



Instytut Matematyki, Fizyki i Chemii
Zakład Chemii

Laboratorium chemii technicznej

Ćwiczenie laboratoryjne
Szybkość reakcji chemicznych

Opracowali:
dr inż. Andrzej Kozłowski
dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak
dr Magdalena Ślęczka-Wilk
dr inż. Konrad Ćwirko
mgr inż. Czesław Wiznerowicz
Grażyna Gorzycka

KIEROWNIK
Zakładu Chemii
Kalbarczyk-Jedynak
dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak

Szczecin 2023

KARTA ĆWICZENIA

1	Powiązanie z przedmiotami: ESO/26, DiRMiUO/26, EOUNIE/26		
	Specjalność/Przedmiot	Efekty kształcenia dla przedmiotu	Szczegółowe efekty kształcenia dla przedmiotu
	ESO/25 Chemia Techniczna	EKP1 K_W01, K_W02, K_U05 EKP2 K_U08, K_U09	SEKP7 – Opanowanie wiedzy doświadczalnej w badaniu szybkości reakcji chemicznych oraz wyciąganie wniosków z prowadzonych eksperymentów. Opanowanie wiedzy dotyczącej mechanizmu i rodzaju katalizy oraz identyfikowania katalizatorów i inhibitorów. Poszerzenie wiedzy dotyczącej zastosowań katalizatorów w technice i ochronie środowiska.
	ESO/26 Chemia Wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016	SEKP6 – Oznaczenia zawartości w wodzie technicznej tlenu i azotu amonowego. SEKP6 – Oznaczenie w wodzie technicznej inhibitorów korozji.
	DiRMiUO/26 Chemia Wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016	SEKP6 – Oznaczenia zawartości w wodzie technicznej tlenu i azotu amonowego SEKP6 – Oznaczenie w wodzie technicznej inhibitorów korozji.
	EOUNIE/26 Chemia Wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016	SEKP6 – Oznaczenia zawartości w wodzie technicznej tlenu i azotu amonowego SEKP6 – Oznaczenie w wodzie technicznej inhibitorów korozji
2	Cel ćwiczenia: 1. Poznanie i utrwalenie podstawowych pojęć związanych z szybkością reakcji chemicznych oraz katalizą. 2. Poznanie praktycznego wpływu wybranych czynników na szybkość reakcji chemicznych w warunkach laboratoryjnych. 3. Analizowanie teoretycznego sposobu wpływania na przyspieszenie lub opóźnienie procesów chemicznych.		
3	Wymagania wstępne: ogólna wiedza chemiczna dotycząca szybkości reakcji chemicznych, katalizy oraz katalizatorów		
4	Opis stanowiska laboratoryjnego: Podstawowy sprzęt laboratoryjny- statyw z probówkami, łańcze wodne, mikrołopatki, stoper z sekundnikiem, odczynniki chemiczne – 0,1M kwas siarkowy (VI) H ₂ SO ₄ ; 0,1M manganian (VII) potasu, KMnO ₄ ; 0,1M kwas szczawiowy H ₂ C ₂ O ₄ ; 0,1M kwas octowy; 3% roztwór nadtlenku wodoru, H ₂ O ₂ ; tlenek manganu (IV) MnO ₂ , tlenek ołowiu (IV) PbO ₂ ; siarczan (VI) manganu (II), MnSO ₄ ; siarczan (IV) sodu, Na ₂ SO ₃ ;		

5	<p>Ocena ryzyka: prawdopodobieństwo oparzenia chemicznego wynikające z kontaktu z 0,2 M kwasem siarkowym jest bardzo małe, skutki – nikłe, Końcowa ocena – ZAGROŻENIE BARDZO MAŁE</p> <p>Wymagane środki zabezpieczenia: 1. Fartuchy, rękawice i okulary ochronne. 2. Środki czystości BHP, ręczniki papierowe.</p>
6	<p>Przebieg ćwiczenia: 1. Zapoznanie się z instrukcją stanowiskową do ćwiczenia (załącznik 1), 2. Wykonanie poszczególnych ćwiczeń zgodnie z instrukcją.</p>
7	<p>Sprawozdanie z ćwiczenia: 1. Opracować ćwiczenie zgodnie z poleceniami zawartymi w instrukcji stanowiskowej. 2. Rozwiązać polecone zadanie i/lub odpowiedzieć na pytania zamieszczone w zestawie zadań i pytań do samodzielnego wykonania przez studenta.</p>
8	<p>Archiwizacja wyników badań: Sprawozdanie z ćwiczenia złożyć w obowiązującej formie na początku kolejnych ćwiczeń laboratoryjnych.</p>
9	<p>Metoda i kryteria oceny:</p> <p>a. EKP1, EKP2 – kontrola znajomości podstawowych pojęć chemicznych dotyczących szybkości reakcji chemicznych, procesu katalizy, katalizatorów oraz inhibitorów podczas przeprowadzonych zajęć,</p> <p>b. SEKP7 – szczegółowy efekt kształcenia studenta oceniony zostanie na podstawie przedstawionych w sprawozdaniu obserwacji, wniosków oraz rozwiązanych zadań i problemów poleconych do samodzielnego rozwiązania/ opracowania:</p> <ul style="list-style-type: none"> – ocena 2,0 – student ma zbyt małą wiedzę dotyczącą szybkości reakcji chemicznych, czynników wpływających na szybkość reakcji, procesu katalizy, katalizatorów i inhibitorów, albo nie potrafi rozwiązać zadań prostych dotyczących wyżej wymienionych pojęć; – ocena 3,0 – posiada podstawową wiedzę chemiczną dotyczącą szybkości reakcji chemicznych, procesu katalizy, katalizatorów i inhibitorów i potrafi rozwiązać proste problemy w swoim zawodzie dotyczące wyżej wymienionych pojęć; – ocena 3,5 – 4,0 – posiada poszerzoną wiedzę chemiczną i z zakresu szybkość reakcji chemicznych oraz procesu katalizy i posiada umiejętność rozwiązywania zadań złożonych w swojej specjalności dotyczących wyżej wymienionych pojęć; – ocena 4,5 – 5,0 – posiada umiejętność stosowania złożonej wiedzy dotyczącej szybkości reakcji chemicznych oraz procesu katalizy, i potrafi rozwiązywać zadania problemowe w swojej specjalności dotyczące wyżej wymienionych pojęć.
10	<p>Literatura:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Stundis H., Trześniowski W., Żmijewska S.: <i>Ćwiczenia laboratoryjne z chemii nieorganicznej</i>. WSM, Szczecin 1995. 2. Kozłowski A., Gabriel-Półrolniczak U., Ćwirko K., <i>Instrukcja stanowiskowa do ćwiczeń laboratoryjnych: Szybkość reakcji chemicznych. Kataliza</i>, AM Szczecin, 2013. 3. Kozłowski A., <i>Materiały dydaktyczne z chemii technicznej</i>, opracowane do zajęć audytoryjnych (nie publikowane). 4. Cox. P.A. przekład Z. Zawadzki: <i>Chemia nieorganiczna</i>. PWN. Warszawa 2006. 5. Drapała T.: <i>Chemia ogólna i nieorganiczna</i>. SGGW, Warszawa 1994.

	6. Bielański A.: <i>Chemia ogólna i nieorganiczna</i> . PWN, Warszawa 1994. 7. Jones L., Atkins P., <i>Chemia ogólna. Cząsteczki, materia reakcje</i> , WN PWN, Warszawa 2004 8. Mastalerz P.: <i>Elementarna chemia nieorganiczna</i> . Wydawnictwo Chemiczne. Warszawa 2000. 9. Śliwa A.: <i>Obliczenia chemiczne. Zbiór zadań</i> . PWN. Warszawa 1994 10. Pazdro M. <i>Zbiór zadań z chemii dla szkół średnich</i> . 11. Zasoby Open AGH. http://open.agh.edu.pl/open2/ 12. http://autokult.pl/2011/06/30/reaktor-katalityczny-czyli-nasz-stary-dobry-katalizator
11	Uwagi

ZAŁĄCZNIK 1 – INSTRUKCJA

1. ZAKRES ĆWICZENIA

Zagadnienia i słowa kluczowe:

- podstawowe pojęcia i wzory kinetyki reakcji chemicznych (szybkość reakcji, stała szybkości reakcji, okres półtrwania, energia aktywacji),
- równania kinetyczne reakcji, rzędowość reakcji,
- prawo działania mas (Guldberga-Waage),
- reguła Le Chateliera-Brauna (reguła przekory),
- czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej (reguła van't Hoffa, równanie Arrheniusa).

2. WPROWADZENIE TEORETYCZNE DO ĆWICZENIA

2.1. Szybkość reakcji chemicznych

Ilościowo średnią szybkość reakcji określa się jako zmianę molowego stężenia substratu lub produktu w jednostce czasu. Szybkość reakcji opisuje równanie:

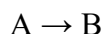
$$v = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t} \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}} \right]$$

gdzie:

- v – szybkość reakcji chemicznej [$\text{mol}/\text{dm}^3 \cdot \text{s}$],
- Δc – zmiana stężenia produktów / substratów [mol/dm^3],
- Δt – rozpatrywany okres czasu [s].

Aby wartość $\Delta c = c_2 - c_1$ (a tym samym i szybkość reakcji – v) nie miała wartości ujemnej, gdy do jej wyliczenia Δc rozpatrujemy stężenie substratów, które maleje podczas przebiegu reakcji i $c_1 > c_2$ stosujemy znak „-”, a gdy rozpatrujemy stężenie produktów, które przyrasta podczas reakcji i $c_2 > c_1$, stosujemy znak „+”.

Szybkość chwilowa reakcji (v_{ch}) zmienia się podczas reakcji, gdyż określa ona stosunek nieskończenie małych zmian stężenia substratów lub produktów do nieskończenie małego przedziału czasu, w którym te zmiany stężeń zachodzą. Dla reakcji pierwszego rzędu:



przedstawia równanie kinetyczne

$$v = \frac{dc_B}{dt} = \frac{-dc_A}{dt} = k \cdot c_A$$

gdzie:

- v – szybkość reakcji [$\text{mol}/\text{dm}^3 \cdot \text{s}$],
- c_A – stężenie substratu A [mol/dm^3],
- c_B – stężenie produktu B [mol/dm^3],
- t – czas [s],
- k – stała szybkości reakcji – wielkość charakterystyczna dla danej reakcji, niezależna od stężenia reagujących substratów, ale zależna od temperatury i obecności katalizatora.

Praktyczne pomiary wykazały, że prędkość reakcji zmienia się podczas jej przebiegu.

Często szybkość reakcji charakteryzowana jest przez tzw. okres połowicznej przemiany (okres półtrwania, połowicznego rozpadu). Okres połowicznej przemiany $t_{1/2}$ stanowi czas, w ciągu którego stężenie substratu zmniejszy się do połowy

$$t_{1/2} = \frac{2,303}{k} \log \frac{C_A^0}{\frac{C_A^0}{2}} = \frac{2,303}{k} \log 2 = \frac{0,693}{k}$$

Dla reakcji pierwszego rzędu okres półtrwania jest zatem niezależny od początkowego stężenia i jest odwrotnie proporcjonalny do stałej szybkości reakcji (k).

2.2. Rzędowość reakcji chemicznej

Przebieg reakcji chemicznych jest bardziej złożony niż mogłoby to wynikać z równania stechiometrycznego. Większość reakcji to reakcje kilkietapowe. Czasami w reakcji występuje kilka substratów, a szybkość reakcji zależy tylko od stężenia jednego lub dwóch z nich.

Tylko na podstawie doświadczeń można ustalić zależność między szybkością reakcji a stężeniem substratów. Dają one równanie kinetyczne danej reakcji. Suma wykładników potęg występujących w tym równaniu przy stężeniach substratów, które wpływają na szybkość reakcji określa **rzędowość reakcji**. Można mówić o:

- reakcjach zerowego rzędu $v = k$ (w reakcji tej szybkość nie zależy od stężenia reagentów),
- reakcjach pierwszego rzędu $v = k \cdot c_A$,
- reakcjach drugiego rzędu $v = k \cdot c_A \cdot c_B$ lub $v = k \cdot c_A^2$,
- reakcjach trzeciego rzędu $v = k \cdot c_A \cdot c_B \cdot c_C$ lub $v = k \cdot c_A^3$.

Reakcje wyższych rzędów nie są znane. Wynika to z tego, że w każdym etapie reakcji uczestniczy jedna, dwie lub co najwyżej trzy cząsteczki.

2.3. Mechanizm przebiegu reakcji

Różnorodność zjawisk kinetycznych, wpływ szeregu czynników na szybkość reakcji wyjaśniają najlepiej dwie teorie kinetyczne:

1. Teoria zderzeń (dotyczy tylko reakcji w fazie gazowej).
2. Teoria kompleksu aktywnego (dotyczy reakcji w fazie gazowej i ciekłej).

Ad 1

1. Warunkiem zajścia reakcji są zderzenia odpowiednich drobin. Nie każde zderzenie jest efektywne chemicznie. Liczba zdarzeń efektywnych stanowi zwykle niewielki ułamek wszystkich zderzeń. Im większa liczba zderzeń tym więcej wśród nich zderzeń efektywnych, a więc i większa szybkość reakcji.

2. Reakcja chemiczna stanowi ciąg aktów elementarnych. Akt elementarny to pojedyncze zdarzenie. Wiele takich samych zderzeń stanowi etap reakcji. Sekwencja aktów elementarnych nazywana jest mechanizmem reakcji. Reakcje jednoetapowe nazywamy prostymi, a wieloetapowe – złożonymi.

O szybkości reakcji wieloetapowej decyduje etap najwolniejszy tzw. etap limitujący.

Ad 2.

1. Zderzenie drobin może doprowadzić do utworzenia nietrwałego kompleksu aktywnego zbudowanego z jąder i elektronów zderzających się drobin. Każde zderzenie chemicznie efektywne przebiega przez stadium pośrednie trwające około 10^{-13} sekundy, np. w reakcji:

$A + B + C \rightarrow A + B - C$, tworzy się przejściowo kompleks $A \cdots B \cdots C$:

$A + B + C \rightarrow A \cdots B \cdots C \rightarrow A + B - C$

Nie jest konieczne całkowite rozerwanie wiązań w cząsteczkach substratów. To wyjaśnia, dlaczego w podanej reakcji energia aktywacji jest mniejsza od sumy energii wiązań w drobinach substratów. W kompleksie istnieją stare wiązania, choć osłabione i nowe, ale jeszcze nie w pełni trwałe.

Energia aktywacji E_1 jest to najmniejsza energia, jaką muszą posiadać cząsteczki substratów, by wskutek zderzenia tych cząsteczek, mogła zajść reakcja chemiczna.

2. Szybkość reakcji zależy od:

- stężenia kompleksu aktywnego
- szybkości, z jaką ulega on rozpadowi na produkty

W oparciu o obie teorie kinetyczne łatwiej zrozumieć zależność szybkości reakcji od różnych czynników.

2.4. Czynniki wpływające na szybkość reakcji

Najważniejszymi czynnikami decydującymi o szybkości reakcji są:

- rodzaj reakcji, właściwości reagentów i ich rozdrobnienie,
- stężenie reagujących substancji lub ich ciśnienie (jeżeli reakcja przebiega w fazie gazowej),
- temperatura,
- środowisko reakcji,
- obecność katalizatorów.

a) Rodzaj reakcji, właściwości i rozdrobnienie reagentów

Niektóre procesy, jak np. wietrzenie skał, czy korodowanie niektórych metali przebiegają powoli, a inne, np. spalanie węgla – przebiega bardzo szybko. Szybkość reakcji zależy od właściwości reagentów. W przypadku użycia do reakcji substancji stałych wzrost szybkości reakcji możemy uzyskać przez ich rozdrobnienie, zwiększając powierzchnię reagujących substratów i możliwość kontaktu z pozostałymi substratami. Wydatne zwiększenie szybkości reakcji możemy uzyskać dzięki mieszanii reagentów.

b) Stężenie reagentów

Zależność szybkości reakcji od stężenia ujmuje prawo działania mas Guldberga i Waage. Prawo to mówi, że szybkość reakcji jest wprost proporcjonalna do iloczynu stężeń substratów. Wzrost stężenia substratów powoduje zwiększenie szybkości reakcji zgodnie z równaniem kinetycznym odpowiednim dla danego rzędu reakcji chemicznej, np. dla reakcji pierwszego rzędu: $A \rightarrow B$

$$v = k \cdot c_A$$

a dla drugiego rzędu: $A + B \rightarrow C$ szybkość zależy od stężeń obu reagentów i wyraża się zależnością:

$$v = k \cdot c_A \cdot c_B$$

Doświadczalną podstawą określania rzędu reakcji są wyniki analiz stężenia reagentów, wykonywanych w czasie biegu reakcji.

c) Temperatura

Szybkość reakcji w bardzo znaczący sposób zależy od temperatury. Przykładem może być tu reakcja tlenu z wodorem, która w 200°C przebiega powoli, natomiast w 600°C przebiega wybuchowo, w ciągu ułamka sekundy. Jacobus van't Hoff (1852 – 1911) jako pierwszy, na podstawie wyników swoich doświadczeń podał ogólną zależność dotyczącą wpływu temperatury na szybkość reakcji. Według reguły van't Hoffa podwyższenie temperatury o około 10 stopni powoduje 2 – 4-krotny wzrost szybkości reakcji.

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{t_1}{t_2} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$$

gdzie:

- v_1 – szybkość reakcji przebiegającej w czasie t_1 w temperaturze T_1 ,
- v_2 – szybkość reakcji przebiegającej w czasie t_2 w temperaturze T_2 ,
- γ – współczynnik temperaturowy (dla większości reakcji chemicznych $\gamma = 2$, ale dla niektórych reakcji jego wartość może wynosić 3 lub nawet 4)
 $\Delta T = T_2 [\text{K}] - T_1 [\text{K}]$.

Silny wpływ temperatury na szybkość reakcji tłumaczy, dlaczego w praktyce ogrzewanie stosowane jest dla przyspieszenia reakcji, również w przypadku reakcji egzotermicznych (przebiegających z wydzielaniem ciepła). Wzrost szybkości w zależności od temperatury ma charakter wykładniczy. W 1889 r. Svant Arrhenius sformułował zależność zmian stałej szybkości reakcji k , od zmiany temperatury. Równanie to ma postać:

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

lub po zlogarytmowaniu:

$$\log k = \log A - \frac{E_a}{RT}$$

gdzie:

- E_a – energia aktywacji,
- A – współczynnik,
- R – stała gazowa: 8,31 [J / mol · K]
- T – temperatura [K].

Z analizy równania wynika, że wzrost stałej k (decydującej o szybkości reakcji) możemy uzyskać dzięki wzrostowi temperatury (ogrzewanie reagentów), ale także poprzez obniżenie energii aktywacji (zastosowanie katalizatora).

d) Środowisko reakcji

Rozpuszczalniki polarne ułatwiają reakcje pomiędzy związkami polarnymi, natomiast rozpuszczalniki niepolarne można stosować do zwiększenia szybkości reakcji związków niepolarnych. Odpowiednio dobrany rozpuszczalnik pozwala na dokładne wymieszanie się cząsteczek substratów, ułatwiając kontakt między nimi, a więc zwiększając szybkość reakcji.

e) Katalizatory, inhibitory

Szybkość reakcji i jej mechanizm zależy od katalizatorów. Odpowiednio dobrany katalizator potrafi w dużym stopniu (wiele tysięcy razy) zmienić szybkość reakcji.

3. WYKONANIE ĆWICZENIA

Doświadczenie 1 – Wpływ stężenia reagentów na szybkość reakcji

Materiały i odczynniki:

Roztwór kwasu siarkowego(VI) (0,1M H₂SO₄), roztwór tiosiarczanu sodu (0,5M Na₂S₂O₃); stoper (zegarek z sekundnikiem), cylinder miarowy.

Wykonanie:

Przygotować trzy jednakowe probówki: 1, 2, 3. Do kolejnych probówek wlać odpowiednie reagenty w ilościach podanych w tabeli 1 i rozpoczynając pomiar czasu dokładnie wymieszać roztwory. Odnotować czas, który upłynie do momentu pojawienia się zauważalnego zmętnienia w poszczególnych probówkach (zmętnienie łatwiej można zauważyć zaglądając do wnętrza probówki).

Zestawienie wyników dla doświadczenia 1

Probówka	Ilości reagentów (tiosiarczan/ woda + kwas) [cm ³]	Stężenie C _m [mol/dm ³]	Zapis równania reakcji	Czas τ zmętnienia [s]	Wnioski
1.	3 /6 +1				
2.	6/3 + 1				
3.	9/0 + 1				

Opracowanie wyników

1. Zapisać równanie reakcji rozkładu jonów tiosiarczanowych S₂O₃²⁻ w środowisku kwaśnym.
2. Uzupełnić tabelę dla trzech wykonanych pomiarów.
3. Na podstawie opracowanego zestawienia: stężenie molowe-czas reakcji sporządzić wykres zależności czasu zmętnienia roztworu τ od stężenia molowego C_m jonów tiosiarczanowych S₂O₃²⁻.
4. Wyjaśnić dlaczego i w jaki sposób szybkość reakcji zależy od stężenia reagentów.

Doświadczenie 2 – Wpływ temperatury na szybkość reakcji

Materiały i odczynniki:

Roztwór manganianu(VII) potasu (0,1M KMnO₄), roztwór kwasu siarkowego(VI) (0,1M H₂SO₄), roztwór kwasu szczawiowego (0,1M H₂C₂O₄), stoper (zegarek z sekundnikiem), cylinder miarowy.

Wykonanie:

Do trzech probówek: 1, 2, 3 wlać po 4 cm³ roztworu manganianu(VII) potasu (0,1M KMnO₄) i zawartość probówki zakwasić 5 kroplami kwasu siarkowego(VI) (0,1M H₂SO₄) oraz dodać po 2 cm³ kwasu szczawiowego (0,1M H₂C₂O₄). Następnie probówkę pierwszą ogrzewać w łaźni wodnej w temperaturze 353K (80°C) do całkowitego odbarwienia notując czas τ_1 przebiegu reakcji zmierzony za pomocą stopera (zegarka z sekundnikiem). Probówkę drugą ogrzewać w temperaturze 363K (90°C), również notując czas przebiegu reakcji, τ_2 . Probówkę 3. pozostawić bez ogrzewania jako wzorzec.

Analiza wyników dla doświadczenia 2

Probówka	Temperatura ogrzewania, K	Czas odbarwienia, s	Zapis jonowy równania reakcji	Obliczony współczynnik γ	Wnioski
1	353				
2	363				
3	293 (bez ogrzewania)				

Opracowanie wyników

1. Zanotować czasy $\tau_{1,2}$ potrzebne do całkowitego odbarwienia roztworów w poszczególnych probówkach oraz znając różnicę temperatur ΔT w probówkach obliczyć uzyskany doświadczalnie współczynnik γ (na podstawie równania Van't Hoffa).
2. Zapisać równanie reakcji.
3. Wyjaśnić dlaczego i w jaki sposób szybkość reakcji zależy od temperatury.

Doświadczenie 3 – Wpływ własności substancji reagujących na szybkość reakcji chemicznych

Materiały i odczynniki:

Zlewki, bagietka, roztwór manganianu(VII) potasu (0,1 M KMnO₄), roztwór kwasu siarkowego(VI) (0,1 M H₂SO₄), roztwór siarczanu(VI) żelaza(II) (5% FeSO₄).

Wykonanie:

Do dwóch zlewek o pojemności 25 cm³ wlać jednakowe ilości manganianu(VII) potasu (0,1 M KMnO₄) i 2 – 3 krople kwasu siarkowego(VI) (0,1 M H₂SO₄). Do pierwszej zlewki dodawać co 2 s po kropli siarczanu(VI) żelaza(II) (5% FeSO₄), do całkowitego odbarwienia, notować przy tym czas tej zmiany. Do drugiej zlewki dodawać co 2 s siarczanu(VI) żelaza(II) (5% FeSO₄) jednocześnie mieszając roztwór bagietką do całkowitego odbarwienia, notując również czas trwania tej reakcji.

Opracowanie wyników:

Szybkość reakcji chemicznych zależy między innymi od własności substancji reagujących. Wyjaśnić to zjawisko na podstawie wyników przeprowadzonego doświadczenia.

4. OPRACOWANIE ĆWICZENIA

1. Opracować sprawozdanie zgodnie z wytycznymi zawartymi w części doświadczalnej.
2. Formatkę z tematem ćwiczenia i nazwiskami członków zespołu umieścić jako pierwszą stronę sprawozdania.
3. Po zwięzłym opracowaniu części teoretycznej w sprawozdaniu umieścić opracowanie poszczególnych doświadczeń oraz rozwiązane zadanie/zadania dodatkowe podane przez prowadzącego.

5. FORMA I WARUNKI ZALICZENIA ĆWICZENIA LABORATORYJNEGO

1. Zaliczenie tzw. „wejściówki” przed przystąpieniem do wykonania ćwiczenia.
2. Złożenie poprawnego sprawozdania pisemnego z wykonanego ćwiczenia (zgodnie z wytycznymi do opracowania sprawozdania wg. <https://www.am.szczecin.pl/pl/jednostki/instytut-matematyki-fizyki-i-chemii/zaklad-chemii/dydaktyka/chemia-techniczna/chemia-tech-lab/>) na następnych zajęciach.

I. Przykładowe zadanie z rozwiązaniem

Zadanie

Jak zmieni się szybkość reakcji $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$, jeżeli ciśnienie reagujących gazów wzrośnie dwukrotnie?

Rozwiązanie:

Pod ciśnieniem początkowym szybkość reakcji jest następująca:

$$v_1 = k \cdot c_{N_2} \cdot c_{H_2}^3$$

Jeżeli ciśnienie wzrośnie dwukrotnie to objętość zmniejszy się dwukrotnie, a tym samym stężenia będą dwa razy większe. Szybkość reakcji obliczamy zgodnie ze wzorem:

$$v_2 = k \cdot 2c_{N_2} \cdot (2c_{H_2})^3 = 16k \cdot c_{N_2} \cdot c_{H_2}^3$$

Odp. Szybkość reakcji wzrośnie 16-krotnie.

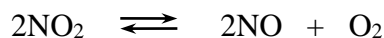
II. Zadania i pytania do samodzielnego wykonania przez studenta

- Ile razy zwiększy się stała szybkości reakcji spełniającej regułę van't Hoffa w wyniku ogrzania układu o 100°C , jeżeli temperaturowy współczynnik reakcji γ jest równy:
a) 2, b) 4?
- Jak zmieni się szybkość reakcji, która przebiega według następującego równania kinetycznego:

$$v = k \cdot c_A^2 \cdot c_B$$

gdy stężenia c_A i c_B zwiększą się 3-krotnie?

- W trakcie ogrzewania NO_2 w zamkniętym naczyniu, w pewnej temperaturze, równowaga chemiczna dla reakcji:



ustala się z chwilą osiągnięcia stężeń: $c_{\text{NO}_2} = 0,06 \text{ mol/dm}^3$; $c_{\text{NO}} = 0,24 \text{ mol/dm}^3$; $c_{\text{O}_2} = 0,12 \text{ mol/dm}^3$. Oblicz stałą równowagi chemicznej w tej temperaturze.

- W początkowym momencie reakcji trzeciego rzędu: $2A + B \rightarrow C + \dots$ stężenie substancji A wynosi $c_A = 4 \text{ mol/dm}^3$, substancji B równe $c_B = 2 \text{ mol/dm}^3$, a stała szybkości reakcji (w stałej temperaturze pomiarów) wynosi $k = 0,8$.
 - Jaka jest szybkość reakcji w momencie początkowym?
 - Jaka jest szybkość reakcji w momencie, gdy stężenie c_A zmaleje o 1 mol/dm^3 ?
- Wyjaśnij co to znaczy, że reakcja chemiczna przebiega w sposób nieodwracalny lub odwracalny?