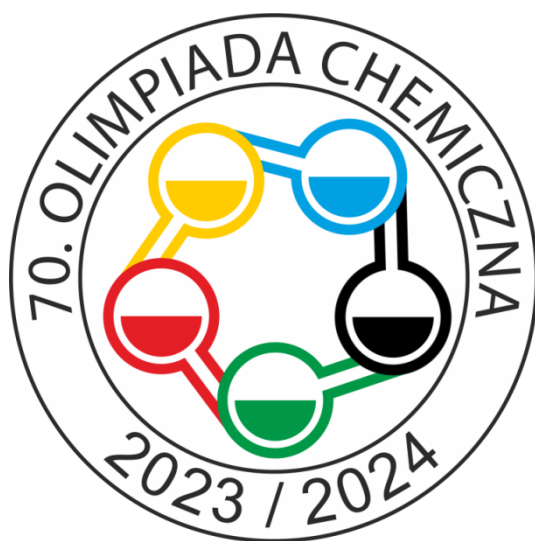


MINISTERSTWO EDUKACJI I NAUKI
POLSKIE TOWARZYSTWO CHEMICZNE
KOMITET GŁÓWNY OLIMPIADY CHEMICZNEJ

70.

OLIMPIADA CHEMICZNA

Rok szkolny 2023/2024



UNIWERSYTET
WARSZAWSKI

Patronat honorowy Rektora UW

PTChem Komitet Główny Olimpiady Chemicznej

ul. Żwirki i Wigury 101

02-089 Warszawa

Tel. (22) 55 26 xxx, tel: 517-755-734

<http://www.olchem.edu.pl/>

Prezydium Komitetu Głównego Olimpiady Chemicznej

	<i>Funkcja</i>	<i>Imię i Nazwisko</i>	<i>Tel. wew.</i>	<i>e-mail</i>
1	Przewodniczący	Prof. dr hab. Marek Orlik	345	morlik@chem.uw.edu.pl
2	V-ce Przewodniczący	Prof. dr hab. Aleksandra Misicka-Kęsik	424	misicka@chem.uw.edu.pl
3	Sekretarz Naukowy	Dr hab. Ewa Poboży, prof.UW	339	ewapob@chem.uw.edu.pl
4	Kierownik organizacyjny	Mgr Wanda Szelałowska	517-755-734	wanda@chem.uw.edu.pl olchem@chem.uw.edu.pl
5	Referent	Dr Dagmara Tymecka	259	dulok@chem.uw.edu.pl

Członkowie Komitetu Głównego

6	Dr Stanisław Banaszekiewicz – członek honorowy	19	Prof. dr hab. Józef Mieczkowski
7	Dr hab. inż. Monika Bosacka, prof. ZUT	20	Dr Ewa Odrowąż
8	Dr hab. inż. Barbara Gawdzik, prof. UJK	21	Dr Mateusz Penkala
9	Dr Marta Hryniewicka	22	Dr Wojciech Przybylski
10	Mgr Piotr Jakubiec	23	Dr Janusz Pusz
11	Dr Zuzanna Kaczmarska	24	Dr Joanna Reszko-Zygmunt
12	Dr Małgorzata Jelińska-Kazimierczuk	25	Dr Ludmiła Szterenberga
13	Mgr Teresa Kołogrecka-Bajek	26	Mgr Agata Szumera
14	Dr hab. Mariola Kuczer	27	Prof. dr hab. Jerzy Szydłowski
15	Dr Stanisław Kuś	28	Dr Agnieszka Tolińska
16	Dr Włodzimierz Kuśmierczuk	29	Dr Paweł Urbaniak
17	Prof. dr hab. Krzysztof Maksymiuk	30	Prof. dr hab. inż. Janusz Zachara
18	Mgr M. Paulina Matuszewska	31	Dr inż. Beata Zadykiewicz

skład KG obowiązuje od 1 września 2021 r. do 31 sierpnia 2024 roku

Komitety Okręgowe Olimpiady Chemicznej

1. OKRĘG BIAŁOSTOCKI

Obejmuje woj. podlaskie i część woj. warmińsko-mazurskiego (pow.: ELK, GIŻYCKO, OLECKO, PISZ)

<u>Przewodniczący:</u>	Dr hab. Barbara LEŚNIEWSKA, prof. UwB	blesniew@uwb.edu.pl 85 738 80 40
<u>Sekretarz:</u>	Dr Marta HRYNIEWICKA Uniwersytet w Białymstoku, Wydział Chemii ul. Ciołkowskiego 1K 15-245 Białystok	olchemb@uwb.edu.pl 85 738 80 35

2. OKRĘG GDAŃSKI

Obejmuje woj. **pomorskie** i część woj. **warmińsko-mazurskiego** (wszystkie powiaty oprócz wymienionych wyżej czterech powiatów należących do Okręgu Białostockiego)

Przewodniczący:	Dr hab. Monika PASZKIEWICZ, prof. UG	monika.paszkievicz@ug.edu.pl 58 523 52 09
Sekretarz:	Dr inż. Beata ZADYKOWICZ Uniwersytet Gdański, Wydział Chemii ul. Wita Stwosza 63 80-308 Gdańsk Biuro Dziekana K.O. Olimpiady Chemicznej	beata.zadykowicz@ug.edu.pl 58 523 51 13

3. OKRĘG KATOWICKI

Obejmuje woj. **śląskie** (wszystkie powiaty oprócz powiatów: CZĘSTOCHOWA, KŁOBUCK, LUBLINIEC, MYSZKÓW należących do Okręgu Kieleckiego)

Przewodniczący:	Dr hab. Rafał PODESZWA, prof. UŚ	rafal.podeszwa@us.edu.pl
Sekretarz:	Dr Mateusz PENKAŁA Uniwersytet Śląski, Instytut Chemii ul. Szkolna 9 40-006 Katowice	mateusz.penkala@us.edu.pl 32 359 1576

4. OKRĘG KIELECKI

Obejmuje woj. **świętokrzyskie** i część woj. **śląskiego** (pow.: CZĘSTOCHOWA, KŁOBUCK, LUBLINIEC, MYSZKÓW)

Przewodniczący:	Dr hab. Mariusz URBANIAK	maur@ujk.edu.pl 41 349 70 55
Sekretarz:	Dr hab. inż. Barbara GAWDZIK, prof. UJK Uniwersytet Jana Kochanowskiego - Wydział Nauk Ścisłych i Przyrodniczych, Instytut Chemii ul. Uniwersytecka 7, 25-406 Kielce Referent: dr Patrycja Rogala	b.gawdzik@ujk.edu.pl 41 349 70 11 patrycja.rogala@ujk.edu.pl 41 349 70 71

5. OKRĘG KRAKOWSKI

Obejmuje woj. **małopolskie**

Przewodniczący:	Dr hab. Elżbieta SZOSTAK	szostak@chemia.uj.edu.pl 12 686 24 54
Sekretarz:	Dr Ewa ODROWAŻ Uniwersytet Jagielloński Wydział Chemii, ul. Gronostajowa 2 30-387 Kraków	ewa.odrowaz@uj.edu.pl 12 686 24 32

6. OKRĘG LUBELSKI

Obejmuje woj. lubelskie

<u>Przewodniczący:</u>	prof. dr hab. Małgorzata GRABARCZYK	malgorzata.grabarczyk@mail.umcs.pl 81 537 55 88
<u>Sekretarz:</u>	Dr Joanna RESZKO-ZYGMUNT Uniwersytet Marii Curie-Skłodowskiej Wydział Chemii Pl. Marii Curie-Skłodowskiej 3 20-031 Lublin	joanna.reszko-zygmunt@mail.umcs.pl 81 537 56 95

7. OKRĘG ŁÓDZKI

Obejmuje woj. łódzkie (wszystkie powiaty oprócz wymienionych niżej dwu powiatów należących do Okręgu Warszawskiego) oraz część woj. mazowieckiego (pow.: LIPSKO, PRZYSUCHA, RADOM, SZYDŁOWIEC, ZWOLEŃ)

<u>Przewodniczący:</u>	dr hab. Robert ZAKRZEWSKI, prof. UŁ	robert.zakrzewski@chemia.uni.lodz.pl 42 635 57 90
<u>Sekretarz:</u>	Dr Paweł URBANIAK Wydział Chemii Uniwersytetu Łódzkiego ul. Tamka 12 91-403 Łódź	pawel.urbania@chemia.uni.lodz.pl 42 635 57 75

8. OKRĘG POZNAŃSKI

Obejmuje woj. wielkopolskie oraz część woj. lubuskiego (wszystkie powiaty oprócz wymienionych niżej pięciu powiatów należących do Okręgu Szczecińskiego)

<u>Przewodniczący:</u>	Dr hab. Romualda BREGIER-JARZĘBOWSKA, prof. UAM	61 82 91 707
<u>Sekretarz:</u>	Dr Agnieszka TOLIŃSKA Wydział Chemii Uniwersytet im. Adama Mickiewicza ul. Uniwersytetu Poznańskiego 8 61-614 Poznań	agatka@amu.edu.pl 61 82 91 707

9. OKRĘG RZESZOWSKI

Obejmuje woj. podkarpackie

<u>Przewodniczący:</u>	Prof. dr hab. inż. Andrzej SOBKOVIK	asobkow@prz.edu.pl
<u>Sekretarz:</u>	Dr Janusz PUSZ Politechnika Rzeszowska Wydział Chemiczny Al. Powstańców Warszawy 6 35-959 Rzeszów	olchem_rzeszow@prz.edu.pl 17 865 12 59

10. OKRĘG SZCZECIŃSKI

Obejmuje woj. zachodnio-Pomorskie oraz część woj. lubuskiego (pow.: GORZÓW WLKP., MIĘDZYRZECZ, SŁUBICE, STRZELCE KRAJEŃSKIE, SULĘCIN)

<u>Przewodniczący:</u>	Prof. dr hab. inż. Elżbieta FILIPEK	Elzbieta.Filipek@zut.edu.pl
<u>Sekretarz:</u>	Dr hab. inż. Monika BOSACKA, prof. ZUT Zachodniopomorski Uniwersytet Technologiczny Wydział Technologii i Inżynierii Chemicznej Katedra Chemii Nieorganicznej i Analitycznej Al. Piastów 42 71-065 Szczecin	Monika.Bosacka@zut.edu.pl 91 449 45 63

11. OKRĘG TORUŃSKI

Obejmuje woj. kujawsko-pomorskie

<u>Przewodniczący:</u>	Prof. dr hab. Edward SZŁYK	eszlyk@chem.umk.pl
<u>Sekretarz:</u>	Mgr Agata SZUMERA Uniwersytet Mikołaja Kopernika w Toruniu Wydział Chemii ul. Gagarina 7, 87-100 Toruń	dydagata@umk.pl 56 611 43 11

12. OKRĘG WARSZAWSKI

Obejmuje woj. mazowieckie (wszystkie powiaty oprócz wymienionych wyżej pięciu powiatów należących do Okręgu Łódzkiego) oraz część woj. łódzkiego (pow.: ŁOWICZ i SKIERNIEWICE)

<u>Przewodniczący:</u>	Prof. dr hab. Józef MIECZKOWSKI	mieczkow@chem.uw.edu.pl
<u>Sekretarz:</u>	Mgr Magda Paulina MATUSZEWSKA Uniwersytet Warszawski, Wydział Chemii ul. Pasteura 1 02-093 Warszawa	paulina@chem.uw.edu.pl 22 55 26 225

13. OKRĘG WROCŁAWSKI

Obejmuje woj. dolnośląskie i opolskie

<u>Przewodniczący:</u>	Prof. dr hab. Kazimierz ORZECHOWSKI	kazimierz.orzechowski@uwr.edu.pl 71 3757 114
<u>Sekretarz:</u>	Dr hab. Mariola KUCZER Wydział Chemii UWr ul. F. Joliot-Curie 14 50-383 Wrocław	mariola.kuczer@uwr.edu.pl 71 3757 114

UWAGA! Wszelką korespondencję urzędową prosimy kierować na adres Sekretarzy Komitetów Okręgowych.

Regulamin zawodów Olimpiady Chemicznej

§ 1

Podstawa prawna

1.1 Olimpiada Chemiczna funkcjonuje na podstawie Rozporządzenia Ministra Edukacji Narodowej i Sportu z dnia 29 stycznia 2002 r. w sprawie organizacji oraz sposobu przeprowadzania konkursów, turniejów i olimpiad przedmiotowych (Dz.U. Nr 13, poz. 125 z 2002 r.) z późniejszymi zmianami.

§ 2

Cele i zasięg

2.1 Celem Olimpiady Chemicznej jest propagowanie wiedzy chemicznej i stymulowanie rozwoju naukowego młodzieży uzdolnionej, ze szczególnym uwzględnieniem rozwijania zainteresowania chemią wśród młodzieży szkół ponadpodstawowych.

2.2 Zawody Olimpiady Chemicznej mają zasięg ogólnopolski.

§ 3

Uczestnicy Olimpiady

3.1 Adresatami Olimpiady są uczniowie ponadpodstawowych szkół średnich, ogólnokształcących i zawodowych, dających możliwość uzyskania świadectwa dojrzałości.

3.2 Uczestnikami Olimpiady mogą być również uczniowie szkół podstawowych rekomendowani przez szkołę lub Wojewódzkie Komisje Konkursowe.

3.3 W Olimpiadzie mogą startować zawodnicy uczący się za granicą, spełniający następujące warunki:

- zawodnik musi legitymować się polskim paszportem/dowodem osobistym lub uczęszczać przez minimum 1 rok do szkoły w Polsce,
- zawodnik uczący się za granicą jest zobowiązany do pokrycia kosztów podróży do Polski oraz wykupienia odpowiedniego ubezpieczenia podróżnego,
- jeśli zawodnik jest niepełnoletni, niezbędne jest przedstawienie pisemnej zgody rodziców/prawnych opiekunów na udział w zawodach.

Uwaga: rejestracja do udziału w zawodach wymaga także jednoznacznego przypisania do odpowiedniego Komitetu Okręgowego. Zawody I i II etapu odbywają się w siedzibach Komitetów Okręgowych, a jedynie zawody III etapu w Warszawie.

3.4 Przed przystąpieniem do zawodów Olimpiady Chemiczne uczeń zgłasza swój udział w zawodach poprzez zarejestrowanie się na oficjalnej stronie internetowej Olimpiady: www.olchem.edu.pl i przekazanie rozwiązań zadań z części A folderu informacyjnego nauczycielowi, który po sprawdzeniu przesyła je do odpowiedniego Komitetu Okręgowego.

3.5 Uczniowie szkół działających w trybie zdalnym biorą udział w zawodach w Okręgu zgodnym z miejscem zamieszkania. Sprawdzone prace przesyłają do odpowiedniego Komitetu Okręgowego.

3.6 Uczestnicy Olimpiady zobowiązani są do:

- przestrzegania regulaminu Olimpiady i terminarza danej edycji,
- informowania Komitetu Głównego lub Komitetów Okręgowych o ewentualnych nieprawidłowościach w przebiegu zawodów.

3.7 Uczestnik ma prawo do:

- zakwaterowania i wyżywienia oraz do zwrotu kosztów przejazdu w II i III etapie, jeżeli zawody odbywają się poza jego miejscem zamieszkania i siedzibą szkoły.
- złożenia odwołania od decyzji Komitetu Okręgowego lub Komitetu Głównego, dotyczącej oceny jego pracy konkursowej, zgodnie z zasadami przedstawionymi w § 9.

§ 4

Struktura Organizacyjna

4.1 Organizatorem Olimpiady Chemicznej jest Polskie Towarzystwo Chemiczne. Olimpiada działa za zgodą Ministra Edukacji i Nauki i jest finansowana z budżetu Ministerstwa Edukacji i Nauki.

4.2 Zarząd Główny Polskiego Towarzystwa Chemicznego powołuje Komitet Główny Olimpiady Chemicznej na okres 3 lat określając zakres jego obowiązków. Przekazując całość zadań organizacyjnych Komitetowi Głównemu, Polskie Towarzystwo Chemiczne zachowuje sobie prawo nadzoru merytorycznego. Komitet Główny Olimpiady Chemicznej ma siedzibę w Warszawie: Uniwersytet Warszawski, Wydział Chemii, ul. Żwirki i Wigury 101, 02-089 Warszawa.

4.3 W skład Komitetu Głównego wchodzi nauczyciele akademicy, nauczyciele szkół ponadpodstawowych oraz przedstawiciele 13 Komitetów Okręgowych. W trakcie kadencji Komitet Główny może, w szczególnie uzasadnionych merytorycznie lub organizacyjnie przypadkach, dokonać zmian w swoim składzie, w porozumieniu z Zarządem Głównym Polskiego Towarzystwa Chemicznego.

4.4 Organizacja Olimpiady oparta jest na modelu rozproszonym. Komitet Główny, w porozumieniu z terenowymi zarządami Polskiego Towarzystwa Chemicznego, powołuje 13 Komitetów Okręgowych Olimpiady Chemicznej.

4.5 Pracami Komitetu Głównego kieruje przewodniczący, a w jego zastępstwie –zastępca przewodniczącego. Przewodniczący, zastępca przewodniczącego, sekretarz naukowy i kierownik organizacyjny tworzą Prezydium Komitetu Głównego. Uchwały Komitetu Głównego zapadają w sprawach administracyjnych zwykłą, a w sprawach merytorycznych bezwzględnią większością głosów, w obecności co najmniej połowy liczby członków. W przypadku równej liczby głosów decyduje głos przewodniczącego zebrania. Prezydium Komitetu Głównego podejmuje uchwały w sprawach bieżących między posiedzeniami Komitetu.

4.6 Do prowadzenia działalności organizacyjno-administracyjnej Prezydium KG powołuje biuro Komitetu Głównego, w którego skład wchodzi: kierownik organizacyjny, księgowy i pracownik administracyjny (referent).

4.7 Prezydium Komitetu Głównego powołuje Kolegium Redakcyjne – zespół zajmujący się opracowywaniem zadań konkursowych wszystkich etapów zawodów – wstępnego, I, II i III, wraz z modelowymi rozwiązaniami i punktacją. W skład Kolegium Redakcyjnego, pracującego pod kierunkiem Przewodniczącego KG, mogą wchodzić wybrani członkowie KG oraz zaproszeni do współpracy pracownicy naukowcy wyższych uczelni, niebędący członkami KG. Nauczyciele szkół podstawowych oraz ponadpodstawowych nie mogą być członkami Kolegium Redakcyjnego. Do dnia zawodów, na które przygotowane zostały zadania, ich treść znana jest wyłącznie członkom Kolegium Redakcyjnego.

§ 5

Zadania Komitetu Głównego

Komitet Główny:

5.1 Opracowuje Informator Olimpiady i udostępnia go na stronie internetowej Olimpiady w wersji elektronicznej. Informator zawiera tematykę danej edycji Olimpiady - w formie zadań wstępnych, bibliografię, zasady zawodów pisemnych i laboratoryjnych, ogólne kryteria kwalifikacyjne oraz terminarz zawodów.

5.2 Zapewnia przygotowanie zadań konkursowych na wszystkie etapy Olimpiady.

5.3 Drukuje zadania wszystkich etapów zawodów oraz przekazuje Komitetom Okręgowym zadania I i II etapu.

5.4 Powołuje i odwołuje, w porozumieniu z terenowymi zarządami PTCh, Komitety Okręgowe. Ustala wysokość progu punktów, będącego podstawą kwalifikacji do II etapu zawodów i zatwierdza listę zawodników zakwalifikowanych do tego etapu.

5.5 Przekazuje autorom zadań część prac do dodatkowej weryfikacji (§ 7 pkt. 7.6).

5.6 Ustala wysokość progu punktów będącego podstawą kwalifikacji do III etapu zawodów, zatwierdza listę zawodników zakwalifikowanych do finału i pisemnie zawiadamia ich o kwalifikacji.

5.7 Organizuje zawody III etapu Olimpiady.

- 5.8 Ustala i ogłasza: zwycięzcę Olimpiady, listy laureatów i wyróżnionych finalistów.
- 5.9 Rozpatruje odwołania zawodników dotyczące wyników II i III etapu (§ 9).
- 5.10 Przyznaje nagrody laureatom i wyróżnionym finalistom oraz ich nauczycielom.
- 5.11 Wydaje zaświadczenia laureatom i finalistom.
- 5.12 Organizuje uroczyste zakończenie danej edycji Olimpiady.
- 5.13 Opracowuje sprawozdanie z danej edycji Olimpiady i przekazuje je Ministerstwu Edukacji i Nauki.
- 5.14 Kwalifikuje uczestników do zawodów Międzynarodowej Olimpiady Chemicznej, organizuje ich merytoryczne przygotowanie (obóz przygotowawczy) oraz zapewnia organizacyjną opiekę związaną z wyjazdem.
- 5.15 Po zakończeniu Olimpiady Międzynarodowej przekazuje Ministerstwu Edukacji i Nauki pisemne sprawozdanie z jej przebiegu i wyników.
- 5.16 W sytuacjach nadzwyczajnych, KGOCh może podejmować decyzje w innych sprawach dotyczących Olimpiady, w szczególności nieujętych w niniejszym Regulaminie

§ 6

Zadania Komitetów Okręgowych Olimpiady Chemicznej

Komitety Okręgowe:

- 6.1 Udostępniają nauczycielom elektroniczną wersję Informatora Olimpiady Chemicznej.
- 6.2 Przyjmują zgłoszenia uczniów do I etapu zawodów.
- 6.3 Przyjmują poświadczony przez nauczycieli prace uczniów wykonane w etapie wstępnym jako warunek zakwalifikowania ich do udziału w I etapie (§ 3.3).
- 6.4 Organizują zawody I i II etapu Olimpiady Chemicznej.
- 6.5 Przekazują wyniki zawodów I i II etapu do Komitetu Głównego.
- 6.6 Rozpatrują odwołania zawodników dotyczące wyników I etapu oraz przesyłają do Komitetu Głównego odwołania dotyczące wyników II etapu.
- 6.7 Przekazują do Komitetu Głównego prace zawodników II etapu w celu przeprowadzenia dodatkowej weryfikacji, której zasady ustala Komitet Główny.
- 6.8 Zawiadamiają uczniów o wynikach I etapu Olimpiady Chemicznej i wydają zaświadczenia o uczestnictwie w II etapie zawodów uczniom, którzy nie zakwalifikowali się do finału.

§ 7

Organizacja zawodów

- 7.1 Zawody Olimpiady Chemicznej mają charakter indywidualny.
- 7.2 Zawody, poprzedzone etapem wstępnym, prowadzone są w trzech etapach. Szczegółowe informacje o organizacji I i II etapu Olimpiady rozsyłane są przez Komitety Okręgowe do szkół.
- 7.3 Tematyka zawodów danej edycji Olimpiady jest corocznie publikowana przez Komitet Główny w Internecie oraz Informatorze Olimpiady. Informator składa się z dwóch części: przeznaczonej dla ucznia, zawierającej zadania etapu wstępnego oraz krótkie sprawozdanie z poprzedniej Olimpiady i części dla nauczyciela, zawierającej rozwiązania zadań, bibliografię oraz wszelkie inne niezbędne informacje dla uczestników Olimpiady Chemicznej.
- 7.4 **Etap wstępny** polega na samodzielnym rozwiązywaniu przez zawodników zadań obowiązkowych, zamieszczonych w części A Informatora Olimpiady. Prace zawodników w tym etapie oceniane są przez nauczycieli.
- 7.5 **Etap I** – jednodniowe zawody pisemne organizowane są przez Komitety Okręgowe w miejscach przez nie wyznaczonych. W I etapie zawodów Olimpiady Chemicznej biorą udział wszyscy zawodnicy zgłoszeni przez szkoły. Podstawą uczestnictwa jest nadesłanie na adres Komitetu Okręgowego rozwiązanych samodzielnie przez ucznia zadań etapu wstępnego oraz zarejestrowanie się zawodnika na stronie

www.olchem.edu.pl. Do udziału w II etapie zawodników kwalifikuje Komitet Główny na podstawie limitu punktów jednakowego dla wszystkich Okręgów. Limit ten określony jest jako co najmniej 50% średniej liczby punktów uzyskanych przez trzech najlepszych zawodników I etapu, przy czym liczba zawodników w II etapie nie powinna przekraczać 350. W szczególnie uzasadnionych przypadkach KGOCh może ustalić inne minimalne kryterium kwalifikacji, z zachowaniem wyżej określonej maksymalnej liczby zawodników w II etapie. Komitety Okręgowe informują odpowiednie Szkoły o pozytywnym wyniku kwalifikacji zawodników do II etapu.

7.6 Etap II – dwudniowe zawody: teoretyczne i laboratoryjne organizowane są przez Komitety Okręgowe w miejscach przez nie wyznaczonych. Listę zawodników zakwalifikowanych do III etapu zawodów ustala Komitet Główny Olimpiady Chemicznej. Celem zapewnienia jednolitych kryteriów oceny i kwalifikacji do III etapu, prace II etapu podlegają weryfikacji przez Komitet Główny. Do udziału w III etapie zawodników kwalifikuje Komitet Główny na podstawie limitu punktów jednakowego dla wszystkich Okręgów. Limit ten określony jest jako co najmniej 50% średniej liczby punktów uzyskanych przez trzech najlepszych zawodników II etapu, przy czym liczba zawodników w III etapie nie powinna przekraczać 90. W szczególnie uzasadnionych przypadkach KGOCh może ustalić inne minimalne kryterium kwalifikacji do finału, z zachowaniem wyżej określonej maksymalnej liczby zawodników w II etapie.

O pozytywnym wyniku kwalifikacji do III etapu szkoły informowane są listownie przez Komitet Główny.

7.7 Etap III (zawody finałowe) – dwudniowe zawody: pisemne i laboratoryjne organizowane są przez Komitet Główny w Warszawie.

Listę laureatów i wyróżnionych ustala Komitet Główny na podstawie końcowej listy klasyfikacyjnej III etapu zawodów. O miejscach na końcowej liście klasyfikacyjnej decydują oceny uzyskane przez zawodników w III etapie zawodów. W przypadku jednakowych ocen bierze się kolejno pod uwagę lokaty zawodników w II i I etapie zawodów. Tytuł laureata Olimpiady Chemicznej uzyskuje 20% – 30% najlepszych zawodników.

7.8 W czasie zawodów I etapu uczestnicy mogą korzystać jedynie z własnych przyborów do pisania i kalkulatorów. W II i III etapie kalkulatory zapewniają organizatorzy zawodów. Niedozwolone jest korzystanie z modeli molekularnych. W trakcie zawodów zawodnicy korzystają z układów okresowych zapewnianych przez organizatorów.

7.9 W trakcie wszystkich etapów zawodów niedozwolone jest korzystanie z telefonów komórkowych, tabletów itp. mogących łączyć się za pomocą sieci komórkowej lub wi-fi/Bluetooth z innymi urządzeniami. Urządzenia takie powinny zostać przekazane osobom pilnującym na czas trwania zawodów. Posiadanie takich urządzeń powoduje natychmiastową dyskwalifikację zawodnika.

7.10 Zawody I, II i III stopnia przeprowadzane są anonimowo. W trakcie przeprowadzania zawodów oraz na etapie recenzji, prace identyfikowane są wyłącznie na podstawie numerów kodowych zawodników. Ujawnienie nazwisk autorów prac następuje dopiero po zakończeniu etapu recenzji i ustaleniu końcowej listy klasyfikacyjnej.

7.11 Po każdym etapie i zatwierdzeniu wyników przez Komitet Główny, są one publikowane na oficjalnej stronie internetowej Olimpiady Chemicznej (www.olchem.edu.pl) z podaniem punktacji uzyskanej za poszczególne zadania. Po I i II etapie nie podaje się imion ani nazwisk zawodników, którzy nie zakwalifikowali się do wyższego etapu, tylko przyjęte przez nich hasła. Zawodnik, który nie życzy sobie publikowania swoich danych, powinien złożyć w tej sprawie pisemne oświadczenie w Komitecie Okręgowym.

§ 8

Przepisy szczegółowe

8.1 Jeżeli wśród zawodników znajdują się osoby z niepełnosprawnościami, organizatorzy Olimpiady dołożą wszelkich starań, żeby miały one dostęp zarówno do sal, w których odbywają się zawody, jak i do miejsc zakwaterowania. Informacja o niepełnosprawności musi zostać zgłoszona do organizatorów przed zawodami.

8.2 Wypadki losowe uniemożliwiające zawodnikowi udział w którymkolwiek etapie Olimpiady nie są podstawą do organizowania dodatkowych zawodów, ani do ubiegania się o przyjęcie zawodnika do następnego etapu, z pominięciem poprzedniego, w którym nie mógł z przyczyn losowych uczestniczyć.

8.3 Organizatorzy Olimpiady mogą pozbawić uczestnika prawa do udziału w zawodach, jeżeli naruszy on zasady regulaminu, w tym poprzez korzystanie z niedozwolonej pomocy.

§ 9

Tryb odwoławczy

9.1 Odwołania od decyzji Komitetów Okręgowych i Komitetu Głównego Olimpiady Chemicznej uczestnicy mogą składać w terminie 5 dni roboczych od dnia ogłoszenia na stronie internetowej wyników danego etapu zawodów.

Odwołanie musi być przesłane przez uczestnika zawodów e-mailem, musi zawierać wskazanie, które oceny są kwestionowane oraz merytoryczne uzasadnienie. Dysleksja, czy jakakolwiek choroba w dniu zawodów oraz zgłoszona po zawodach nie może być podstawą składania odwołania. Po I i II etapie wgląd do prac możliwy jest w siedzibach Komitetów Okręgowych.

9.2 Odwołania dotyczące wyników I etapu mogą składać tylko zawodnicy, którzy nie zakwalifikowali się do II etapu. Są one rozpatrywane przez Komitety Okręgowe Olimpiady Chemicznej w ciągu 7 dni roboczych. Informację o pozytywnie rozpatrzonych odwołaniach Komitety Okręgowe przekazują do Komitetu Głównego w celu zatwierdzenia kwalifikacji zawodnika do II etapu.

9.3 Odwołania dotyczące wyników II etapu zawodnicy składają w Komitetach Okręgowych lub przesyłają e-mailem do Sekretarza KO. Zeskanowane odwołania (lub e-maile) i odpowiednie fragmenty prac Sekretarze KO przesyłają pocztą elektroniczną do Sekretarza Naukowego Olimpiady.

9.4 Po III etapie należy odwołania przysłać pocztą elektroniczną bezpośrednio do Sekretarza Naukowego Olimpiady Chemicznej.

9.5 Po II i III etapie odwołania są rozpatrywane w ciągu 7 dni roboczych od dnia, w którym upływa termin składania odwołań.

9.6 Rozwiązania zadań lub ich fragmenty zapisane w brudnopisie nie mogą być podstawą odwołania. Brudnopis nie podlega sprawdzaniu.

9.7 Zawodnik musi przedstawić merytoryczne uzasadnienie swojego odwołania. Nie są rozpatrywane odwołania odnoszące się do rozwiązań w pracach innych Zawodników.

9.8 Zawodnik może złożyć odwołanie tylko jeden raz po każdym etapie. Po otrzymaniu od Sekretarza Naukowego odpowiedzi, zawierającej wyniki złożonej reklamacji, zawodnikowi nie przysługuje prawo do składania kolejnych odwołań.

9.9 Decyzje Komitetu Głównego po rozpatrzeniu odwołań są ostateczne.

§ 10

Uprawnienia laureatów i finalistów Olimpiady Chemicznej

10.1 W terminologii Olimpiady przyjmuje się następujące pojęcia:

- **ZWYCIĘZCA OLIMPIADY** – uczestnik, który uzyskał najwyższą ocenę w III etapie zawodów.
- **LAUREAT** – uczestnik III etapu Olimpiady Chemicznej, który uzyskał najwyższą lub zbliżoną do najwyższej liczbę punktów – w przedziale ustalonym przez Komitet Główny Olimpiady (§ 7 pkt. 7).
- **FINALISTA** – zawodnik uczestniczący w III etapie Olimpiady Chemicznej. Komitet Główny ma prawo wyróżnić kilku finalistów (zwanych dalej wyróżnionymi), którzy uzyskali liczbę punktów niewiele niższą od dolnej granicy przedziału punktów dla laureatów. Przedział punktów kwalifikujących do wyróżnienia ustalany jest przez Komitet Główny Olimpiady.

10.2 Uprawnienia laureatów i finalistów ustala Ustawa o systemie oświaty (Dz.U. z 2018 r. poz. 1457) ogłoszona dnia 5 lipca 2018 r. oraz prawo oświatowe (Dz.U. z 2019 r. poz. 1148).

Na podstawie ww. Ustawy uczestnikom zawodów III etapu przysługują następujące uprawnienia:

a) Finaliści Olimpiady Chemicznej otrzymują najwyższą ocenę z chemii na zakończenie nauki w klasie, do której uczęszczali.

b) Finaliści Olimpiady Chemicznej są zwolnieni z egzaminu maturalnego z chemii z najwyższą oceną.

c) Finaliści, a więc także laureaci i wyróżnieni Olimpiady Chemicznej mogą być zwolnieni w części lub całości z egzaminów do szkół wyższych – na mocy uchwał Senatów poszczególnych uczelni (zgodnie z przepisami Prawa o szkolnictwie wyższym (Dz. U. z 2018, poz. 1668).

Zgodnie z Art. 70 pkt. 6 Ustawy z dnia 30 sierpnia 2018 roku Prawo o szkolnictwie wyższym (Dz. U. z 2018, poz. 1668), zasady przyjmowania na studia laureatów, wyróżnionych i finalistów olimpiad przedmiotowych, samodzielnie określają senaty uczelni.

§ 11

Olimpiada Międzynarodowa

11.1 Komitet Główny typuje 8 zawodników do udziału w kursie przygotowawczym do Olimpiady Międzynarodowej. Są to: Zwycięzca Olimpiady oraz 7 uczniów, którzy uzyskali największą liczbę punktów obliczonych wg wzoru:

$$L = 3 \times N(\text{III}) + N(\text{II}) + P_m + P$$

L - całkowita liczba punktów,

N(III) - liczba punktów odpowiadająca procentowemu wynikowi uzyskanemu w III etapie,

N(II) - liczba punktów odpowiadająca procentowemu wynikowi uzyskanemu w II etapie,

P_m - punkty za medalowe miejsca w poprzednich Olimpiadach Międzynarodowych (po 20 punktów za każdy medal),

P - punkty za tytuł laureata lub za tytuł wyróżnionego w poprzednich olimpiadach

$$P = \frac{(\text{Liczba laureatów i wyróżnionych} - \text{nr pozycji})}{\text{Liczba laureatów i wyróżnionych}} \times 20),$$

Wynik procentowy należy rozumieć jako wyrażony w procentach stosunek liczby punktów uzyskanych przez zawodnika do maksymalnej, możliwej do zdobycia liczby punktów.

11.2 Po ukończeniu kursu, na podstawie wyników zawodników w dodatkowym postępowaniu konkursowym, Komitet Główny wyłoni 4 reprezentantów na Olimpiadę Międzynarodową oraz zawodnika rezerwowego.

11.3 Uczestnikiem Olimpiady Międzynarodowej nie może być uczeń, który przekroczył wiek 20 lat ani absolwent Technikum Chemicznego. Stanowi to regulamin Olimpiady Międzynarodowej.

11.4 Uczestnik Olimpiady Międzynarodowej ma opłacony udział w tej Olimpiadzie oraz podróz, zakwaterowanie i wyżywienie.

§ 12

Postanowienia końcowe

Decyzje w sprawach nieobjętych powyższym regulaminem podejmuje Komitet Główny w porozumieniu z Organizatorem oraz MEiN.

§ 13

Sytuacje nadzwyczajne

W sytuacjach nadzwyczajnych (epidemie, klęski żywiołowe, itp.) mających wpływ na przebieg Olimpiady, regulamin może być zmieniony przez Komitet Główny zgodnie z decyzjami MEN oraz innych organów administracji państwowej.

§ 14

Przetwarzanie danych

Zgodnie z art. 13 Rozporządzenia Parlamentu Europejskiego i Rady (UE) 2016/679 z dnia 27 kwietnia 2016 r. w sprawie ochrony osób fizycznych w związku z przetwarzaniem danych osobowych i w sprawie

swobodnego przepływu takich danych oraz uchylenia dyrektywy 95/46/WE (ogólne rozporządzenie o ochronie danych, dalej „RODO”) Komitet Główny Olimpiady Chemicznej informuje, że:

1. Administratorem danych osobowych uczestnika Olimpiady jest Olimpiada Chemiczna z siedzibą w Warszawie przy ul. Żwirki i Wigury 101, 02-089 Warszawa, reprezentowany przez Komitet Główny.
2. Dane osobowe Uczestnika Olimpiady Chemicznej podane w zgłoszeniu do udziału w Olimpiadzie będą przetwarzane w związku z realizacją przypisanych zadań w organizacji i przeprowadzenia Olimpiady zgodnie z zasadami przetwarzania danych osobowych określonymi w art. 5 RODO.
 - a) w przypadku wszystkich Uczestników - w celu organizacji i przeprowadzenia Olimpiady;
 - b) w przypadku Uczestnika będącego laureatem Olimpiady lub uczestnikiem, który otrzymał wyróżnienie – w celu przeprowadzania rozdania dyplomów i udokumentowania tego wydarzenia.
3. Podanie przez Uczestnika Olimpiady danych osobowych jest dobrowolne, lecz konieczne do wzięcia udziału w Olimpiadzie. Konsekwencją niepodania danych osobowych będzie brak możliwości udziału w Olimpiadzie.
4. Dane osobowe Uczestników, o których mowa w pkt. 2 powyżej, nie będą udostępniane podmiotom spoza Olimpiady Chemicznej.
5. Dane osobowe Uczestników, mogą zostać zamieszczone na stronie internetowej Organizatora oraz w mediach społecznościowych Organizatora. Dane te będą także udostępniane uprawnionym organom państwowym, w tym w szczególności w zakresie, w jakim organy te są uprawnione do weryfikacji wykonania obowiązków.
6. Dane osobowe Uczestników, będą przetwarzane do czasu rozstrzygnięcia Olimpiady i przekazania informacji o jej rozstrzygnięciu a następnie w celach archiwalnych zgodnie z właściwymi przepisami prawa.
7. Dane osobowe będą zabezpieczone zgodnie z art. 32 RODO przed dostępem nieuprawnionych osób.
8. Uczestnik Olimpiady posiada prawo do: uzyskania informacji o przetwarzaniu danych osobowych i uprawnieniach przysługujących zgodnie z RODO, dostępu do treści swoich danych oraz ich sprostowania, a także prawo do usunięcia danych osobowych ze zbiorów administratora (chyba że dalsze przetwarzanie jest konieczne dla wykonania obowiązku prawnego albo w celu ustalenia, dochodzenia lub obrony roszczeń), oraz prawo do ograniczenia przetwarzania, przenoszenia danych, wniesienia sprzeciwu wobec przetwarzania – w przypadkach i na warunkach określonych w RODO.
9. Dane osobowe Uczestnika Olimpiady nie będą przedmiotem automatycznego podejmowania decyzji ani profilowania.
10. Podczas administrowania danymi osobowymi, na każdym etapie ich przetwarzania, Organizator zapewnia osobom, których dane dotyczą realizację praw przysługujących im na mocy RODO, to znaczy:
 - prawa dostępu do danych oraz otrzymania ich kopii zgodnie z art. 15 RODO,
 - prawa do sprostowania oraz uzupełnienia danych zgodnie z art. 16 RODO,
 - prawa do usunięcia danych zgodnie z art. 17 RODO,
 - prawa do ograniczenia przetwarzania danych zgodnie z art. 18 RODO,
 - prawa do wniesienia sprzeciwu wobec przetwarzania danych zgodnie z art. 21 RODO,
 - prawa do wniesienia skargi do organu nadzorczego zgodnie z art. 77 RODO.

DO DYREKCJI SZKOŁY I DO NAUCZYCIELA CHEMII

Komitet Główny Olimpiady Chemicznej uprzejmie prosi Koleżanki (Kolegów) Nauczycieli Chemii o zachęcenie uczniów do jak najliczniejszego udziału w zawodach, zapoznanie ich z treścią zadań etapu wstępnego oraz podanymi niżej informacjami.

Kalendarz 70. Olimpiady Chemicznej

Etap Wstępny

- | | |
|-------------------------------|--|
| wrzesień - październik | - samodzielna praca zawodników |
| 20.10.2023 | - zakończenie rejestracji internetowej |
| 27.10.2023 | - ostateczny termin przesyłania prac etapu wstępnego do Komitetów Okręgowych |

I Etap

- | | |
|--|---|
| 25.11.2023 (sobota) godz. 11.00 | - rozwiązywanie zadań teoretycznych w miejscach podanych przez Komitety Okręgowe. |
|--|---|

II Etap

zawody organizowane przez Komitety Okręgowe:

- | | |
|--|-----------------------|
| 26.01.2024 (piątek) godz. 12.00 | - część teoretyczna |
| 27.01.2024 (sobota) godz. 9.00 | - część laboratoryjna |

III Etap

zawody organizowane przez KG w Warszawie:

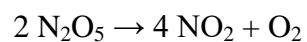
- | | |
|--|-----------------------|
| 22.03.2024 (piątek) godz. 14.00 | - część laboratoryjna |
| 23.03.2024 (sobota) godz. 8.30 | - część teoretyczna |

Uwaga! W etapie wstępnym uczniowie rozwiązują zadania części A i przekazują swoje prace nauczycielom, którzy je sprawdzają. Praca musi być podpisana imieniem i nazwiskiem zawodnika. Należy też podać adres e-mail zawodnika. Pozytywnie ocenione prace, nauczyciele przesyłają do Komitetów Okręgowych Olimpiady do dnia **27.10.2023** r. Sekretarze Okręgów weryfikują listę zarejestrowanych usuwając z niej osoby, które nie rozwiązały zadań etapu wstępnego.

CZEŚĆ A – ZADANIA OBOWIĄZKOWE

ROZWIĄZANIE ZADANIA A1

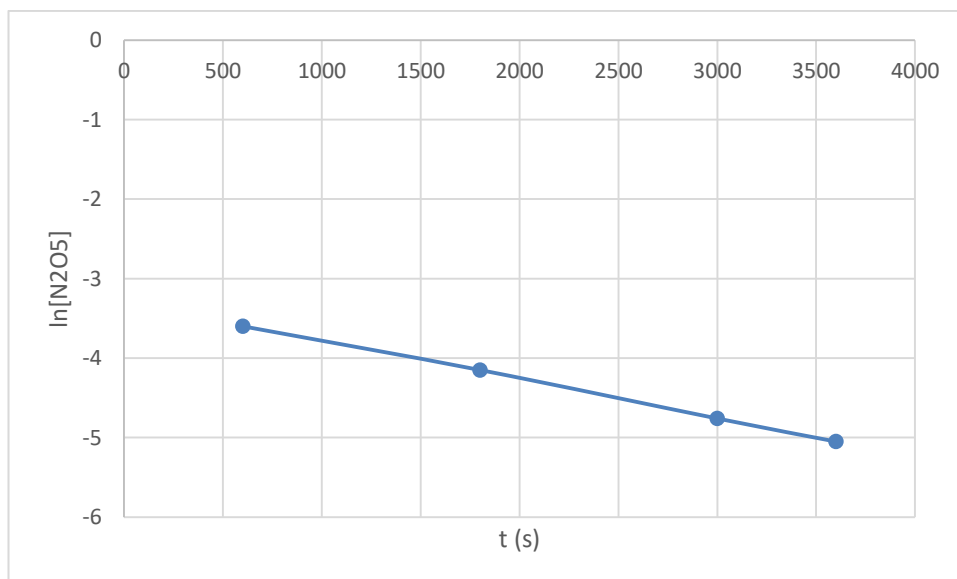
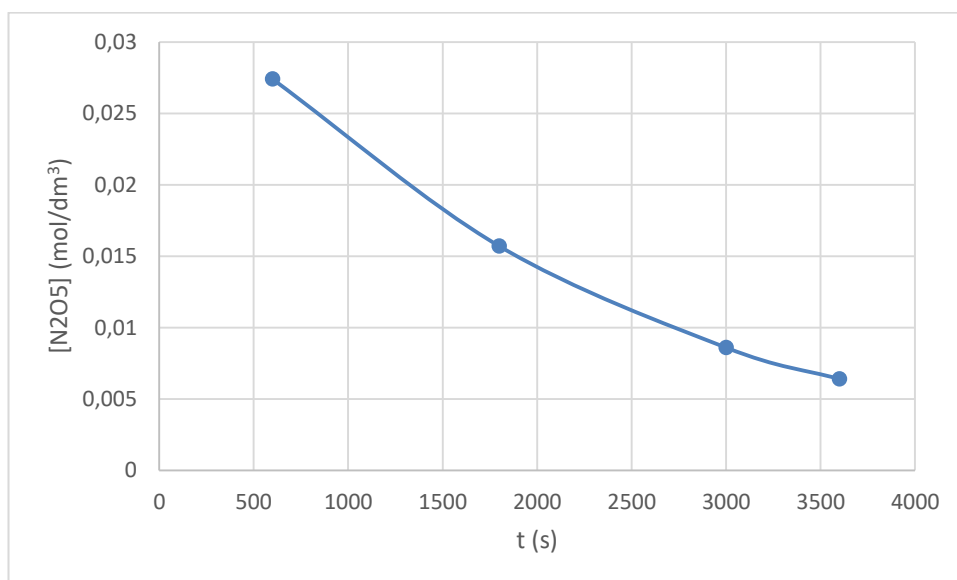
a. Równanie reakcji:

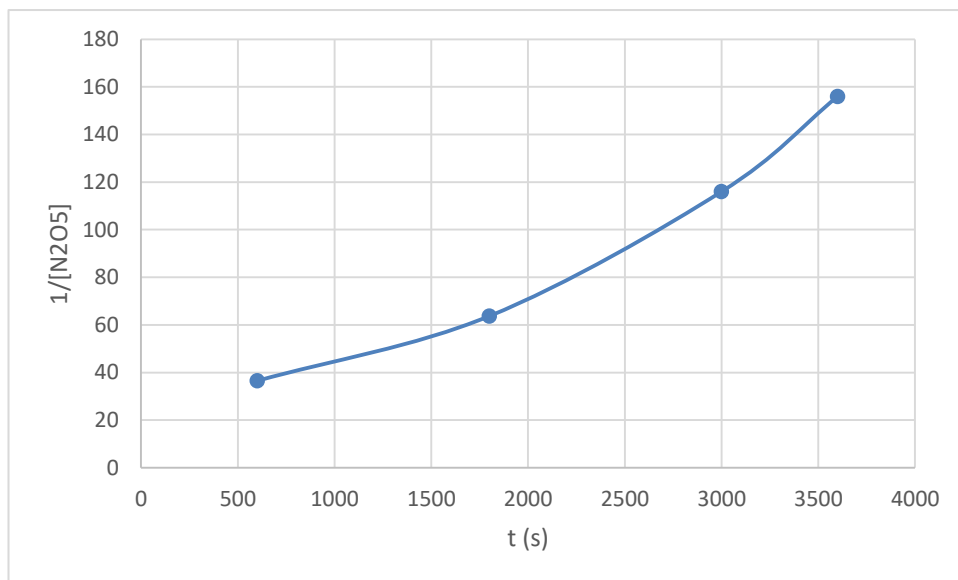


b. Skonstruujmy pomocniczą tabelę, gdzie uwzględnimy także $\ln[\text{N}_2\text{O}_5]$ oraz $1/[\text{N}_2\text{O}_5]$:

czas (s)	$[\text{N}_2\text{O}_5]$ ($\text{mol} \cdot \text{dm}^3$)	$\ln[\text{N}_2\text{O}_5]$	$1/[\text{N}_2\text{O}_5]$
600	0,0274	-3,60	36,5
1800	0,0157	-4,15	63,7
3000	0,0086	-4,76	116
3600	0,0064	-5,05	156

Narysujmy wykresy wszystkich trzech funkcji:





Wykres zależności $\ln[\text{N}_2\text{O}_5]$ od czasu jest linią prostą, więc **jest to reakcja pierwszego rzędu** (Gdyby wykres zależności stężenia od czasu był linią prostą to byłaby to reakcja 0 rzędu, a jeśli wykres $1/[\text{N}_2\text{O}_5]$ od czasu to byłaby to reakcja II rzędu.)

- c. Ponieważ jest to reakcji I rzędu to równaniem, dzięki któremu możemy obliczyć stężenie związku A w dowolnym momencie reakcji jest:

$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -kt$$

gdzie $[A]_0$ to stężenie początkowe związku A, k to stała szybkości reakcji a t to czas.

W naszym przypadku początkowe stężenie N_2O_5 nie jest znane, ale powyższy wzór jest prawdziwy dla dwóch dowolnych stężeń N_2O_5 . Weźmy $[\text{N}_2\text{O}_5]_{1800} = 0,0157$ oraz $[\text{N}_2\text{O}_5]_{600} = 0,0274$ dla $t = 1200$ s:

$$\ln \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]_{1800}}{[\text{N}_2\text{O}_5]_{600}} = -k \cdot t$$

$$k = -\ln \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]_{1800}}{[\text{N}_2\text{O}_5]_{600}} : 1200 = -\ln \frac{0,0157}{0,0274} : 1200 = 4,64 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

Uwaga 1: zamiana minut na sekundy nie jest konieczna i nie robiąc takiej zamiany otrzymujemy wartość k w min^{-1} , która jest 60 razy większa i równie poprawna.

Uwaga 2: policzenie wartości k używając innej pary danych daje bardzo podobne, ale jednak trochę inne wartości; każdą z tych wartości, o ile została prawidłowo policzona, możemy uznać za poprawną.

Podstawienie innej wartości k w podpunktach **d.** oraz **e.** również lekko zmienia wyniki otrzymane w tych podpunktach i również można uznać je za poprawne.

- d. Znając wartość stałej k możemy obliczyć początkowe stężenie N_2O_5 , czyli $[\text{N}_2\text{O}_5]_0$:

$$\ln \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]_{1800}}{[\text{N}_2\text{O}_5]_0} = -k \cdot t$$

$$\ln[\text{N}_2\text{O}_5]_{1800} - \ln[\text{N}_2\text{O}_5]_0 = -k \cdot t$$

$$\ln[\text{N}_2\text{O}_5]_0 = \ln[\text{N}_2\text{O}_5]_{1800} + k \cdot t = \ln(0,0157) + 4,64 \cdot 10^{-4} \cdot 1800 = -3,32$$

$$[\text{N}_2\text{O}_5]_0 = e^{-3,32} = 0,0362 \text{ mol} \cdot \text{dm}^3$$

- e. Wzór na czas połowicznego zaniku substancji A (czyli czasu potrzebnego do tego, aby stężenie substratu zmalało o połowę) dla reakcji I rzędu można wyprowadzić w następujący sposób:

$$\ln \frac{1/2 \cdot [A]_0}{[A]_0} = -kt_{1/2}$$

$$\ln(1/2) = -kt_{1/2}$$

$$t_{1/2} = \ln(1/2) / -k = \ln 2 / k$$

Czyli w naszym przypadku:

$$t_{1/2} = \ln 2 / k = \ln 2 / 4,64 \cdot 10^{-4} = \mathbf{1494 \text{ s}}$$

- f. Po 100 minutach od rozpoczęcia reakcji stężenie N_2O_5 będzie równe:

$$\ln[\text{N}_2\text{O}_5]_{6000} = \ln[\text{N}_2\text{O}_5]_0 - k \cdot t = 0,0362 - 4,64 \cdot 10^{-4} \cdot 6000 = -6,103$$

$$[\text{N}_2\text{O}_5]_{6000} = 0,0022 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Zakładając $V = 1 \text{ dm}^3$ i minimalną zmianę objętości w reakcji, możemy zauważyć, że w czasie $t = 6000 \text{ s}$ z $0,0362$ mola N_2O_5 zostało $0,0022$ mola, czyli przereagowało $0,0340$ mola N_2O_5 . Zgodnie ze stechiometrią reakcji oznacza to, że powstało 2 razy tyle NO_2 , czyli $0,068$ mola, czyli **stężenie NO_2 wynosi $0,068 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$** .

ROZWIĄZANIE ZADANIA A2

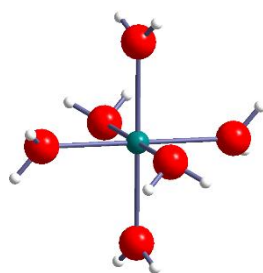
- a. Gazem **A**, powstającym w wyniku roztwarzania metalicznego cynku w kwasie solnym, jest wodór – H_2 .
- b. Z roztworu uzyskanego w wyniku reakcji kwasu solnego z cynkiem wydzielono uwodniony chlorek cynku $\text{ZnCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Jego stopień uwodnienia możemy obliczyć na podstawie obserwowanego ubytku masy zarejestrowanego podczas dehydratacji:

$$\frac{100 - \Delta m}{M_{\text{ZnCl}_2}} : \frac{\Delta m}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{100 - 28}{136,30} : \frac{28}{18,02} = 0,528 : 1,55 \approx 1 : 3$$

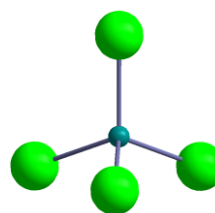
Sumaryczny wzór soli **B** – $\text{ZnCl}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

- c. Na podstawie badań strukturalnych wiemy, że związek **B** w fazie stałej nie jest zbudowany z izolowanych jonów Zn^{2+} i Cl^- , a zawiera kation i anion kompleksowy o bardziej złożonej budowie. Kationem jest akwajon cynku(II) mający liczbę koordynacyjną wynoszącą 6, natomiast anionem jest jon chlorocynkanowy(II) o koordynacji czworosiennej. Sól **B** zbudowana jest z kationu $[\text{Zn}(\text{OH}_2)_6]^{2+}$ oraz z anionu $[\text{ZnCl}_4]^{2-}$. Zatem wzór związku **B** z uwzględnieniem rzeczywistej budowy w fazie stałej to: $[\text{Zn}(\text{OH}_2)_6][\text{ZnCl}_4]$.

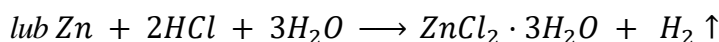
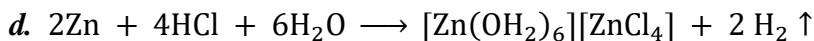
Kation $[\text{Zn}(\text{OH}_2)_6]^{2+}$ ma budowę oktaedryczną (l.k.=6), a anion $[\text{ZnCl}_4]^{2-}$ ma budowę tetraedryczną (l.k.=4).



$[\text{Zn}(\text{OH}_2)_6]^{2+}$



$[\text{ZnCl}_4]^{2-}$



utleniacz – HCl (dokładnie kationy wodorowe H^+), reduktor – Zn

e. Korzystając z równania Clapeyrona obliczamy ilość moli gazu powstałego w reakcji metalicznego cynku z kwasem solnym:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{100800 \text{ Pa} \cdot 313 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3}{8,3145 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 294,15 \text{ K}} = 0,0129 \text{ mol}$$

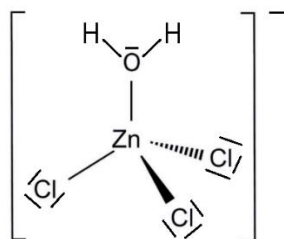
Masa wydzielonego wodoru: $m = 0,0129 \text{ mol} \cdot 2,016 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 26,0 \text{ mg}$

f. W reakcji chlorku potasu z chlorkiem cynku powstaje jednowodna sól potasowa $\text{KX} \cdot \text{H}_2\text{O}$, zawierająca aniony X^- , którym można przypisać wzór ZnCl_3^- . Zatem wzór sumaryczny związku C to: $\text{KZnCl}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Jednakże biorąc pod uwagę tetraedryczną budowę anionu tej soli właściwszy jest zapis $\text{K}[\text{Zn}(\text{OH}_2)\text{Cl}_3]$. W anionie tego związku centrum koordynacji Zn^{2+} otoczone jest przez trzy ligandy chlorkowe oraz jedną cząsteczkę wody – $[\text{Zn}(\text{OH}_2)\text{Cl}_3]^-$.

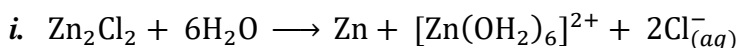
Potwierdzeniem tego jest zawartość % potasu w związku C:

$$\%_{\text{K}} = \frac{m_{\text{K}} \text{ g}}{m_{\text{K}[\text{Zn}(\text{OH}_2)\text{Cl}_3]} \text{ g}} \cdot 100\% = \frac{39,10 \text{ g}}{228,86 \text{ g}} \cdot 100\% = 17,1\%.$$

g.

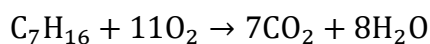


h. W związku ZnCl_2 formalnie cynk występuje na +1 stopniu utlenienia, ale właściwości diamagnetyczne tej fazy wskazują, że nie występują w tej fazie niesparowane elektrony. W rzeczywistości w fazie ZnCl_2 występują kationy Zn_2^{2+} , w których występuje wiązanie kowalencyjne $\text{Zn} - \text{Zn}$, dlatego też właściwszy jest zapis wzoru tego związku: Zn_2Cl_2 . Analogiczne kationy tworzy kadm i rtęć, przy czym szczególnie jony Hg_2^{2+} są dużo stabilniejsze i są trwałe także w roztworze wodnym.



ROZWIĄZANIE ZADANIA A3

a. Równanie reakcji spalania heptanu:



Wartość entalpii procesu równa się:

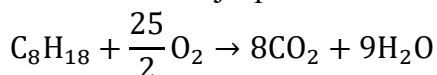
$$\Delta H_{sp}^{\text{heptan}} = 7\Delta H_{\text{CO}_2(\text{g})}^{\text{tw}} + 8\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(\text{c})}^{\text{tw}} - \Delta H_{\text{C}_7\text{H}_{16}(\text{c})}^{\text{tw}} - 11\Delta H_{\text{O}_2(\text{g})}^{\text{tw}}$$

$$\Delta H_{sp}^{\text{heptan}} = 7 \cdot (-393,5) + 8 \cdot (-285,8) - (-224,4) - 11 \cdot 0 = -4816,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$M^{\text{heptan}} = 100,198 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ więc:

$$\Delta H_{\text{sp}}^{\text{heptan}} = \frac{-4816,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}{100,198 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cong -48,1 \text{ kJ} \cdot \text{g}^{-1} = -48,1 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}$$

b. Równanie reakcji spalania izooktanu:



Wartość entalpii procesu równa się:

$$\Delta H_{\text{sp}}^{\text{izooktan}} = 8\Delta H_{\text{CO}_2(\text{g})}^{\text{tw}} + 9\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(\text{c})}^{\text{tw}} - \Delta H_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{c})}^{\text{tw}} - \frac{25}{2}\Delta H_{\text{O}_2(\text{g})}^{\text{tw}}$$

$$\Delta H_{\text{sp}}^{\text{izooktan}} = 8 \cdot (-393,5) + 9 \cdot (-285,8) - (-259,3) - \frac{25}{2} \cdot 0 = -5\,460,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Zgodnie z danymi zawartymi w tabeli, LO benzyny w Brazylii wynosi 92.

$$d^{\text{benzyny}} = \frac{m^{\text{izooktan}} + m^{\text{heptan}}}{V} = \frac{0,92 \cdot V \cdot 0,692 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} + 0,08 \cdot V \cdot 0,679 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}}{V} \\ = 0,691 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

$$M^{\text{izooktan}} = 114,224 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M^{\text{heptan}} = 100,198 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Otrzymujemy: } n_{\text{izooktan}} = \frac{m_{\text{izooktan}}}{M_{\text{izooktan}}} = \frac{d_{\text{izooktan}} \cdot V_{\text{izooktan}}}{M_{\text{izooktan}}} = \frac{d_{\text{izooktan}} \cdot \frac{LO}{100} \cdot m_{\text{benzyny}}}{M_{\text{izooktan}} \cdot d_{\text{benzyny}}}$$

$$n_{\text{izooktan}} = 8,066 \text{ mol}$$

$$\text{i dla heptanu: } n_{\text{heptan}} = \frac{m_{\text{heptan}}}{M_{\text{heptan}}} = \frac{d_{\text{heptan}} \cdot V_{\text{heptan}}}{M_{\text{heptan}}} = \frac{d_{\text{heptan}} \cdot \frac{(100-LO)}{100} \cdot m_{\text{benzyny}}}{M_{\text{heptan}} \cdot d_{\text{benzyny}}}$$

$$n_{\text{heptan}} = 0,785 \text{ mol}$$

$$\Delta H_{\text{sp}}^{\text{izooktan}} = 8,066 \text{ mol} \cdot (-5\,460,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) \cong -44\,047,6 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{sp}}^{\text{heptan}} = 0,785 \text{ mol} \cdot (-4\,816,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) \cong -3\,781,0 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{sp}}^{\text{cał.}} = \Delta H_{\text{sp}}^{\text{izooktan}} + \Delta H_{\text{sp}}^{\text{heptan}} = -47\,828,6 \text{ kJ} \cong -47,8 \text{ MJ}$$

c. $V_{\text{zbiornika}} = \pi \cdot \left(\frac{d}{2}\right)^2 \cdot h$

$$V_{\text{zbiornika}} = 39\,250 \text{ cm}^3$$

W Zimbabwe benzyna ma LO równą 93.

$$V_{\text{izooktanu}} = 0,93 \cdot 39\,250 \text{ cm}^3 = 36\,502,5 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{heptanu}} = (1 - 0,93) \cdot 39\,250 \text{ cm}^3 = 2\,747,5 \text{ cm}^3$$

1 mol heptanu – 7 moli CO₂ oraz 1 mol izooktanu – 8 moli CO₂

$$n_{\text{izooktan}} = \frac{d_{\text{izooktan}} \cdot V_{\text{izooktan}}}{M_{\text{izooktan}}} = 221,14 \text{ mola}$$

$$n_{\text{heptan}} = \frac{d_{\text{heptan}} \cdot V_{\text{heptan}}}{M_{\text{heptan}}} = 18,62 \text{ mola}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 8 \cdot n_{\text{izooktan}} + 7 \cdot n_{\text{heptan}} = 1\,899,46 \text{ mola}$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot RT}{p} = 49,56 \text{ m}^3$$

d.

Kraj	LO	n_{izooktan}	n_{heptan}	$\Delta H_{\text{sp}}^{\text{cal.}} / \text{kJ}$
Brazylia	92	5,57	0,54	-33 018
Egipt	90	5,45	0,68	-33 037
Indonezja	88	5,33	0,81	-33 008
Zimbabwe	93	5,63	0,47	-33 009

Wszystkie benzyny charakteryzują się bardzo podobnymi wartościami entalpii spalania. Benzyna z Indonezji o liczbie oktanowej równej 88 wykazuje najniższą (minimalnie różną) wartość entalpii spalania w przeliczeniu na 1 dm³ tego paliwa. co oznacza, że w wyniku spalania tej mieszanki wydzielili się najmniej energii na sposób ciepła. Znak minus przy obliczonych wartościach wskazuje, że proces spalania węglowodorów jest procesem egzoenergetycznym. Warto tutaj nadmienić, że w wymienionych krajach dostępne są benzyny o różnych (nie tylko wymienionych w tabeli) wartościach liczby oktanowej.

Rozwiązanie do FOLDERU B

e. Przemiana jest adiabatyczna więc $p_1 V_1^\kappa = p_2 V_2^\kappa$

$$V_2 = \sqrt[\kappa]{\frac{p_1 V_1^\kappa}{p_2}}, \text{ po podstawieniu danych otrzymujemy: } V_2 = 103,46 \text{ dm}^3$$

$$\Delta U = \frac{i}{2} Nk\Delta T \text{ (przykładowo dla gazu jednoatomowego } i = 3; Nk = nR)$$

$$\Delta U = C_V \Delta T \text{ oraz } C_P - C_V = R \text{ (gdy } N=N_A, \text{ w ogólności: } nR)$$

$$\kappa = \frac{C_P}{C_V} \text{ więc: } i = \frac{2}{\kappa - 1}$$

Wiedząc, że $pV = nRT$ oraz $\Delta U = Q + W$ ostatecznie otrzymujemy:

$$\Delta U = W = \frac{1}{\kappa - 1} (p_2 V_2 - p_1 V_1)$$

$$\text{Po podstawieniu: } \Delta U = -3\,102,7 \text{ J} \cong -3,1 \text{ kJ}$$

f. W Indonezji benzyna ma LO równą 88.

$$d^{\text{benzyny}} = \frac{m^{\text{izooktan}} + m^{\text{heptan}}}{V} = \frac{0,88 \cdot V \cdot 0,692 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} + 0,12 \cdot V \cdot 0,679 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}}{V} \\ = 0,690 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

$$\text{Otrzymujemy: } n_{\text{izooktan}} = \frac{m_{\text{izooktan}}}{M_{\text{izooktan}}} = \frac{d_{\text{izooktan}} \cdot V_{\text{izooktan}}}{M_{\text{izooktan}}} = \frac{d_{\text{izooktan}} \cdot \frac{LO}{100} \cdot m_{\text{benzyny}}}{M_{\text{izooktan}} \cdot d_{\text{benzyny}}}$$

$$n_{\text{izooktan}} = 7,726 \text{ mol}$$

$$\text{i dla heptanu: } n_{\text{heptan}} = \frac{m_{\text{heptan}}}{M_{\text{heptan}}} = \frac{d_{\text{heptan}} \cdot V_{\text{heptan}}}{M_{\text{heptan}}} = \frac{d_{\text{heptan}} \cdot \frac{(100-LO)}{100} \cdot m_{\text{benzyny}}}{M_{\text{heptan}} \cdot d_{\text{benzyny}}}$$

$$n_{\text{heptan}} = 1,178 \text{ mol}$$

$$\Delta H_{\text{sp}}^{\text{izooktan}} = -7,726 \text{ mol} \cdot 5\,460,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cong -42\,190,9 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{sp}}^{\text{heptan}} = -1,178 \text{ mol} \cdot 4\,816,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cong -5\,673,8 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(pV)$$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$$

$$\Delta n_g^{\text{izooktan}} = -4,5 \cdot 7,726 \text{ mola}$$

$$\Delta n_g^{\text{heptan}} = -4 \cdot 1,178 \text{ mola}$$

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n_g RT$$

$$\Delta U^{\text{izooktan}} = -5460,9 \text{ kJmol}^{-1} - 4,5 \text{ mola} \cdot 8,314 \text{ Jmol}^{-1}\text{K}^{-1} \cdot 298,15 \text{ K} \cong -5472,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

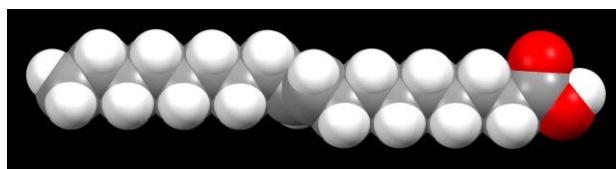
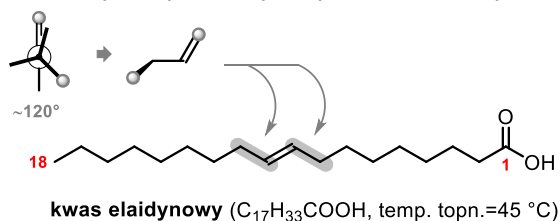
$$\Delta U^{\text{heptan}} = -4816,5 \text{ kJmol}^{-1} - 4 \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ Jmol}^{-1}\text{K}^{-1} \cdot 298,15 \text{ K} \cong -4826,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta U^{\text{cał.}} = n^{\text{izooktan}} \cdot \Delta U^{\text{izooktan}} + n^{\text{heptan}} \cdot \Delta U^{\text{heptan}}$$

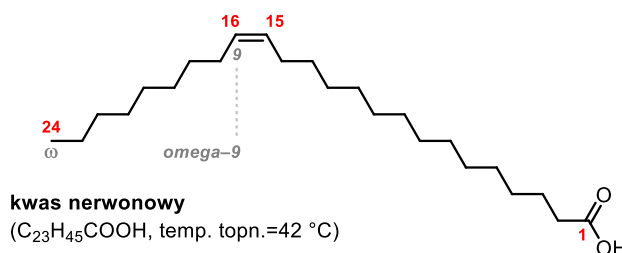
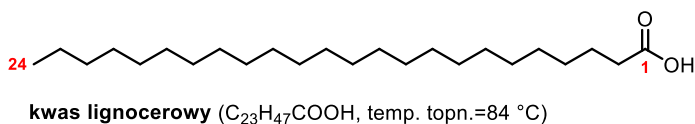
$$\Delta U^{\text{cał.}} = 7,726 \text{ mol} \cdot (-5472,1 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}) + 1,178 \text{ mol} \cdot (-4826,4 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}) \cong -47962,9 \text{ kJ}$$

ROZWIĄZANIE ZADANIA A4

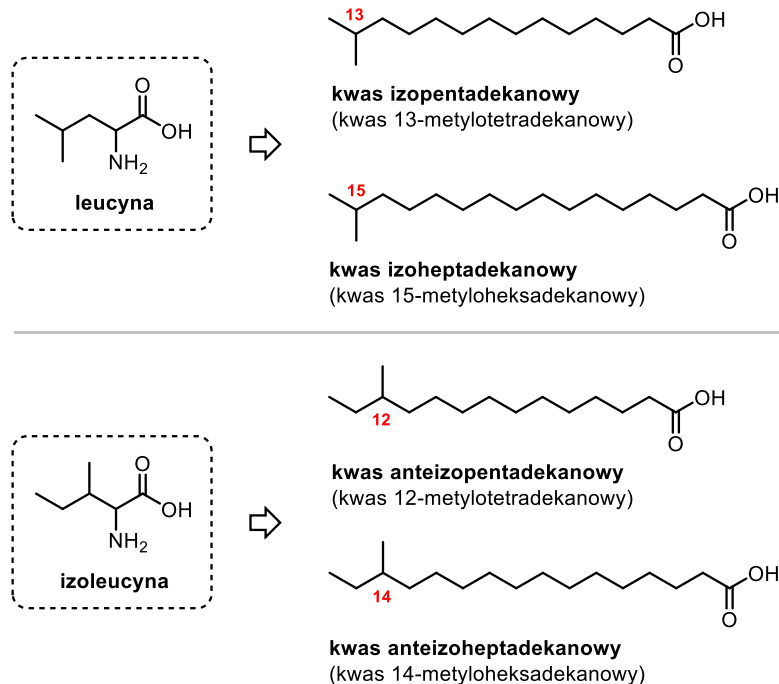
- a. Kwas oleinowy w wyniku izomeryzacji staje się kwasem elaidynowym, a wiązanie podwójne C=C o konfiguracji *trans* orientuje dalsze fragmenty łańcucha antyperiplanarnie, podobnie jak uprzywilejowana konformacja wiązania pojedynczego. Można byłoby się, więc spodziewać właściwości fizykochemicznych zbliżonych do nasyconego kwasu stearynowego. Okazuje się jednak, że wiązania pojedyncze bezpośrednio sąsiadujące z podwójnym – allilowe (zarówno w izomerze *cis*, jak i *trans*) wprowadzają pewną perturbację. W efekcie łańcuch zawierający wiązanie podwójne o konfiguracji *trans* posiada „uskok”, a jego temperatura topnienia jest pośrednia między kwasem stearynowym (nasyconym), a oleinowym (nienasyconym *cis*).



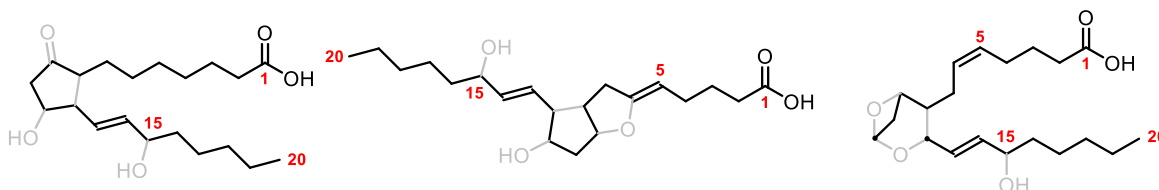
- b. Kwas nerwonowy posiada tyle samo atomów węgla, co nasycony kwas lignocerowy, a znaczna różnica ich temperatur topnienia sugeruje konfigurację *cis* wiązania podwójnego. Ponieważ ozonoliza uwalnia dziewięciowęglowy nonanal, musi być to fragment pochodzący od końca łańcucha węglowego. Sugeruje to, podobnie jak dla kwasu oleinowego, typ omega-9.



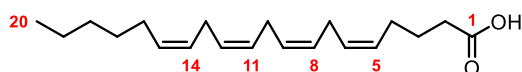
- c. Przedstawione na rysunku kwasy izoheksadekanowy i izotetradekanowy różnią się o dwa atomy węgla, co sugeruje, że powstały w wyniku przyłączenia do primera odpowiednio sześciu i pięciu jednostek dwuwęglowych (wspomnianych w treści zadania). Wynika z tego, że fragment pochodzący z aminokwasu w procesie biosyntezy ulega dekarboksylacji. Stosując analogiczne rozumowanie do leucyny i izoleucyny możemy zaproponować struktury kwasów, odpowiednio: izopentadekanowego i izoheptadekanowego, oraz anteizopentadekanowego i anteizoheptadekanowego (z podstawnikiem metylowym „cofniętym” o jedną pozycję).



d. Struktury PGE₁, PGI₂ i A₂ zawierają po 20 atomów węgla, co wraz z treścią zadania sugeruje kwas tłuszczowy o dwudziestu atomach węgla, zawierający 4 wiązania podwójne. We wszystkich strukturach grupa hydroksylova pojawia się na piętnastym atomie węgla, a wiązanie podwójne (w dwóch z trzech struktur) przy piątym atomie. Pozwala to wyróżnić pierwotny (liniowy) szkielet węglowy, który jedynie w tromboksanie ulega rozłączeniu na drodze przegrupowania pośredniej prostaglandyny H₂ (nie ma o niej wzmianki w treści zadania).

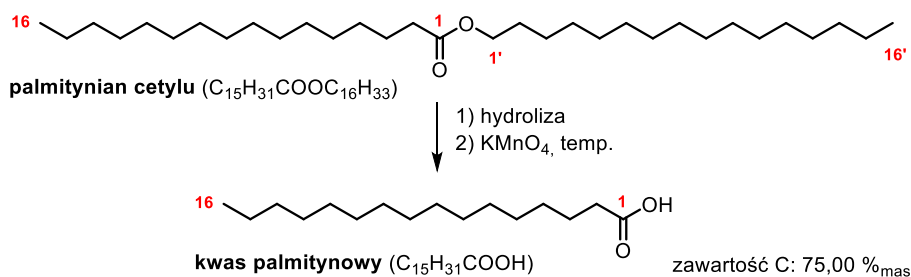


Ponieważ wiązania podwójne posiadają konfigurację *cis* i rozpoczynają się przy co trzecim atomie łańcucha węglowego między pozycjami 5 a 15 (włącznie), pozwala to jednoznacznie przypisać strukturę kwasu (5Z,8Z,11Z,14Z)-eikosa-5,8,11,14-tetraenowego.

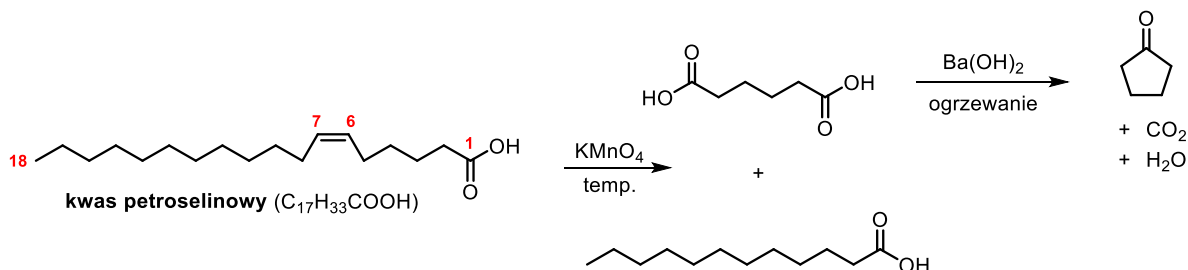


kwasy arachidonowy
(kwasy (5Z,8Z,11Z,14Z)-eikosa-5,8,11,14-tetraenowy)

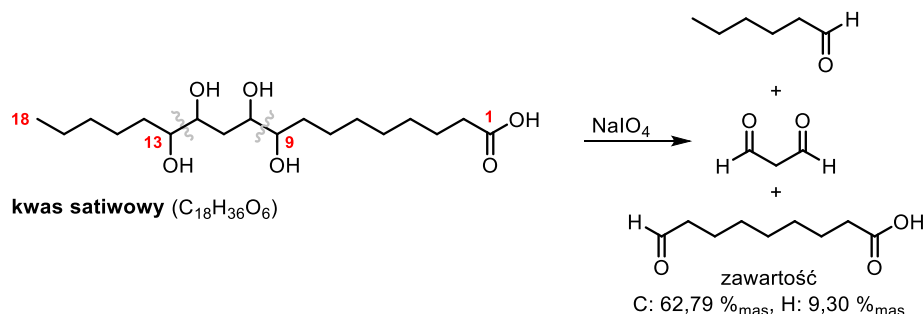
e. Estrem występującym w spermacji jest palmitynian cetylu, ester kwasu heksadecanowego i alkoholu heksadecylowego (cetylowego). Utlenianie mieszaniny po hydrolizie prowadzi, więc tylko do jednego produktu - kwasu palmitynowego o zawartości węgla równej 75,00% (według mas molowych podanych na końcu zadania).



- f. Ponieważ kwas petroselinowy jest izomerem kwasu oleinowego, wiadomo, że posiada on 18 atomów węgla i jedno wiązanie podwójne. W wyniku jego utleniania KMnO_4 w podwyższonej temperaturze powinien, więc powstać kwas monokarboksylowy i kwas dwukarboksylowy (diowy). Składnik, który wobec $\text{Ba}(\text{OH})_2$ uwalnia cyklopentanon, wodę i dwutlenek węgla musi być kwasem diowym (dwukarboksylowym), zawierającym sześć atomów węgla. Wynika z tego, że wiązanie podwójne znajduje się między atomami 6 i 7 łańcucha węglowego.

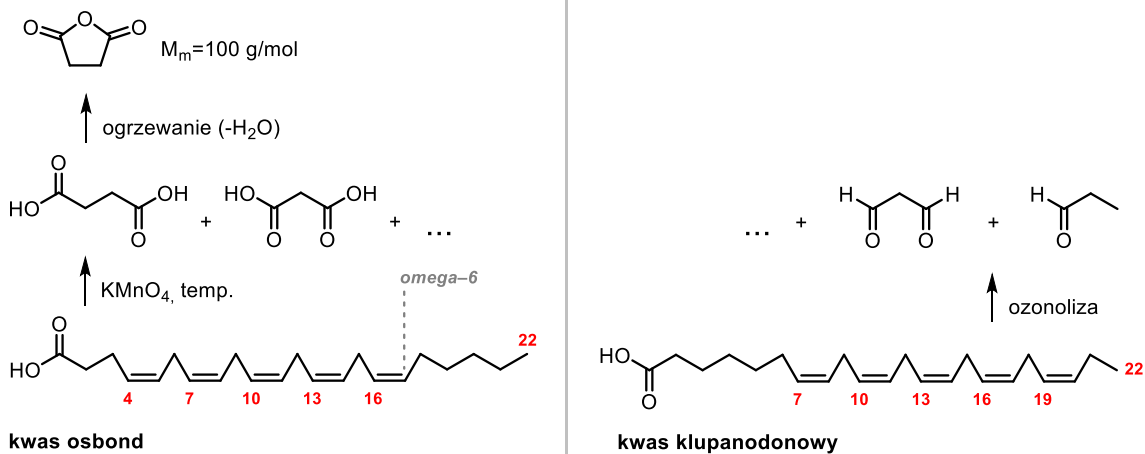


- g. Kwas satiwowy w wyniku rozszczepienia nadjodanem tworzy trzy fragmenty, co oznacza, że musi posiadać cztery grupy hydroksylowe, ułożone parami przy sąsiadujących atomach węgla. Ponieważ jest to kwas monokarboksylowy jeden z fragmentów musi być aldehydokwasem, a pozostałe mono- i dwualdehydem (co jest zgodne z treścią zadania). Skład procentowy aldehydokwasu wskazuje na układ zawierający dziewięć atomów węgla.



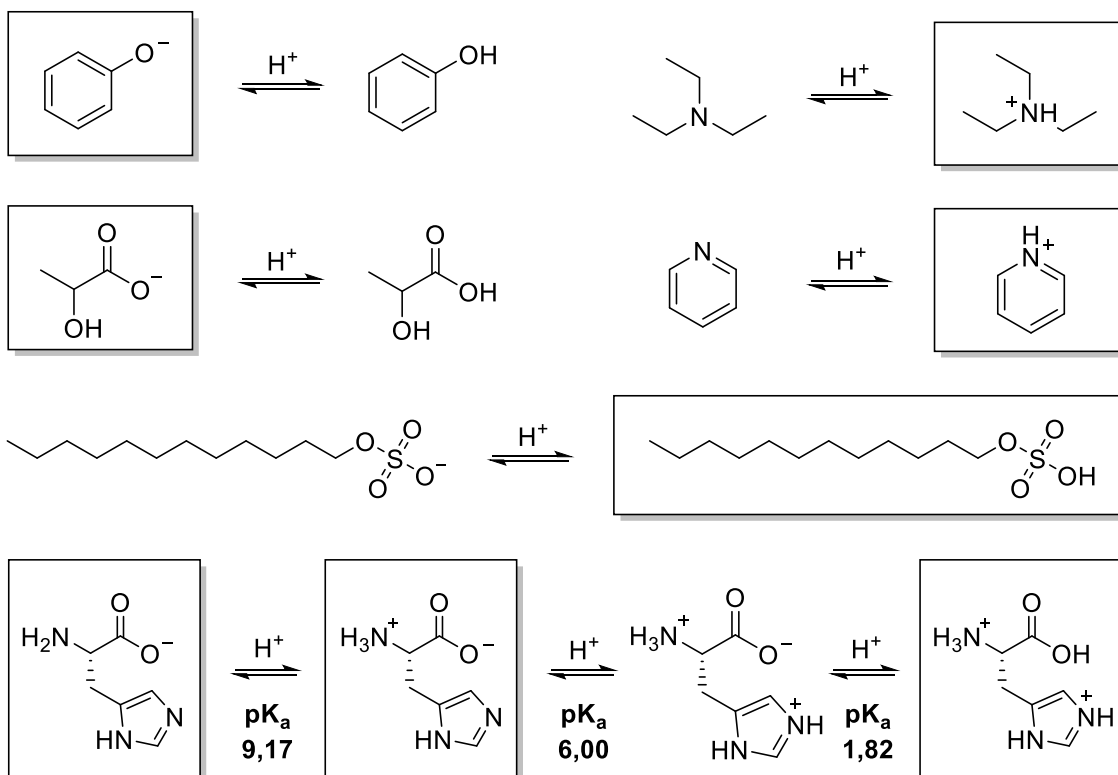
- h. Zadanie posiada **dwa możliwe rozwiązania**, dla struktur osiemnastowęglowych (C_{18}) lub dwudziestodwuwęglowych (C_{22}). Rzeczywiste struktury kwasu klupanodonowego i osbond posiadają wspólny motyw pięciu niesprzężonych wiązań podwójnych, i różnią się jedynie jego położeniem w dwudziestodwuwęglowym łańcuchu węglowym.

Analizę rozpoczynamy od kwasu klupanodonowego, który w wyniku ozonolizy prowadzi do propanalu (a więc jest to kwas omega-3), oraz czterech cząsteczek aldehydu malonowego. Nieznana pozostaje tylko budowa (długość łańcucha) pozostałego fragmentu zawierającego grupę karboksylową, musi ona jednak zawierać co najmniej dwa atomy węgla. Z kolei utlenianie kwasu osbond (omega-6) prowadzi do kwasu bursztynowego (butanodiowego), oraz innego kwasu dwukarboksylowego. Kwas osbond (jako izomer kwasu klupanodonowego) również musi posiadać 5 wiązań podwójnych, stąd wniosek, że jako „inny kwas dwukarboksylowy” należy rozważyć kwas szczawiowy (HOCCOOH) oraz malonowy ($\text{HOCCCH}_2\text{COOH}$). Kwas bursztynowy (butanodiowy), tworzący w wyniku ogrzewania bezwodnik o masie 100 g/mol, jest już wymieniony jako produkt, a kwas glutarowy ($\text{HOCCCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$) i dłuższe, prowadziłyby do rozwiązań przekraczających masę molową 400 g/mol (co ogranicza warunek zadania).



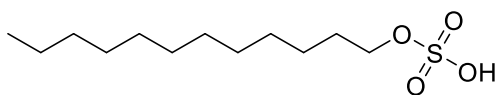
ROZWIĄZANIE ZADANIA A5

a.

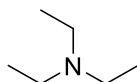


b.

Najmocniejszym kwasem jest:

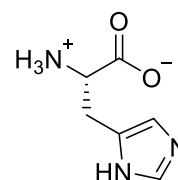


Najmocniejszą zasadą jest:



c.

W roztworach wodnych o pH 7,4 dominującą formą histydyny jest:



*** Uzasadnienie: ułamek molowy tej formy wynosi:

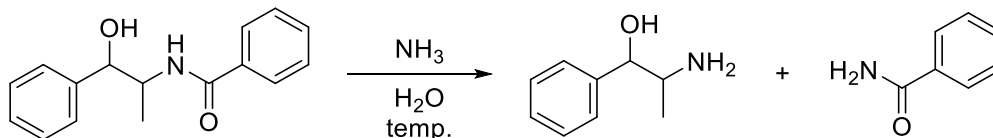
$$x_{HA} = \frac{[HA]}{[H_3A^{2+}] + [H_2A^+] + [HA] + [A^-]}$$

$$\frac{1}{x_{HA}} = \frac{[H_3A^{2+}]}{[HA]} + \frac{[H_2A^+]}{[HA]} + \frac{[HA]}{[HA]} + \frac{[A^-]}{[HA]} = \frac{[H^+]^2}{K_{a1}K_{a2}} + \frac{[H^+]}{K_{a2}} + 1 + \frac{K_{a3}}{[H^+]} =$$

$$= 10^{pK_{a1}+pK_{a2}-2pH} + 10^{pK_{a2}-pH} + 1 + 10^{pH-pK_{a3}} = 1,0568$$

$$x_{HA} = \frac{1}{1,0568} = 0,946$$

- d. Formy zjonizowane rozpuszczają się w wodzie lepiej niż formy niezjonizowane, a w rozpuszczalnikach organicznych na odwrót. Można dzięki temu rozdzielić substancje zjonizowane od niezjonizowanych (jeśli są wystarczająco hydrofobowe) na drodze ekstrakcji.

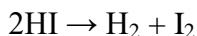


Dla powyższej mieszaniny należy przeprowadzić ekstrakcję z użyciem rozpuszczalnika organicznego (znajdzie się w nim benzamid) oraz wodnego roztworu kwasu (znajdzie się w nim sprotonowana amina).

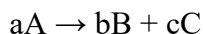
CZĘŚĆ B – ZADANIA FAKULTATYWNE

ROZWIĄZANIE ZADANIA B1

a. Równanie reakcji chemicznej:



b. W badaniach kinetyki reakcji stwierdzono, że szybkość reakcji jest proporcjonalna do stężeń molowych reagentów podniesionych do potęg. Często wykładniki tych potęg są liczbami naturalnymi lub prostymi ułamekami. Dla reakcji:



możemy zapisać ogólnie:

$$v = \text{szybkość zużycia substancji A} = -\frac{1}{a} \frac{d[\text{A}]}{dt} = \text{szybkość tworzenia produktów B}$$

$$\text{oraz C} = \frac{1}{b} \frac{d[\text{B}]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[\text{C}]}{dt}$$

i równocześnie:

$$v = \text{szybkość reakcji} = k \cdot [\text{A}]^x$$

gdzie współczynnik k jest wielkością charakterystyczną dla danej reakcji i nazywany jest stałą szybkości tej reakcji, $[\text{A}]$ jest stężeniem substratów, natomiast „ x ” wykładnikiem potęgi, niezależnymi od współczynników stechiometrycznych, określanym jako rząd reakcji.

Przyrównując do siebie v otrzymujemy:

$$-\frac{1}{a} \frac{d[\text{A}]}{dt} = k[\text{A}]^x$$
$$\frac{d[\text{A}]}{[\text{A}]^x} = -akdt$$

Metoda rozwiązania tego równania różniczkowego wymaga scałkowania tego równania w odpowiednich granicach i wykracza poza materiał szkoły średniej. Warto jednak zauważyć, że równanie to dla reakcji różnych rzędów będzie wyglądało zawsze bardzo podobnie, a jedyną różnicą będzie różny wykładnik przy stężeniu $[\text{A}]$. Ogólnym rozwiązaniem równania:

$$[\text{A}]^n d[\text{A}] = -akdt$$

w granicach od $t=0$ gdy stężenie substratu wynosi $[\text{A}]_0$ do interesującego nas czasu t , gdy stężenie substratu wynosi $[\text{A}]$ jest równanie:

$$\frac{[\text{A}]^{n+1}}{n+1} - \frac{[\text{A}]_0^{n+1}}{n+1} = -akt \quad (n \neq -1)$$

lub

$$\ln[\text{A}] - \ln[\text{A}]_0 = -akt \quad (n = -1)$$

gdzie \ln to logarytm naturalny (logarytm o podstawie e , gdzie e jest liczbą Eulera $e = 2.718281\dots$), a współczynnik n przyjmuje ujemną wartość rzędu reakcji względem substratu A ($n = -x$).

W naszym przypadku równanie kinetyczne ma postać:

$$v = \text{szybkość zużycia substancji A} = k \cdot [\text{A}]^2 = k \cdot [\text{HI}]^2$$

oznacza to, że $n = -2$ oraz że otrzymujemy wzór, dzięki któremu możemy obliczyć $[\text{HI}]$ w dowolnym

czasie od rozpoczęcia reakcji:

$$\frac{1}{[\text{HI}]_0} - \frac{1}{[\text{HI}]} = -2kt$$
$$\frac{1}{[\text{HI}]} = \frac{1}{[\text{HI}]_0} + 2kt$$

Często interesuje nas także czas połowicznej przemiany (czas połowicznego zaniku) substancji, czyli czas po którym połowa początkowej ilości substratów przereaguje. Podstawiając do wzoru wyprowadzonego powyżej $[\text{HI}] = \frac{1}{2}[\text{HI}]_0$ otrzymujemy dla reakcji drugiego rzędu:

$$\frac{1}{[\text{HI}]_0} - \frac{2}{[\text{HI}]_0} = -2kt_{1/2}$$
$$\frac{-1}{[\text{A}]_0} = -2kt_{1/2}$$
$$t_{1/2} = \frac{1}{2k[\text{A}]_0}$$

Jeśli stężenie początkowe HI wynosiło $0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ to po $t = 1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$ obliczamy stężenie HI w następujący sposób:

$$\frac{1}{[\text{HI}]} = \frac{1}{[\text{HI}]_0} + 2kt$$
$$\frac{1}{[\text{HI}]} = \frac{1}{0,2 \cdot \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}} + 2 \cdot 3,02 \cdot 10^{-5} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{s}^{-1} \cdot 3600 \cdot \text{s}$$
$$\frac{1}{[\text{HI}]} = 5 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{dm}^3 + 0,217 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{dm}^3 = 5,217 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{dm}^3$$
$$[\text{HI}] = \frac{1}{5,217 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{dm}^3} = \mathbf{0,192 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}$$

c. Czas potrzebny aby stężenie HI zmniejszyło się z $0,2$ do $0,19 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ obliczamy w następujący sposób:

$$\frac{1}{[\text{HI}]_0} - \frac{1}{[\text{HI}]} = -2kt_{1/2}$$
$$\frac{1}{0,2} - \frac{1}{0,19} = -2kt$$
$$-2kt = -0,263$$
$$t = \frac{-0,263}{-2 \cdot 3,02 \cdot 10^{-5}} = \mathbf{4,35 \cdot 10^3 \text{ s} = 1,21 \text{ h}}$$

Czas potrzebny aby stężenie HI zmniejszyło się z $0,19$ do $0,18 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ obliczamy analogicznie:

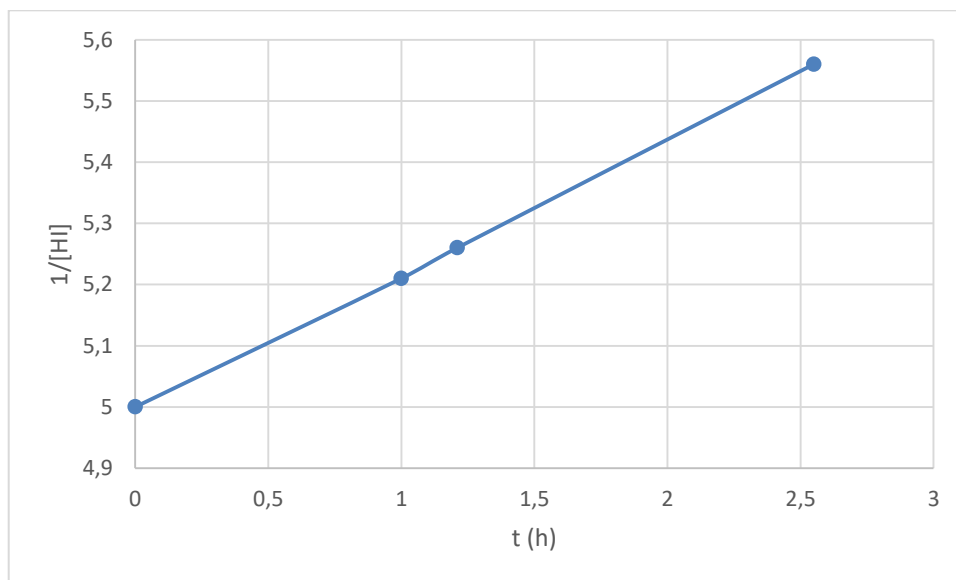
$$\frac{1}{0,19} - \frac{1}{0,18} = -2kt$$
$$t = \frac{-0,292}{-2 \cdot 3,02 \cdot 10^{-5}} = \mathbf{4,82 \cdot 10^3 \text{ s} = 1,34 \text{ h}}$$

d. Czas połowicznej przemiany obliczamy zgodnie ze wzorem z podpunktu b.:

$$t_{1/2} = \frac{1}{2k[\text{A}]_0}$$
$$t_{1/2} = \frac{1}{2 \cdot 3,02 \cdot 10^{-5} \cdot 0,2} = \mathbf{8,28 \cdot 10^4 \text{ s} = 23,0 \text{ h}}$$

- e. Ponieważ jest to reakcja II rzędu to zależność liniową otrzymamy dla wartości $1/[\text{HI}]$ w zależności od czasu. Obliczmy kilka takich wartości, biorąc obliczone wcześniej stężenia HI w różnych czasach reakcji oraz naszkicujmy wykres:

czas (h)	$[\text{HI}]$ ($\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$)	$1/[\text{HI}]$
0	0,20	5,0
1	0,192	5,21
1,21	0,19	5,26
2,55	0,18	5,56



- f. Czas potrzebny do przereagowania 95% HI, czyli aby stężenie HI zmniejszyło się do 5% wyjściowego stężenia obliczamy w następujący sposób:

$$\frac{1}{[\text{HI}]_0} - \frac{1}{[\text{HI}]} = -2kt$$

$$\frac{1}{[\text{HI}]_0} - \frac{1}{0,05[\text{HI}]_0} = -2kt$$

$$\frac{1}{[\text{HI}]_0} - \frac{20}{[\text{HI}]_0} = -2kt$$

$$-\frac{19}{[\text{HI}]_0} = -2kt$$

$$t = \frac{19}{2k[\text{A}]_0}$$

Ponieważ czas połowicznej przemiany dla reakcji II rzędu jest równy:

$$t_{1/2} = \frac{1}{2k[\text{A}]_0}$$

to czas potrzebny aby przereagowało 95% HI wynosi $19 \cdot t_{1/2}$, czyli $19 \cdot 8,28 \cdot 10^4 \text{ s} = 1,57 \cdot 10^6 \text{ s} = 436 \text{ h}$.

- g. W stanie równowagi, szybkość reakcji rozpadu HI oraz syntezy HI muszą być takie same, czyli $v_1 = v_2$. Zauważmy, że w stanie równowagi:

$$v_1 = k \cdot [\text{HI}]^2 = v_2 = k_2 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

$$k_1 \cdot [\text{HI}]^2 = k_2 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

$$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{k_2}{k_1} = K$$

$$K = \frac{k_2}{k_1} = \frac{1,79 \cdot 10^{-3}}{3,02 \cdot 10^{-5}} = 59,3$$

h. Po 20 minutach (1200 s) przereagowało 35%, czyli pozostało 65% HI, natomiast po 70 minutach stężenie substratu było bliskie zeru: taka sytuacja jest możliwa wyłącznie w przypadku reakcji 0 rzędu. To oznacza liniową zależność stężenia substratu od czasu, czyli czas połowicznej przemiany t jest równy:

$$t = \frac{20 \text{ min} \cdot 50\%}{35\%} = 28,6 \text{ min}$$

ROZWIĄZANIE ZADANIA B2

a. Załóżmy na początek, że sól **C** krystalizuje w układzie regularnym skoro jej typ strukturalny wywodzi się od halogenku litowca. W rozwiązaniu skorzystamy ze wzoru Wulfa-Braggów:

$$2d_{hkl} \sin \theta = \lambda$$

oraz z równania kwadratowego dla układu regularnego:

$$\frac{1}{d_{hkl}^2} = \frac{h^2 + k^2 + l^2}{a^2}$$

Sporządźmy tabelę, która w pierwszej kolumnie zawierać będzie liczbę porządkową refleksu, w drugiej kolumnie kąt 2θ , przy którym pojawił się refleks, w trzeciej kolumnie odległość międzypłaszczyznową odpowiadającą temu refleksowi, a w czwartej odwrotność kwadratu tej odległości międzypłaszczyznowej:

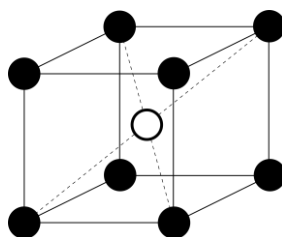
Lp.	$2\theta/^\circ$	$d/\text{\AA}$	$d^{-2}/\text{\AA}^{-2}$	(5)	(6)	hkl	$a/\text{\AA}$
1	23,13	3,8407	0,06779	1,00	1	100	3,8423
2	32,94	2,7170	0,13546	2,00	2	110	3,8424
3	40,64	2,2182	0,20323	3,00	3	111	3,8420
4	47,27	1,9214	0,27088	4,00	4	200	3,8428
5	53,27	1,7182	0,33871	5,00	5	210	3,8421
6	58,82	1,5687	0,40639	6,00	6	211	3,8424
7	69,09	1,3584	0,54191	8,00	8	220	3,8422
8	73,94	1,2809	0,60954	9,00	9	300 lub 221	3,8426
9	78,68	1,2151	0,67725	10,00	10	310	3,8426

Identyfikacja wskaźników refleksów najwygodniej jest przeprowadzić w oparciu o odwrotności kwadratów odległości międzypłaszczyznowych, ponieważ zgodnie z powyższym równaniem kwadratowym odwrotności kwadratów odległości międzypłaszczyznowych mają się do siebie jak liczby naturalne. W kolumnie (5) umieszczone są wyniki dzielenia odwrotności kwadratów odległości międzypłaszczyznowych przez tę wartość dla refleksu nr 1. Widać, że z bardzo dobrym przybliżeniem są to liczby naturalne, co potwierdza słuszność założenia o tym, że sól **C** krystalizuje w układzie regularnym. W kolumnie (6) wyniki dzielenia zaokrąglone są do najbliższych liczb naturalnych, a w kolumnie (7) podane są wskaźniki Millera refleksów. Warto zauważyć, że w przypadku refleksu nr 8 mamy do czynienia z koincydencją dwóch refleksów o różnych wskaźnikach Millera tzn. refleksy te, mimo że nie są symetrycznie

równoważne, występują przy takiej samej wartości kąta 2θ . W kolumnie 8 wyznaczone są wartości stałej sieciowej w oparciu o wartości z kolumn (3) i (6). Średnia wartość stałej sieciowej wynosi $3,842 \text{ \AA}$.

Określenie typu sieci Bravais'go należy wykonać w oparciu o analizę wygaszeń systematycznych. W układzie regularnym możliwe są sieci prymitywne (P), ściennie centrowane (F) i przestrzennie centrowane (I). W pierwszym przypadku nie występują wygaszenia systematyczne, w drugim przypadku na dyfraktogramie występują jedynie takie refleksy, które mają wszystkie wskaźniki parzyste lub wszystkie nieparzyste, a w trzecim jedynie te, dla których suma wskaźników jest parzysta. Warunki te powodują, że refleksy o pewnych wartościach sumy kwadratów wskaźników Millera, kolumna (6) w powyższej tabeli, nie występują w przypadku sieci typu F oraz I . W przypadku soli **C** żaden refleks nie jest wygaszony systematycznie, więc krystalizuje ona w sieci prymitywnej.

- b. Skoro sól **C** krystalizuje w sieci regularnej prymitywnej to jej struktura jest typu chlorku cezu. Komórka elementarna soli **C**:



Biała i czarne kulki oznaczają odpowiednio kationy i aniony chlorkowe lub odwrotnie. Struktura typu chlorku cezu nie ulega zmianie przy zamianie miejscami kationów i anionów. Zarówno kationy jak i aniony wykazują liczbę koordynacyjną 8, a ich wielościanem koordynacyjnym jest sześcian.

- c. Identyfikację substancji **A-C** należy przeprowadzić w oparciu o gęstość soli **C**. Wiemy, że jest to sól pewnego beztlenowego kwasu o stechiometrii 1:1. Gęstość każdej substancji krystalicznej można obliczyć ze wzoru:

$$\rho = \frac{ZM}{N_A V}$$

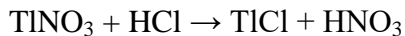
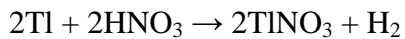
gdzie Z oznacza liczbę jednostek wzoru sumarycznego o masie molowej M znajdujących się w komórce elementarnej, N_A liczbę Avogadra, zaś V objętość komórki elementarnej.

Na podstawie tego wzoru można wyliczyć masę molową soli **C**. Z w strukturach typu chlorku cezu wynosi 1, a zatem $M = 6,02214 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot (3,842 \text{ \AA} \cdot 10^{-8} \text{ cm/\AA})^3 \cdot 7,0 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} = 239 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Odejmując od masy molowej soli **C** masy molowe fluoru, chloru, bromu i jodu otrzymujemy następujące wartości masy molowej metalu **A**: 220, 203, 159 i 112 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Tylko masa 203 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ma sens, gdyż odpowiada istniejącemu pierwiastkowi, czyli talowi, który tworzy związki chemiczne na +1 stopniu utlenienia. PbS również ma masę molową 239 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, siarczek ołowiu(II) krystalizuje w strukturze typu NaCl, więc nie spełnia warunków zadania.

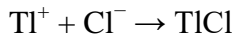
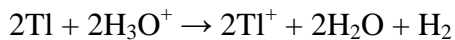
Zatem związki **A-C** mają następujące wzory sumaryczne:

A	Tl
B	TlNO ₃
C	TlCl

d. Równania reakcji w formie cząsteczkowej:

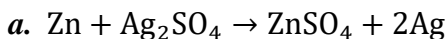


Równania reakcji w formie jonowej skróconej:



e. Wysoka trwałość związków talu na +1 stopniu utlenienia wynika z efektu relatywistycznego stabilizującego parę elektronową na orbitalach 6s. Jest to związane z tym, że prędkość elektronów w stanach s ciężkich pierwiastków zbliżona jest do prędkości światła. Ten sam efekt odpowiedzialny jest za trwałość soli ołowiu i bizmutu na odpowiednio +2 i +3 stopniu utlenienia, za trwałość atomowej rtęci, za to, że rtęć jest ciekła w temperaturze pokojowej oraz za wiele innych właściwości chemicznych i fizycznych ciężkich pierwiastków.

Rozwiązanie zadania B3



b. W warunkach izobaryczno–izotermicznych elektroda wykazuje określony potencjał E . Zależność ΔE od temperatury przedstawia równanie

$$\Delta E_T = E_{T_0} + \frac{dE}{dT}(T - T_0)$$

Zależność SEM ogniwa od temperatury, w małym zakresie temperatur, można opisać w przybliżeniu za pomocą zależności liniowej:

$$\Delta E = a + bT$$

Z danych z tabeli i wykresu $b = \frac{dE}{dT} = -1,09 \times 10^{-3} \text{ VK}^{-1}$

$$\Delta E_{298} = 1,5675 - 1,09 \times 5 = 1,562 \text{ V}$$

c. Do opisu termodynamicznego pracy ogniwa galwanicznego posłużyć się można związkiem pomiędzy zmianą potencjału termodynamicznego ΔG dla procesów elektrodowych, a siłą elektromotoryczną ogniwa:

$$\Delta_r G = -nFE$$

$$\Delta_r G = -2 \times 96485 \times 1,562 = -301419,1 \text{ J mol}^{-1}$$

d. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$$\Delta S = -\frac{dG}{dT}$$

$$\Delta H = \Delta G - T \frac{dG}{dT}$$

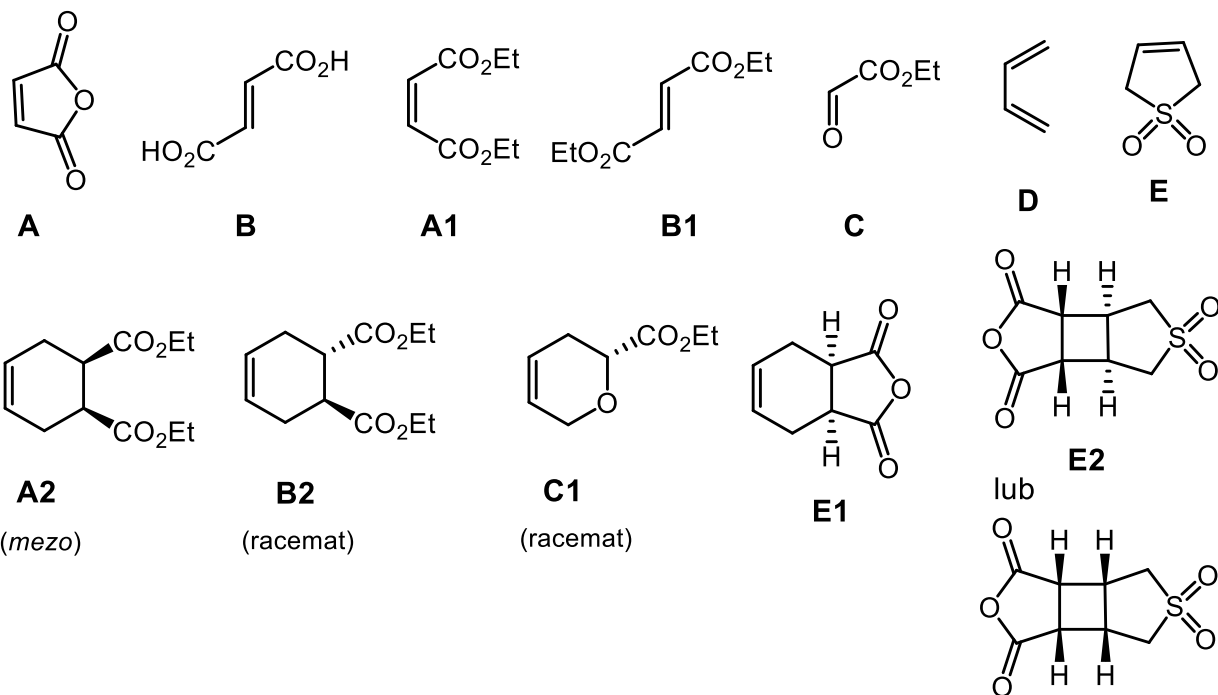
$$\frac{dG}{dT} = -nF \frac{dE}{dT}$$

$$\Delta H_{298} = \Delta G_{298} + nFT \frac{dE}{dT} =$$

$$-301419,1 + [2 \times 96485 \times 298 \times (-1,09 \times 10^{-3})] = 364099,6 \text{ J mol}^{-1}$$

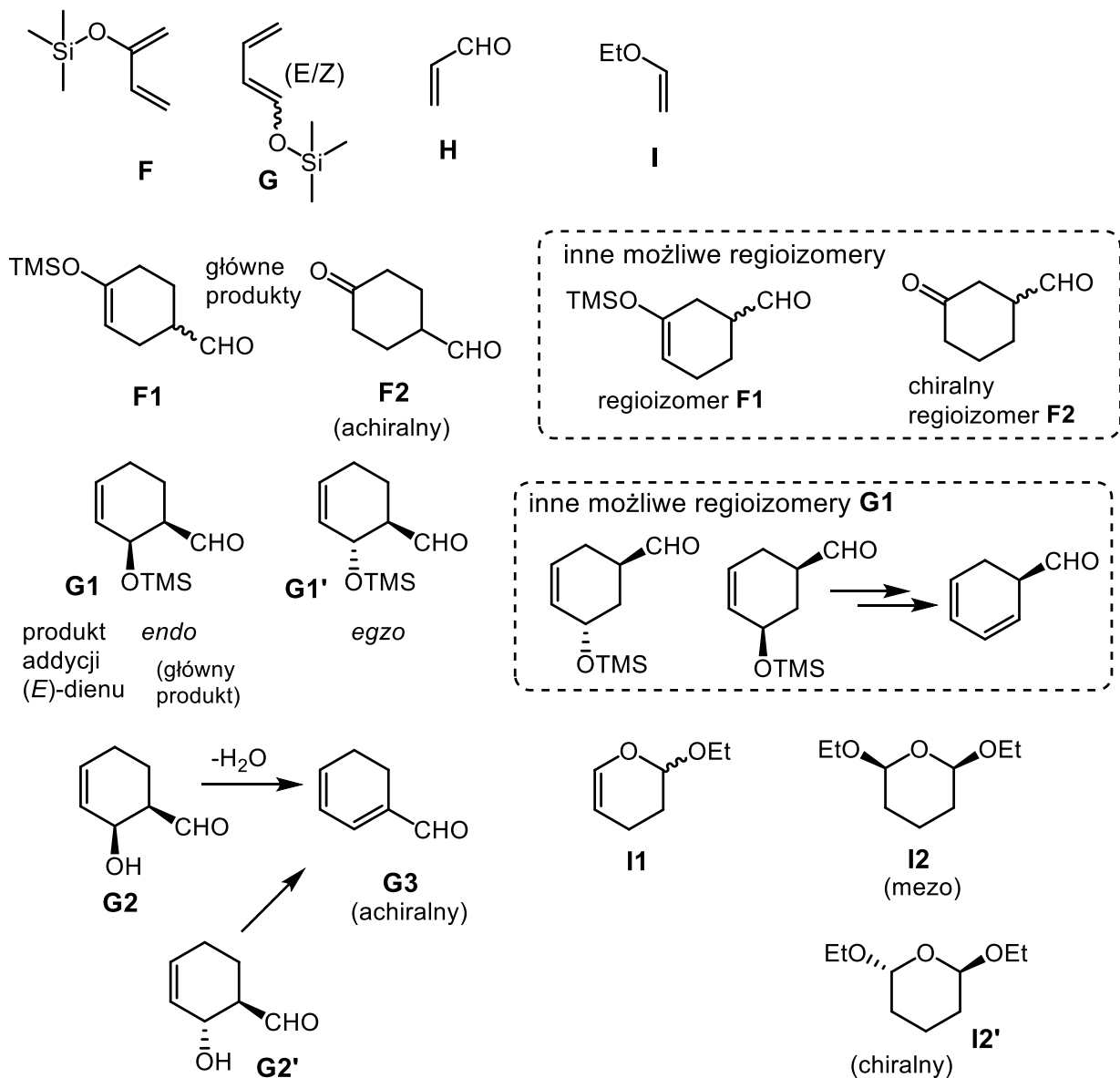
Rozwiązanie zadania B4

a.



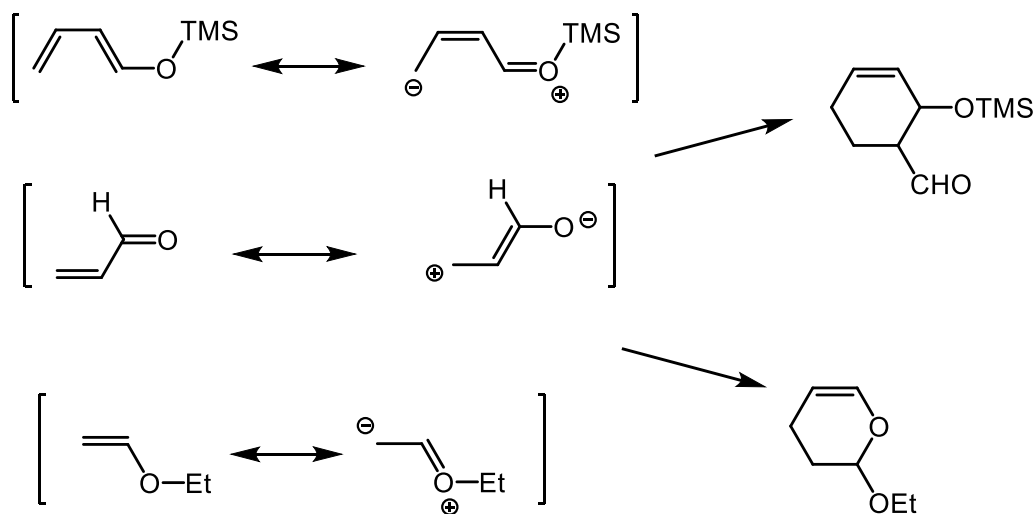
C1 – produkt reakcji hetero Dielsa-Aldera lub precyzyjniej okso Dielsa-Aldera

E – produkt reakcji cheletropowej



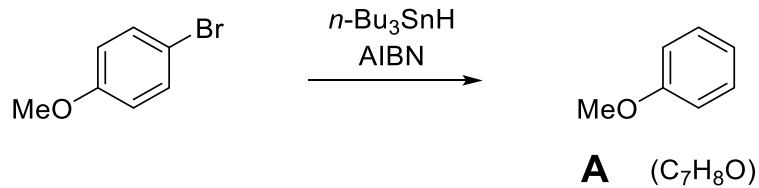
I1 to produkt reakcji Diels-Aldera o odwróconych wymaganiach elektronowych.

Kierunek (regiochemię) niektórych reakcji cykloadycji można przewidzieć na podstawie struktur rezonansowych substratów jak pokazano to poniżej na wybranych przykładach.

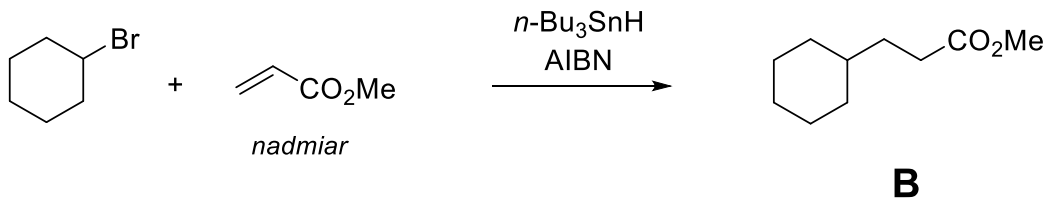


Rozwiązanie zadania B5

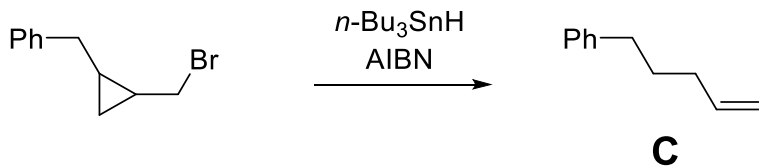
a.



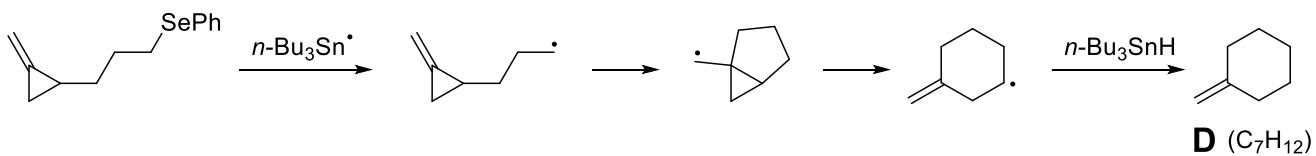
b.



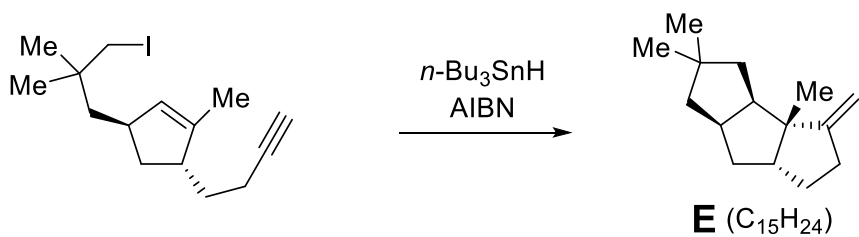
c.



d.

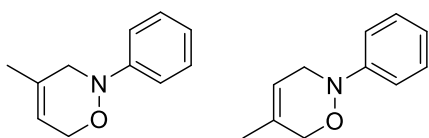


e.

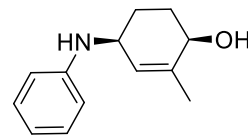
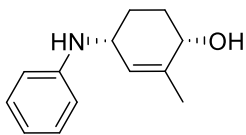
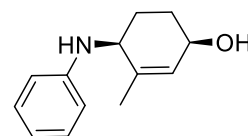
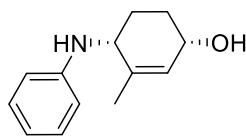


Rozwiązanie zadania B6

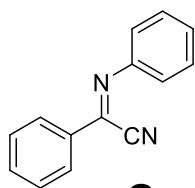
a.



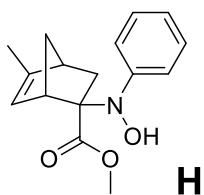
A, B



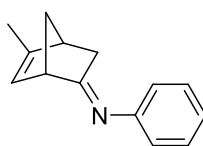
C, D, E, F



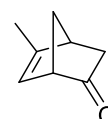
G



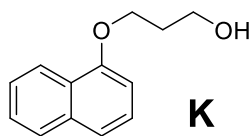
H



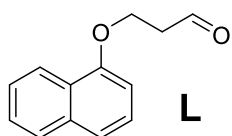
I



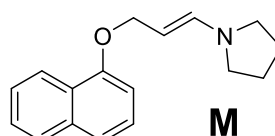
J



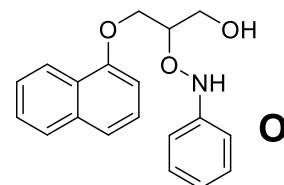
K



L



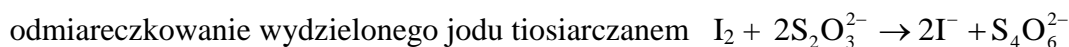
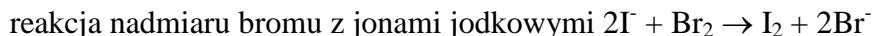
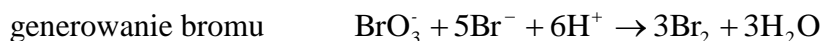
M



O

ROZWIĄZANIE ZADANIA B7

a. Reakcje zachodzące podczas oznaczania fenolu:



Całkowita liczba moli wygenerowanego bromu zostanie zużyta na reakcję z fenolem i jodkami

$$n_{\text{Br}_2\text{całk}} = n_{\text{Br}_2\text{fenol}} + n_{\text{Br}_2\text{jodki}} \quad n_{\text{Br}_2\text{fenol}} = n_{\text{Br}_2\text{całk}} - n_{\text{Br}_2\text{jodki}}$$

Zgodnie ze stechiometrią równań zachodzących reakcji:

$$n_{\text{Br}_2\text{całk}} = 3 \cdot n_{\text{BrO}_3^-} \quad n_{\text{Br}_2\text{jodki}} = \frac{1}{2} \cdot n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \quad n_{\text{fenol}} = \frac{1}{3} \cdot n_{\text{Br}_2\text{fenol}}$$

$$n_{\text{fenol}} = \frac{1}{3} \left(3 \cdot n_{\text{BrO}_3^-} - \frac{1}{2} n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \right) = n_{\text{BrO}_3^-} - \frac{1}{6} \cdot n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}$$

b. Przy nastawianiu miana tiosiarczanu zamiast próbki fenolu wzięto wodę. Można więc zapisać:

$$n_{\text{BrO}_3^-} = \frac{1}{6} \cdot n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \quad n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = 6 \cdot n_{\text{BrO}_3^-}$$

$$n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = c_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \cdot V_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \quad i \quad n_{\text{BrO}_3^-} = c_{\text{BrO}_3^-} \cdot V_{\text{BrO}_3^-}$$

uzyskujemy zależność

$$c_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = \frac{6 \cdot c_{\text{BrO}_3^-} \cdot V_{\text{BrO}_3^-}}{V_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}}$$

$$c = \frac{6 \cdot 0,0163 \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right] \cdot 25 [\text{cm}^3]}{24,5 [\text{cm}^3]} = 0,0998 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

c. Uwzględniając wyprowadzone zależności oraz uwzględniając masę jednego milimola fenolu (94 mg/mmol) oraz współmierność kolby i pipety ($250/50 = 5$) masę fenolu w próbce oblicza się stosując wzór:

$$m_{\text{fenolu}} = \left(c_{\text{BrO}_3^-} \cdot V_{\text{BrO}_3^-} - \frac{1}{6} c_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \cdot V_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \right) \cdot 5 \cdot 94 = \left(0,0163 \cdot 25 - \frac{1}{6} \cdot 0,0998 \cdot 16,3 \right) \cdot 470 = 64,1 \text{ mg}$$

d.

1. Kolba musi być szczelna z uwagi na lotność bromu. Jego ulotnienie powodowałoby dodatni błąd oznaczania fenolu. Ubytek bromu jest błędnie przypisywany reakcji bromu z fenolem.
2. Zbyt mało kwasu może spowodować mniejsze, niż wynika z dodania bromianu, wydzielenie bromu. Spowoduje to dodatni błąd oznaczania fenolu.
3. Tytrantem jest roztwór tiosiarczanu. Gdy jego miano będzie zawyżone, oznaczanie fenolu będzie obarczone błędem ujemnym.
4. Jeśli miano tytranta jest zaniżone błąd oznaczania fenolu będzie dodatni.