Projekt "Operacja - Integracja 3.0!" - III etap wdrażania Zintegrowanego Programu Uczelni jest współfinansowany ze środków Unii Europejskiej w ramach programu Fundusze Europejskie dla Rozwoju Społecznego 2021-2027 współfinansowanego ze środków Europejskiego Funduszu Społecznego Plus, umowa nr FERS.01.05-IP.08-0226/23-00

Materiały dydaktyczne (SKRYPT)

dla studentów kierunku

Farmacja

Do przedmiotu

Chemia Ogólna i nieorganiczna

Autorzy:

Dr n. farm. Angelika Adamus-Grabicka
Dr n. farm. Małgorzata Fabijańska
Mgr inż. Monika Kawka-Człapińska
Dr n. farm. Andrzej Łazarenkow
Dr hab. n. med. Joanna Sikora, profesor UM
Dr n. farm. inż. Dominik Żyro

Łódź, 2026

Niniejszy materiał dydaktyczny (skrypt) powstał w ramach realizacji przez Uniwersytet Medyczny w Łodzi projektu pt.: "Operacja - Integracja 3.0!" - III etap wdrażania Zintegrowanego Programu Uczelni, który jest współfinansowany ze środków Unii Europejskiej w ramach programu Fundusze Europejskie dla Rozwoju Społecznego 2021-2027 współfinansowanego ze środków Europejskiego Funduszu Społecznego Plus, umowa nr FERS.01.05-IP.08-0226/23-00

Ćwiczenie nr 2
Szybkość reakcji chemicznych a stan równowagi

Wstęp teoretyczny

Procesy zachodzące w organizmie obejmują liczne, powiązane ze sobą reakcje chemiczne, których szybkość jest regulowana stosownie do potrzeb komórek i tkanek. Ważną rolę odgrywają w nich enzymy — biologiczne katalizatory przyspieszające reakcje biochemiczne. Działanie wielu leków polega na hamowaniu aktywności określonych enzymów, co pozwala wpływać na przebieg tych reakcji (*Tabela 1).*

Przykładem jest hamowanie enzymów uczestniczących w metabolizmie neuroprzekaźników. W synapsach chemicznych neuroprzekaźniki są uwalniane do szczeliny synaptycznej i wiążą się z receptorami komórki postsynaptycznej, umożliwiając przekazywanie sygnału. Ich dostępność zależy między innymi od szybkości syntezy, uwalniania, wychwytu zwrotnego oraz rozkładu enzymatycznego. Inhibitory monoaminooksydazy (MAO), stosowane w leczeniu depresji, ograniczają metabolizm neuroprzekaźników monoaminowych, takich jak serotonina, noradrenalina i dopamina. Ilustruje to, jak zmiana aktywności enzymów może wpływać na procesy zachodzące w organizmie i wywoływać efekt terapeutyczny.

Lek	Enzym docelowy	Przykładowe działanie lub zastosowanie terapeutyczne
Kwas acetylosalicylowy (Aspiryna)	Cyklooksygenaza (COX-1 i COX-2)	Działanie przeciwbólowe, przeciwgorączkowe i przeciwzapalne; w małych dawkach przeciwpłytkowe
Kaptopril i enalapril*	Konwertaza angiotensynowa (ACE)	Hipotensyjne
Simwastatyna*	HMG-CoA reduktaza	Obniżenie poziomu cholesterolu
Desipramina	Monoamnooksydaza	Przeciwdepresyjne
Moklobemid	Monoamnooksydaza A (MAO-A)	Przeciwdepresyjne
Selegilina	Monoamnooksydaza B (MAO-B)	Leczenie choroby Parkinsona
Metotreksat	Reduktaza dihydrofolianowa (DHFR)	Działanie przeciwnowotworowe; także zastosowanie w chorobach zapalnych i autoimmunologicznych
5-Fluorouracyl**	Syntaza tymidylanowa	Przeciwnowotworowe
Omeprazol*	H+/K+ ATPaza	Hamowanie wydzielania kwasu solnego; leczenie choroby wrzodowej i refluksowej
Donepezil	Acetylocholinoesteraza	Leczenie objawowe otępienia w chorobie Alzheimera

Tabela 1: Leki i ich enzymy docelowe
(Patrick Graham, Chemia medyczna, PWN Warszawa 2019)

* Hamowanie enzymu wymaga przekształcenia leku do postaci aktywnej: enalaprilu do enalaprylatu, simwastatyny do postaci β-hydroksykwasowej, a omeprazolu do reaktywnej postaci w kwaśnym środowisku.
** Syntazę tymidylanową hamuje metabolit 5-fluorouracylu — FdUMP (5-fluoro-2′-deoksyurydyno-5′-monofosforan). Jest to jeden z mechanizmów działania tego leku.

Wyniki badań kinetyki reakcji chemicznych wykorzystuje się między innymi do poznawania przemian metabolicznych oraz opisu szybkości przemian leków w organizmie. W farmakokinetyce analizuje się zmiany stężenia leku i jego metabolitów w czasie, związane z wchłanianiem, dystrybucją, metabolizmem i wydalaniem. W przemyśle chemicznym znajomość kinetyki pozwala dobierać warunki prowadzenia procesów tak, aby zwiększać szybkość powstawania pożądanego produktu i ograniczać reakcje uboczne.

Kinetyka reakcji to nauka o szybkości reakcji chemicznych, zajmująca się badaniem szybkości reakcji, ustalaniem ich mechanizmu oraz możliwościami wpływania na ich szybkość i kierunek. Reakcje chemiczne przebiegają z różną prędkością. **Szybkość reakcji chemicznej to zmiana stężeń (ilości) reagentów w jednostce czasu.** Aby reakcja chemiczna była możliwa, a więc wystąpiło zderzenie efektywne, muszą zostać spełnione dwa warunki: odpowiednio duża energia kinetyczna (energia aktywacji – minimalna Ek cząstki, przy której następuje zderzenie efektywne) oraz musi zaistnieć korzystne przestrzenne położenie cząstek względem siebie. Miarą średniej szybkości reakcji chemicznej jest zanikająca w jednostce czasu liczba moli (ilość cząsteczek) substratu w jednym litrze przestrzeni reakcyjnej lub przybywająca w jednostce czasu liczba moli produktu na jeden litr. Jeżeli reakcja przebiega według równania: $A + B \rightleftarrows C + D$, w której reaguje pewna ilość substratów A i B i powstaje pewna ilość produktów C i D. Szybkość tej reakcji określa się zmniejszeniem stężenia substratów (c_s) lub zwiększeniem stężenia produktów (c_p) w określonym czasie.

$$v = -\frac{dC_s}{dt} = +\frac{dC_p}{dt}$$

Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznych

Stężenia substancji reagujących

Reakcja chemiczna między substancjami zachodzi na skutek zderzeń cząsteczek reagujących; Liczba zderzeń wzrasta ze wzrostem stężenia (im więcej jest cząsteczek w danej objętości tym większe prawdopodobieństwo zderzeń efektywnych, prowadzących do powstania produktu reakcji).

Temperatura

Wraz ze wzrostem temperatury szybkość reakcji wzrasta, gdyż **rośnie średnia prędkość cząsteczek** a w związku z tym **zwiększa się ich energia kinetyczna i liczba zderzeń**, a tym samym zwiększa się prawdopodobieństwo zderzeń efektywnych ponieważ wzrasta udział cząsteczek o energii wystarczającej do pokonania bariery energetycznej reakcji. Podwyższenie temperatury zazwyczaj wydatniej zwiększa szybkość **reakcji endoenergetycznej** niż **egzoenergetycznej. Do wielu prostych reakcji można zastosować regułę van't Hoffa: wzrost temperatury o każde 10 stopni powoduje 2-4-krotne zwiększenie szybkości reakcji.**

Katalizator

Substancja, która nie zmieniając natury procesu przyśpiesza w znacznym stopniu przebieg reakcji i nie jest w trakcie jej przebiegu zużywana.

I**nhibitor** (**katalizator ujemny)** hamuje tempo reakcji.

- Katalizator nie jest w stanie zainicjować reakcji, która teoretycznie nie jest możliwa.
- Katalizator zmienia szybkość reakcji, ale nie zmienia stałej równowagi ani położenia równowagi w danej temperaturze.
- Katalizator zmniejsza energię aktywacji co powoduje znaczne zwiększenie liczby cząsteczek reagujących i dlatego reakcja przebiega szybciej.

Autokataliza

Reakcja chemiczna, w której produkt (lub produkt pośredni) pełni również funkcję katalizatora. W takiej reakcji często obserwuje się wzrost szybkości reakcji w czasie, począwszy od jej wartości początkowej. Substancje powodujące autokatalizę nazywamy **autokatalizatorami**. Powstający produkt reakcji działa katalizująco na substraty.

Rozróżnia się dwa rodzaje procesów katalitycznych:

- **katalizę w układzie jednorodnym** (homogenicznym) - katalizator (zwany katalizatorem homogenicznym) znajduje się w tej samej fazie (ciekłej lub gazowej) co układ reagujący.
- **katalizę w układzie niejednorodnym** (heterogenicznym) - katalizator stanowi oddzielną fazę, najczęściej stałą (katalizator heterogeniczny).

Fizyczna postać reagentów

Wpływ rozdrobnienia substancji stałej na szybkość reakcji

- Reakcja ciała stałego z roztworem lub gazem zachodzi na powierzchni kontaktu faz.
- Substancja bardziej rozdrobniona ma większą sumaryczną powierzchnię niż identyczna masa substancji o mniejszym stopniu rozdrobnienia.
- Wzrost rozdrobnienia substancji stałej zwiększa dostępną powierzchnię kontaktu z drugim reagentem i zwykle zwiększa szybkość zachodzenia reakcji.

Prawo działania mas

Między substratami a produktami reakcji odwracalnej, w układzie zamkniętym przy niezmiennych warunkach, po pewnym czasie jej trwania, ustala się stan równowagi dynamicznej tzn. szybkości przemian substratów w produkty i produktów w substraty są sobie równe. Zależność między stanem równowagi a stosunkiem stężeń substancji reagujących została sformułowana w **prawie działania mas Guldberga i Waagego**. Na przykładzie poniższej reakcji:

$$A + B \underset{v_2}{\overset{v_1}{\rightleftharpoons}} C + D$$

szybkości przemiany substratów w produkty i produktów w substraty są proporcjonalne do iloczynu stężeń substratów bądź produktów.

$$v_1 = k_1 \cdot C_A \cdot C_B \qquad v_2 = k_2 \cdot C_C \cdot C_D$$

W stanie równowagi chemicznej szybkość reakcji w jednym kierunku jest równa szybkości reakcji w kierunku przeciwnym:

$$v_1 = v_2$$

$$k_1 \cdot [A]\,[B] = k_2 \cdot [C]\,[D]$$

* stężenia w nawiasach kwadratowych oznaczają stężenia równowagowe

Po przekształceniu otrzymujemy równanie **na stałą równowagi chemicznej** (***K***):

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]\,[D]}{[A]\,[B]} = K$$

W stanie równowagi chemicznej stosunek iloczynu stężeń molowych produktów reakcji do iloczynu stężeń molowych substratów jest wielkością stałą, charakterystyczną dla danej reakcji i temperatury i nosi nazwę stałej równowagi chemicznej (*K*).

Dla dowolnej reakcji odwracalnej:

$$\alpha A + \beta B \rightleftarrows \gamma C + \delta D$$

prawo działania mas przyjmuje postać:

$$K = \frac{[C]^{\gamma}[D]^{\delta}}{[A]^{\alpha}[B]^{\beta}} = const.$$

Wpływ zmiany warunków rekcji na przesunięcie stanu równowagi chemicznej (reguła przekory Le Chateliera-Brauna).

Jeżeli na układ znajdujący się w stanie równowagi dynamicznej działa bodziec zewnętrzny naruszający równowagę, to powoduje on taką zmianę stanu równowagi, która minimalizuje działanie tego czynnika, prowadząc do ponownego osiągnięcia stanu równowagi - przy czym wartość stałej równowagi pozostaje niezmieniona, jeżeli temperatura układu nie ulega zmianie.

Wprowadzanie i usuwanie reagentów

- Dla reakcji: $A + B \rightleftarrows C + D$, wprowadzenie dodatkowej ilości substratu (A lub B) lub usunięcie produktu reakcji z układu w stanie równowagi powoduje przesunięcie równowagi w prawo, w kierunku tworzenia produktów (C i D).
- Wprowadzenie produktu lub usuwanie substratu z układu w stanie równowagi przesuwa równowagę reakcji w lewo (w kierunku odtwarzania substratów).

Temperatura a równowaga

Dla reakcji egzoenergetycznej: $A + B \rightleftarrows C + D$ czyli $\Delta H < 0$ (+Q),

- Ogrzanie układu powoduje przesunięcie równowagi reakcji w lewo (w kierunku odtwarzania substratów)
- Chłodzenie układu przesuwa równowagę reakcji w prawo (w kierunku tworzenia produktów).

Dla reakcji endoenergetycznej: $A \rightleftarrows B + C$ czyli $\Delta H > 0$ (– Q)

- Ogrzanie układu powoduje przesunięcie równowagi reakcji w prawo (w kierunku tworzenia produktów)
- Chłodzenie układu przesuwa równowagę reakcji w lewo (w kierunku odtwarzania substratów)

Zmiany ciśnienia wywołane zmianą objętości układu przy stałej temperaturze mogą wpływać na przesunięcie równowagi reakcji zachodzącej w fazie gazowej (wpływ na równowagę reakcji przebiegającej w fazie stałej lub ciekłej zwykle można pominąć).

- Jeżeli reakcja przebiega ze zmniejszeniem objętości produktów Vs > Vp ,

$$3H_2 + N_2 \rightleftarrows 2\,NH_3$$

wzrost ciśnienia powoduje przesunięcie równowagi reakcji **w prawo** (w kierunku tworzenia produktów), zaś **obniżenie ciśnienia** sprzyja przebiegowi reakcji **w lewo** (w kierunku odtwarzania substratów).

- Gdy reakcja przebiega ze zwiększeniem objętości produktów Vs < Vp,

$$2\,SO_2 + 2\,H_2O \rightleftarrows 2\,H_2S + 3\,O_2$$

wzrost ciśnienia powoduje przesunięcie równowagi reakcji **w lewo w kierunku odtwarzania substratów**, natomiast obniżenie ciśnienia sprzyja przebiegowi reakcji **w prawo w kierunku tworzenia produktów**.

- Dla reakcji, w których ogólna liczba cząsteczek substratów i produktów jest taka sama, zmiana ciśnienia **nie wpływa** na stan równowagi chemicznej.

Przebieg ćwiczenia

1.Wpływ stężenia substancji reagujących na szybkość reakcji chemicznej

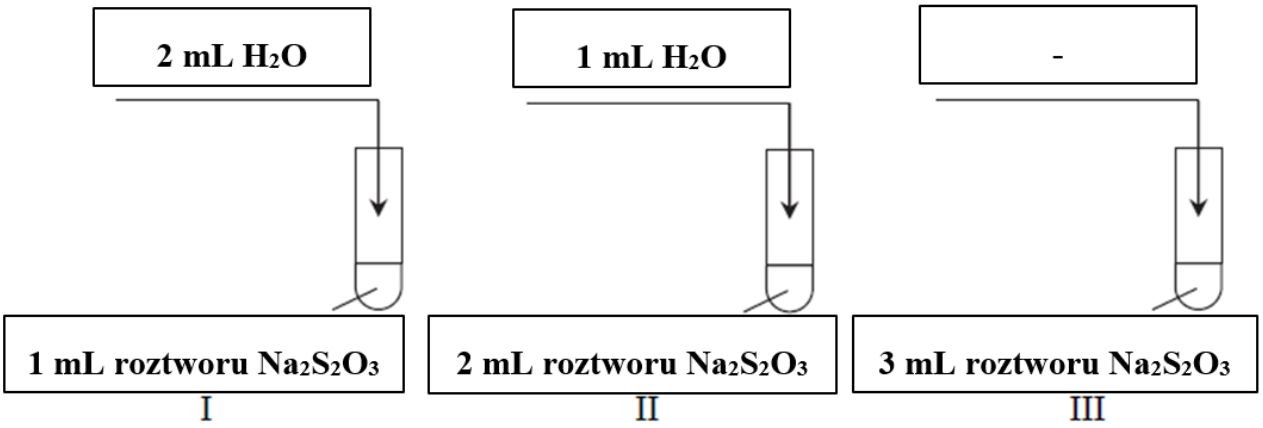
Przebieg każdej reakcji chemicznej można przyspieszyć lub spowolnić zmieniając warunki w jakich ona zachodzi. O szybkości reakcji decydują głównie: stężenia reagentów, temperatura, obecność katalizatorów, środowisko reakcji, fizyczna postać reagentów. Doświadczenie ma na celu zbadanie wpływu stężenia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

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L tiosiarczanu sodu ($Na_2S_2O_3$)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L kwasu siarkowego (H_2SO_4)
- ✓ Woda destylowana
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Probówka (3 sztuki)
- ✓ Stoper

Wykonanie doświadczenia

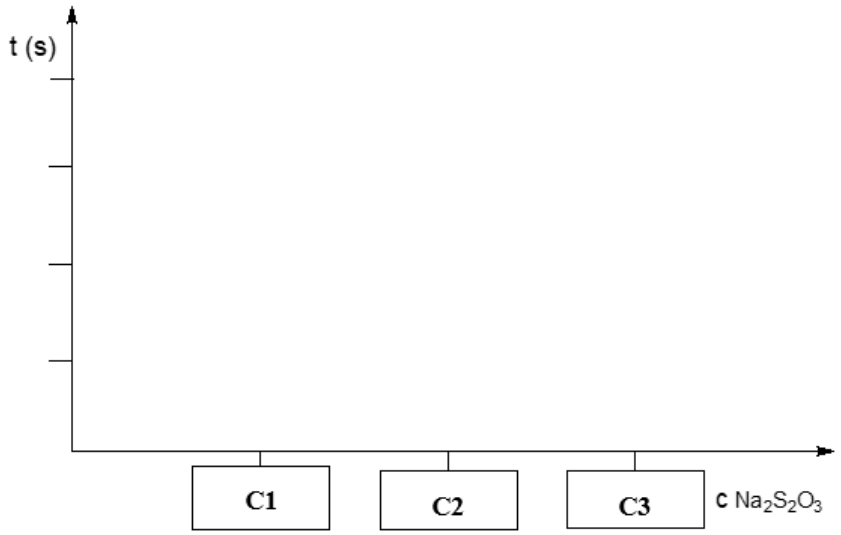
- Ćwiczenie wykonywane w parach – jedna osoba zajmuje się wykonywaniem reakcji, druga – pomiarem czasu.
- Przygotować 3 probówki według schematu widocznego na Rysunku 1, tak aby w jednakowych objętościach (V = 3 mL) otrzymać różne stężenia $Na_2S_2O_3$ (**Probówka I - C1, Probówka II - C2, Probówka III - 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 $Na_2S_2O_3$ (Rysunek 2). Na osi odciętych odłożyć w odpowiedniej skali stężenia $Na_2S_2O_3$, na osi rzędnych czas w sekundach. Za jednostkę przyjąć: a) najmniejsze obliczone stężenie $Na_2S_2O_3$ b) najkrótszy czas w sekundach: t (s)
- **Sformułuj wniosek: Jak wpływa zwiększenie stężenia reagentów na szybkość zachodzenia reakcji chemicznej?**



Rysunek 1: Schemat doświadczenia 1.

Nr probówki	V [mL] roztworu $Na_2S_2O_3$	V [mL] H_2O	Ilość kropli roztworu H_2SO_4	Ogólna obj. (V) [mL] roztworu	Stężenie $Na_2S_2O_3$	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 tiosiarczanu sodu ($Na_2S_2O_3$)
- ✓ 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
- ✓ Zapałki
- ✓ Zlewka

Wykonanie doświadczenia

- Ćwiczenie wykonywane w parach – jedna osoba zajmuje się wykonywaniem reakcji, druga – pomiarem czasu.
- W zlewce z wodą destylowaną (łaźni wodnej) umieścić 6 opisanych, wysokich probówek. Do trzech z nich, wprowadzić po 2,5 mL roztworu $Na_2S_2O_3$ 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).
- Zmierzyć temperaturę wody w łaźni wodnej, co pozwoli ustalić wartość temperatury początkowej (**t_1**).
- Wyjąć z łaźni wodnej jedną probówkę z roztworem $Na_2S_2O_3$ (A1) i jedną probówkę z roztworem H_2SO_4 (B1). Oba roztwory połączyć, jednocześnie uruchamiając pomiar czasu i delikatnie wymieszać. Zmierzyć czas do pojawienia się pierwszego zmętnienia. We wszystkich próbach zachować jednakowy sposób mieszania.
- 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 A2 i B2 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 : Wykres ilustrujący 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 3 mol/L kwasu chlorowodorowego (solnego) (HCl)
- ✓ Węglan wapnia w postaci stałej ($CaCO_3$) (2 tabletki)
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Moździerz
- ✓ Probówka (2 sztuki)

Wykonanie doświadczenia

- Przygotowaną tabletkę $CaCO_3$ umieszczamy w probówce nr 1.
- Drugą tabletkę $CaCO_3$ 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 $CaCO_3$ 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:

$$2\,H_2O_2 \xrightarrow{kat.} O_2\uparrow + 2\,H_2O$$

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
- ✓ Zapałki

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 nadtlenku 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 produktu lub produktu pośredniego na przebieg reakcji chemicznej. Substancje powodujące autokatalizę nazywamy autokatalizatorami. Powstający produkt reakcji przyspiesza jej dalszy przebieg.

Odczynniki, sprzęt aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L szczawianu amonu $(NH_4)_2C_2O_4$
- ✓ 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 o stężeniu 1,5 mol/L
- Do probówki nr 1 dodać cztery krople roztworu siarczanu manganu(II)
- Do probówki nr 2 dodać cztery krople wody destylowanej
- 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 $Fe(NCS)^{2+}$ do $Fe(NCS)_6^{3-}$) w tym m.in. związek $Fe(NCS)_3$. Doświadczenie ma na celu określenie wpływu stężenia substratów/produktów reakcji na przesunięcie stanu równowagi reakcji.

Ogólny przebieg reakcji:

$$FeCl_3 + 3KSCN \rightleftarrows Fe(NCS)_3 + 3KCl$$

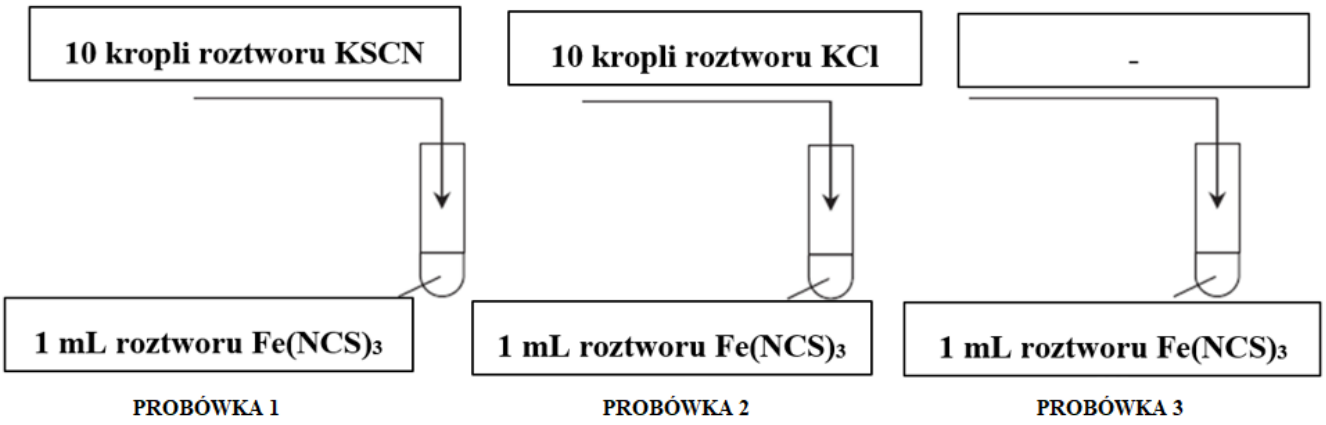
Odczynniki, sprzęt aparatura

- ✓ 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. Zawartość przelać do wysokiej probówki.
- 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 potasu (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 przeważają 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

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 (☣ I_2 w KI)
- ✓ Roztwór arseninu sodu (☣ Na_3AsO_3)
- ✓ 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 Na_3AsO_3
- 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 alkalicznym (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 i wytłumacz towarzyszące temu zmiany zabarwienia roztworów:**
    - **po dodaniu kwasu solnego - jonów H_3O^+**
    - **po dodaniu wodorotlenku sodu - jonów OH^-**

Dodany odczynnik	**I_2**	**Na_3AsO_3**	**HCl**	**NaOH**
Barwa roztworu skrobi po dodaniu odczynnika				

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