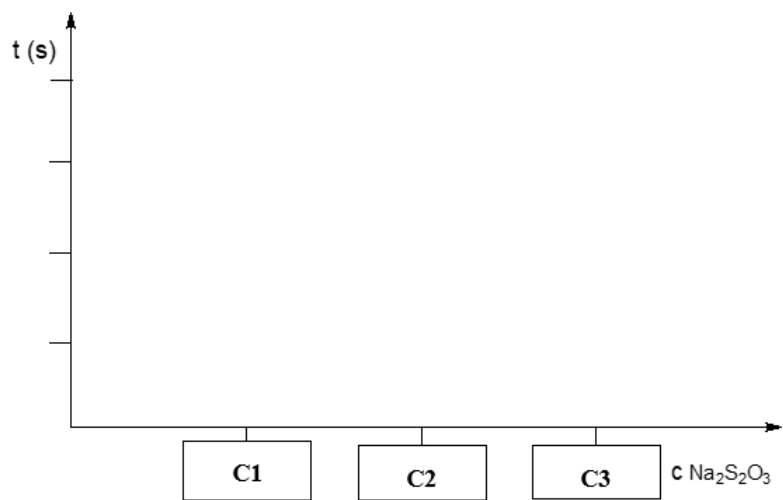
- Ćwiczenie wykonywane w parach – jedna osoba zajmuje się wykonywaniem reakcji, druga – pomiarem czasu.
- Przygotować 3 probówki według schematu widocznego na Rysunku 1, tak aby w jednakowych objętościach ($V = 3 \text{ mL}$) otrzymać różne stężenia $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (**Probówka I - C1, Probówka II - C2, Probówka III - C3**).
- Do probówki I dodać 5 kropli roztworu H_2SO_4 o stężeniu 0,5 mol/L. Zmierzyć czas (w sekundach) do chwili pojawienia się zmętnienia (stoper włączamy po dodaniu ostatniej kropli roztworu kwasu; wyłączamy w momencie zaobserwowania zmętnienia w probówce).
- Czynność wykonać analogicznie dla dwóch kolejnych probówek.
- W zeszycie laboratoryjnym uzupełnić tabelę 1 wpisując obliczone stężenia roztworów i otrzymane wyniki pomiarów. Napisać równanie reakcji w postaci jonowej.
- Sporządzić w zeszycie laboratoryjnym wykres ilustrujący zależność czasu reakcji (s) od stężenia $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (Rysunek 2). Na osi odciętych odłożyć w odpowiedniej skali stężenia $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, na osi rzędnych czas w sekundach. Za jednostkę przyjąć: a) najmniejsze obliczone stężenie $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ b) najkrótszy czas w sekundach: $t \text{ (s)}$
- **Sformułuj wniosek: Jak wpływa zwiększenie stężenia reagentów na szybkość zachodzenia reakcji chemicznej?**



Rysunek 1: Schemat doświadczenia 1.

Nr probówki	V [mL] roztworu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	V [mL] H_2O	Ilość kropli roztworu H_2SO_4	Ogólna obj. (V) [mL] roztworu	Stężenie $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	t (s)
I	1 mL	2 mL	5	3 mL		
II	2 mL	1 mL	5	3 mL		
III	3 mL	-	5	3 mL		

Tabela 1: Wpływ stężenia reagentów na szybkość reakcji.



Rysunek 2: Wykres ilustrujący zależność czasu reakcji od stężenia.

2. Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej

Doświadczenie ma na celu ocenę zmiany temperatury reagentów jako jednego z czynników wpływających na szybkość zachodzenia reakcji chemicznej.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L tiosiarczuanu sodu ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L kwasu siarkowego (H_2SO_4)
- ✓ Woda destylowana
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Probówka - duża, wysoka (6 sztuk)
- ✓ Palnik gazowy
- ✓ Stoper
- ✓ Termometr
- ✓ Trójnóg z siatką porcelanową
- ✓ Zapalki
- ✓ Zlewka

Wykonanie doświadczenia

- Ćwiczenie wykonywane w parach – jedna osoba zajmuje się wykonywaniem reakcji, druga – pomiarem czasu.
- Do trzech wysokich probówek wprowadzić po 2,5 mL roztworu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ o stężeniu 0,5 mol/L (probówki A1, A2, A3), a do trzech kolejnych po 2,5 mL roztworu H_2SO_4 o stężeniu 0,5 mol/L (probówki B1, B2, B3).
- Jedną probówkę z roztworem $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (A1) i jedną probówkę z roztworem H_2SO_4 (B1) wstawić do łaźni wodnej i zmierzyć temperaturę wody w łaźni. Odczyt temperatury wody destylowanej pozwoli ustalić dokładną wartość temperatury pokojowej (t_1).
- Oba roztwory połączyć i zmierzyć czas do chwili powstania początkowego zmętnienia (od momentu połączenia roztworów do pojawienia się zmętnienia w probówce)
- Włączyć palnik. Pozostałe roztwory (probówki A2, A3 oraz B2 i B3) podgrzać o 10°C w stosunku do temperatury wyjściowej t_1 . Zmierzyć temperaturę wody w łaźni - będzie to temperatura drugiego pomiaru (t_2). Usunąć palnik spod siatki porcelanowej
- Połączyć roztwory z probówek i zmierzyć czas do chwili powstania początkowego zmętnienia.
- Wsunąć palnik pod siatkę ponownie.
- Pozostałe roztwory (probówki A3 i B3) podgrzać o kolejne 10°C względem temperatury wyjściowej t_2 . Zmierzyć temperaturę wody w łaźni - będzie to temperatura trzeciego pomiaru (t_3). Wyłączyć palnik.
- Zmieszać roztwory i zmierzyć czas do chwili pojawienia się zmętnienia.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli (Tabela 2) zanotować wyniki pomiarów i obserwacje.
- Sporządzić w zeszycie wykres ilustrujący zależność czasu przebiegu reakcji od temperatury (Rysunek 3) przyjmując za jednostki: a) temperatura reagentów; b) czas reakcji w sekundach: t (s)
- **Sformułuj wniosek: Jak wpływa zwiększenie temperatury na szybkość zachodzenia reakcji chemicznej?**

	Temp. pomiaru (°C)	Czas reakcji t (s)	Obserwacje
1.	t ₁ =		
2.	t ₂ =		
3.	t ₃ =		

Tabela 2: Wpływ temperatury na szybkość reakcji.



Rysunek 3: Wpływ temperatury na szybkość reakcji.

3. Wpływ wielkości powierzchni zetknięcia reagentów na szybkość reakcji chemicznej

Doświadczenie ma na celu ocenę wpływu powierzchni zetknięcia reagentów na szybkość zachodzenia reakcji chemicznej.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór kwasu chlorowodorowego (solnego) (⊕ HCl)
- ✓ Węglan wapnia w postaci stałej (⊕ CaCO₃) (2 tabletki)
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Moździerz
- ✓ Probówka (2 sztuki)

Wykonanie doświadczenia

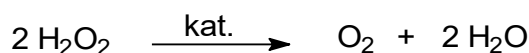
- Przygotowaną tabletkę CaCO₃ umieszczamy w probówce nr 1.
- Drugą tabletkę CaCO₃ rozcieramy w moździerzu na proszek i wsypujemy do probówki nr 2.
- Następnie do obu probówek za pomocą cylindra miarowego dodajemy 2 mL roztworu kwasu solnego.
- Zaobserwować różnicę w szybkość rozpuszczenia się CaCO₃ w obu probówkach.
- W zeszycie laboratoryjnym zanotować obserwacje po dodaniu kwasu solnego. Napisać jonowo równania reakcji węglanu wapnia z kwasem chlorowodorowym.
- **Sformułuj wniosek: Jaki wpływ na szybkość reakcji ma wielkość powierzchni zetknięcia reagentów?**

4. Wpływ katalizatora na szybkość reakcji chemicznej

Doświadczenie ma na celu ocenę wpływu katalizatora jako jednego z czynników wpływających na szybkość zachodzenia reakcji chemicznej.

a. Kataliza dodatnia: homo- i heterogeniczna

Nadtlenek wodoru (H_2O_2) ulega rozkładowi do tlenu i wody pod wpływem katalizatorów, którymi są m.in. sole żelaza(III) lub tlenek manganu(IV). Ogólny przebieg reakcji możemy przedstawić równaniem:



Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Woda utleniona (☉ 3% H_2O_2)
- ✓ Roztwór chlorku żelaza(III) (☉ FeCl_3)
- ✓ Stały tlenek manganu(IV) (MnO_2)
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Łuczywko drewniane
- ✓ Probówka z płaskim dnem (3 sztuki)
- ✓ Palnik gazowy
- ✓ Szpatułko-łyżeczka
- ✓ Zapalki

Wykonanie doświadczenia

- Do trzech suchych probówek wlać po 2 mL wody utlenionej za pomocą cylindra miarowego.
- Do probówki nr 1 dodać 2 krople roztworu chlorku żelaza(III), do probówki nr 2 za pomocą szpatułko-łyżeczki wsypać niewielką porcję tlenku manganu(IV). Probówka nr 3 stanowi układ odniesienia.
- W palniku gazowym rozżarzyć łuczywko, a następnie wprowadzać rozżarzoną częścią do probówek w taki sposób, aby nie dotykać roztworu w probówce
- Obserwować, czy pod wpływem wydzielającego się gazu następuje gaśnięcie łuczywka, czy intensywność żarzenia wzrasta.
- W zeszycie laboratoryjnym zanotować w tabeli 3 wykonywane czynności i obserwacje z uwzględnieniem różnic w szybkości reakcji rozkładu nadtlenu wodoru w obecności katalizatora homo- i heterogenicznego.
- **Sformułuj wniosek: Jaki jest wpływ katalizatora na przebieg reakcji?**

Nr probówki	Zawartość	Dodany odczynnik	Obserwacje po dodaniu odczynnika	Podtrzymanie palenia łuczywka
1	2 mL H_2O_2	2 krople FeCl_3		
2		Stały MnO_2		
3		Brak		

Tabela 3: Wpływ katalizatora na szybkość reakcji

b. Autokataliza

Autokataliza to katalityczne działanie substratów lub produktów na przebieg reakcji chemicznej. Substancje powodujące autokatalizę nazywamy **autokatalizatorami**. Powstający produkt reakcji działa katalizująco na substraty.

Odczynniki, sprzęt aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L szczawianu amonu $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$
- ✓ Roztwór siarczanu manganu(II) (MnSO_4)
- ✓ Roztwór nadmanganianu potasu (KMnO_4)
- ✓ Roztwór 1,5 mol/L kwasu siarkowego (H_2SO_4)
- ✓ Probówka (2 sztuki)

Wykonanie doświadczenia

- Do dwóch probówek wlać po 20 kropli 0,5 mol/L roztworu szczawianu amonu i dodać cztery krople roztworu kwasu siarkowego.
- Do probówki nr 1 dodać cztery krople roztworu siarczanu manganu(II)
- Następnie do obu probówek dodać równocześnie po dwie krople roztworu nadmanganianu potasu. Obserwować szybkość znikania fioletowego zabarwienia.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 4 zanotować wykonywane czynności i obserwacje oraz zapisać równania zachodzących reakcji (jonowo i cząsteczkowo).
- **Sformułuj wniosek: Co przyspiesza reakcję między szczawianem amonu a nadmanganianem potasu? Dlaczego opisane zjawisko nazywamy autokatalizą?**

Numer probówki	Zawartość probówki	Przybliżony czas odbarwienia się roztworu nadmanganianu
1		
2		

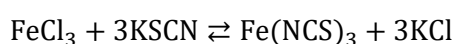
Tabela 4: Autokataliza

5. Wpływ stężenia reagentów na przesunięcie stanu równowagi chemicznej reakcji

a. Doświadczenie I

Reakcja chlorku żelaza(III) (FeCl_3) z tiocyjanianem potasu (KSCN) prowadzi do ustalenia stanu równowagi, w którym produktami reakcji są krwistoczerwonej barwy związki/jony kompleksowe (od $\text{Fe}(\text{NCS})^{2+}$ do $\text{Fe}(\text{NCS})_6^{3-}$) w tym m.in. związek $\text{Fe}(\text{NCS})_3$. Doświadczenie ma na celu określenie wpływu stężenia substratów/produktów reakcji na przesunięcie stanu równowagi reakcji.

Ogólny przebieg reakcji:

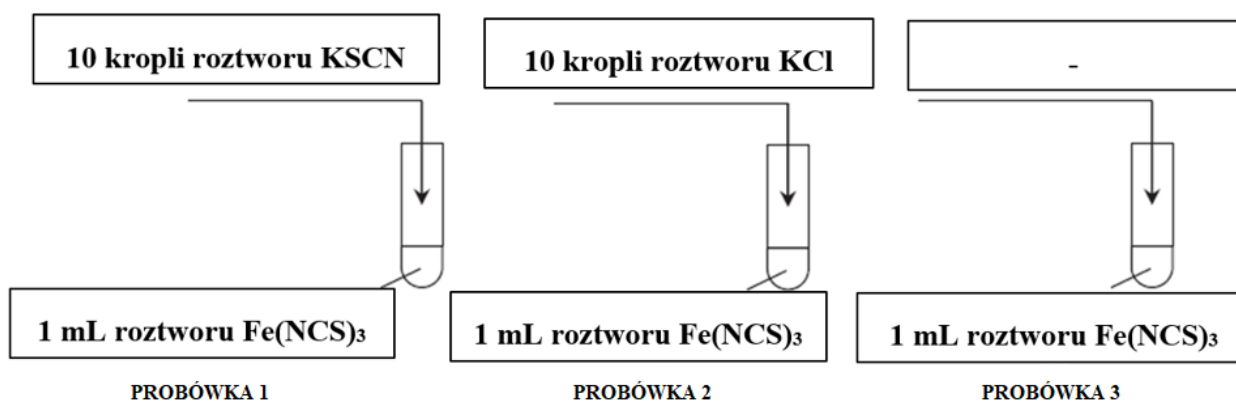


Odczynniki, sprzęt aparatura

- ✓ Roztwór chlorku żelaza(III) (FeCl_3)
- ✓ Roztwór tiocyjanianu potasu (KSCN)
- ✓ Nasycony roztwór chlorku potasu (KCl)
- ✓ Woda destylowana
- ✓ Bagietka szklana
- ✓ Cylinder miarowy, pipeta automatyczna
- ✓ Probówka (3 sztuki)

Wykonanie doświadczenia

- Do cylindra miarowego dodać 2 krople roztworu FeCl_3 i jedną kroplę roztworu KSCN, a następnie uzupełnić wodą destylowaną do objętości 10 mL i wymieszać bagietką.
- Z tak przygotowanego roztworu odmierzyć pipetą automatyczną po 1 mL do trzech podpisanych probówek, a następnie dodać:
 - do probówki nr 1: 10 kropli roztworu KSCN
 - do probówki nr 2: 10 kropli nasyconego roztworu KCl
 - roztwór w probówce nr 3 stanowi próbę kontrolną
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 5 zanotować wykonywane czynności i obserwacje.
- **Sformułuj wniosek:** Na podstawie zabarwienia roztworów w probówkach nr 1, 2 i 3 wyjaśnij wpływ stężenia substratu (KSCN) oraz produktu (KCl) na przesunięcie stanu równowagi reakcji. W którą stronę przesuwa się równowaga reakcji po dodaniu a) substratu, b) produktu?



Rysunek 4: Schemat doświadczenia 5a.

Numer probówki	Kolor roztworu	Dodany odczynnik	Kolor roztworu po dodaniu odczynnika
1		KSCN	
2		KCl	
3		Brak	

Tabela 5: Wpływ stężenia reagentów na przesunięcie stanu równowagi reakcji

b. Doświadczenie II

W roztworach wodnych chromiany mają barwę żółtą, a dichromiany - barwę pomarańczową. Doświadczenie ma na celu określenie wpływu stężenia jonów wodorowych/wodorotlenowych na przesunięcie stanu równowagi reakcji chemicznej.

Odczynniki, sprzęt aparatura

- ✓ Roztwór chromianu potasu (K_2CrO_4)
- ✓ Roztwór 1 mol/L kwasu siarkowego (H_2SO_4)
- ✓ Roztwór 1 mol/L wodorotlenku sodu (KOH)
- ✓ Probówka
- ✓ Pipeta automatyczna

Wykonanie doświadczenia

- Za pomocą pipety automatycznej odmierzyć do probówki 1 mL roztworu chromianu potasu. Zanotować barwę roztworu.
- Następnie dodać 2 krople 1 mol/L roztworu kwasu siarkowego i zamieszać. Zanotować barwę roztworu.
- Do roztworu w probówce dodać 3 krople 1 mol/L roztworu wodorotlenku potasu, a następnie zamieszać. Zanotować barwę roztworu.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 6 zanotować wykonywane czynności i obserwacje, zwracając uwagę na zmianę zabarwienia roztworów pod wpływem dodawanych odczynników. Zapisz jonowe równania zachodzących reakcji.
- **Sformułuj wniosek: W jakim środowisku trwale są jony chromianowe, a w jakim - dichromianowe?**

Roztwór	Barwa roztworu	Dodany odczynnik	Barwa roztworu po dodaniu odczynnika	Równanie reakcji
K_2CrO_4		H_2SO_4		
$K_2Cr_2O_7$		KOH		

Tabela 6: Wpływ pH na przesunięcie stanu równowagi reakcji

ZADANIE DODATKOWE, nieobowiązkowe:

c. Doświadczenie III Wpływ stężenia reagentów na przesunięcie stanu równowagi chemicznej reakcji

W wyniku reakcji w roztworze wodnym jony ortoarseninowe w reakcji z jodem tworzą jony ortoarsenianowe, jodkowe i wodorowe. Doświadczenie ma na celu określenie wpływu stężenia jonów wodorowych/wodorotlenowych na przesunięcie stanu równowagi chemicznej reakcji.

Odczynniki, sprzęt aparatura

- ✓ Roztwór skrobi
- ✓ Roztwór jodu w jodku potasu (⊕ I₂ w KI)
- ✓ Roztwór arseninu sodu (⊕ Na₃AsO₃)
- ✓ Roztwór 6 mol/L kwasu solnego (⊕ HCl)
- ✓ Roztwór 6 mol/L wodorotlenku sodu (⊕ NaOH)
- ✓ Probówka wysoka, duża

Wykonanie doświadczenia

- Do dużej probówki wlać 5 kropli roztworu skrobi, a następnie dodać 5 kropli roztworu jodu. Jakie zabarwienie przyjmuje roztwór?
 - Do tej samej probówki dodać 5 kropli roztworu Na₃AsO₃
 - Następnie do probówki dodać 5 kropli roztworu HCl. Zanotować zmianę barwy roztworu w probówce.
 - Do probówki dodawać ostrożnie roztwór NaOH, aż do wyraźnej zmiany zabarwienia roztworu.
 - W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 7 zanotować wykonywane czynności i obserwacje. Zapisz jonowe równania zachodzących reakcji arseninu z jodem w roztworze wodnym (reakcja redoks) oraz równanie na stałą równowagi reakcji.
 - **Sformułuj wniosek: Na podstawie prawa działania mas i w oparciu o stałą równowagi reakcji wyjaśnij kierunek przebiegu reakcji:**
 - a) po dodaniu kwasu solnego - jonów H₃O⁺
 - b) po dodaniu wodorotlenku sodu - jonów OH⁻
- Wytłumacz towarzyszące temu zmiany zabarwienia roztworów.**

Dodany odczynnik	I ₂	Na ₃ AsO ₃	HCl	NaOH
Barwa roztworu skrobi po dodaniu odczynnika				

Tabela 7: Wpływ stężenia reagentów na przesunięcie stanu równowagi chemicznej reakcji