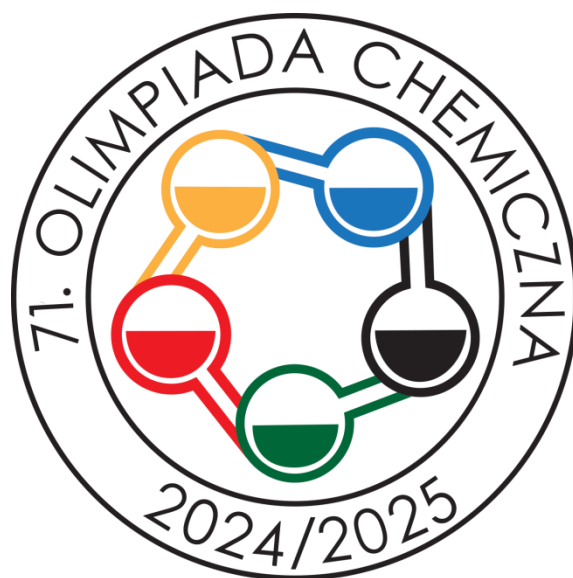


MINISTERSTWO EDUKACJI I NAUKI
POLSKIE TOWARZYSTWO CHEMICZNE
KOMITET GŁÓWNY OLIMPIADY CHEMICZNEJ

71.

OLIMPIADA CHEMICZNA

Rok szkolny 2024/2025



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

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. Sylwia FREZA | sylwia.freza@ug.edu.pl 58 523 51 23 |
| Sekretarz: | Dr inż. Beata ZADYKOWICZ Uniwersytet Gdański, Wydział Chemii ul. Wita Stwosza 63 80-308 Gdańsk Biuro Dziekana <i>K.O. Olimpiady Chemicznej</i> | 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 PENKALA 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 hab. Joanna HETMAŃCZYK Uniwersytet Jagielloński Wydział Chemii, ul. Gronostajowa 2 30-387 Kraków | olchem_krakow@uj.edu.pl 12 686 24 31 |

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)

| | | |
|------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------|
| Przewodniczący: | Prof. dr hab. inż. Elżbieta FILIPEK | Elzbieta.Filipek@zut.edu.pl |
| Sekretarz: | 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**

| | | |
|------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------|
| Przewodniczący: | Prof. dr hab. Edward SZŁYK | eszlyk@chem.umk.pl |
| Sekretarz: | 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)

| | | |
|------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------|
| Przewodniczący: | Dr hab. Joanna WOLSKA | jokos@chem.uw.edu.pl |
| Sekretarz: | 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**

| | | |
|------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Przewodniczący: | Prof. dr hab. Kazimierz ORZECHOWSKI | kazimierz.orzechowski@uwr.edu.pl 71 3757 114 |
| Sekretarz: | Dr hab. Mariola KUCZER Wydział Chemii UWr ul. F. Joliot-Curie 14 50-383 Wrocław | mariola.kuczer@uwr.edu.pl 71 3757 384 |

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 Chemicznej 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 bezwzględną 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 poświadczone 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 Sekretarzy 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 podróż, 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 71. Olimpiady Chemicznej

Etap Wstępny

- | | |
|-------------------------------|------------------------------------------------------------------------------|
| wrzesień - październik | - samodzielna praca zawodników |
| 21.10.2024 | - zakończenie rejestracji internetowej |
| 25.10.2024 | - ostateczny termin przesyłania prac etapu wstępnego do Komitetów Okręgowych |

I Etap

- | | |
|----------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------|
| 23.11.2024 (sobota) godz. 11.00 | - rozwiązywanie zadań teoretycznych w miejscach podanych przez Komitety Okręgowe. |
|----------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------|

II Etap

zawody organizowane przez Komitety Okręgowe:

- | | |
|----------------------------------------|-----------------------|
| 31.01.2025 (piątek) godz. 12.00 | - część teoretyczna |
| 01.02.2025 (sobota) godz. 9.00 | - część laboratoryjna |

III Etap

zawody organizowane przez KG w Warszawie:

- | | |
|----------------------------------------|-----------------------|
| 28.03.2025 (piątek) godz. 14.00 | - część laboratoryjna |
| 29.03.2025 (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 **25.10.2024 r.** Sekretarze Okręgów weryfikują listę zarejestrowanych usuwając z niej osoby, które nie rozwiązały zadań etapu wstępnego.

CZĘŚĆ A – ZADANIA OBOWIĄZKOWE

ROZWIĄZANIE ZADANIA A1

a.

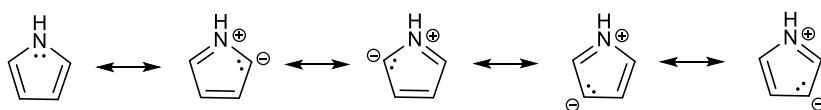
| struktura | cykliczny | sprzężone wiązania wielokrotne | wiązania π | wolne pary elektronów π | elektrony π | $4n+2$ | aromatyczny |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------|--------------------------------|----------------|-----------------------------|-----------------|---------------|-------------|
|  etylen | nie | nie | 1 | 0 | 2 | tak | nie |
|  cyklobutadien | tak | tak | 2 | 0 | 4 | nie | nie |
|  pirol | tak | tak | 2 | 1 | 6 | tak ($n=1$) | tak |
|  pirydyna | tak | tak | 3 | 0 | 6 | tak ($n=1$) | tak |

Uwaga: wolna para elektronów na atomie azotu w pirolu i pirydynie może brać udział w tworzeniu układu aromatycznego (tak jak dla pirolu), ale nie musi (tak jak dla pirydyny). Decyduje o tym fakt, czy powstały w taki sposób układ jest aromatyczny, co zapewnia dodatkową stabilizację tego układu. Dla pirolu optymalne jest uczestniczenie wolnej pary elektronowej w stabilizacji układu aromatycznego i dlatego tak się dzieje. Dla pirydyny optymalne jest nieuczestniczenie wolnej pary elektronowej w stabilizacji układu aromatycznego (gdyby dodać wolną parę mielibyśmy 8 elektronów czyli układ antyaromatyczny) i dlatego tak się dzieje. Podobnie jest dla innych układów z heteroatomami takimi jak O czy S.

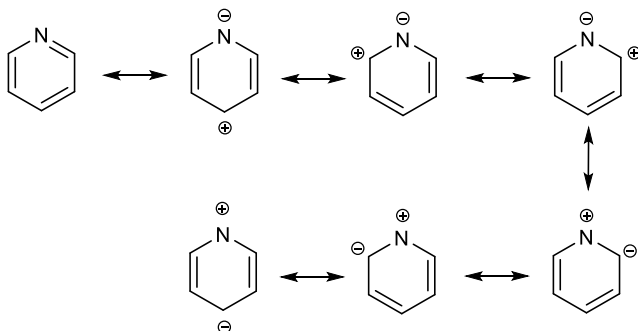
1 niearomatyczny

2 niearomatyczny

3



4

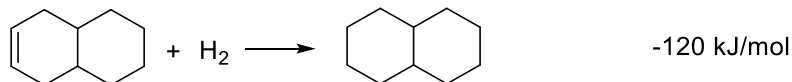


W przypadku pirydyny możemy zauważyć, że część ze struktur rezonansowych jest bardziej prawdopodobna niż inne. W tym konkretnym przypadku bardziej prawdopodobne są struktury które mają formalny ładunek ujemny na atomie azotu, który ma wysoką elektroujemność, a mniej prawdopodobne

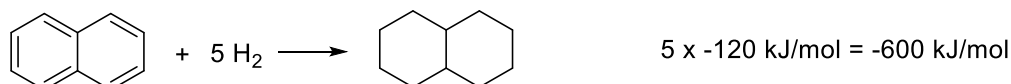
struktury mające formalny ładunek dodatni na atomie azotu. W związku z tym substytucja nukleofilowa zachodzi w pirydynie najczęściej w pozycje *orto* (2) i *para* (4), ponieważ na tych atomach węgla jest formalny ładunek dodatni. Z tego samego powodu pozycja *meta* (3) jest w pirydynie uprzywilejowana w substytucji elektrofilowej.

b. Cyklobutadien, ponieważ ma $4n$ ($n=1$) elektronów π .

c. Znając wartość entalpii uwodornienia 1,2,3,4,4a,5,8,8a-oktahydronaftalenu

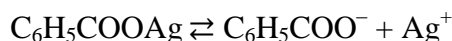


możemy oszacować entalpię uwodornienia hipotetycznego związku, mającego 5 wiązań podwójnych:



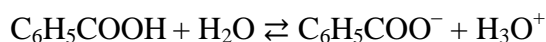
Tymczasem eksperymentalna wartość entalpii uwodornienia naftalenu to -350 kcal/mol . Oznacza to, że energia rezonansu dla naftalenu wynosi $-350 \text{ kJ/mol} - (-600 \text{ kJ/mol}) = 250 \text{ kJ/mol}$.

d. Dla reakcji rozpuszczania tej soli:



możemy zapisać $K_{\text{so}} = [\text{Ag}^+][\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]$. Przyjmijmy $[\text{Ag}^+] = S$ oraz $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] + [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = S$, gdzie S jest rozpuszczalnością.

Jeśli $\text{pH} = 3,2$ to $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,2} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3} = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$. Dysocjacja kwasu benzoowego jest opisana reakcją:



$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

$$\frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = \frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-4,2}}{10^{-3,2}} = \frac{1}{10}$$

czyli:

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] + [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = S$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] + 10 \cdot [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = S$$

$$11 \cdot [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = S$$

Podstawiając tę zależność do równania na K_{so} otrzymujemy:

$$K_{\text{so}} = [\text{Ag}^+][\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = S \cdot S/11 = S^2/11$$

$$S^2 = 11 \cdot K_{\text{so}} = 11 \cdot 2,5 \cdot 10^{-13} = 2,75 \cdot 10^{-12}$$

$$S = 1,7 \cdot 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$$

ROZWIĄZANIE ZADANIA A2

a. Obliczamy liczbę moli wodoru:

$$n(\text{H}_2) = \frac{pV}{RT} = \frac{101325 \times 0,003093}{8,314 \times 298} = 0,1265 \text{ mol}$$

Wykorzystując liczbę moli wodoru obliczamy równoważną liczbę moli dla:

1 wartościowego metalu $0,1265 \times 2 = 0,253$ mola i masę molową $3/0,253 = 11,85$ g,

2 wartościowego metalu 23,715 g,

3 wartościowego metalu 35,573 g,

4 wartościowego metalu 47,431 g.

Żadna z tych mas nie odpowiada znanemu pierwiastkowi o założonej wartościowi. Przeprowadzone obliczenia wskazują że rozтворzeniu nie mógł ulec jeden pierwiastek tylko dwa pierwiastki to znaczy, że po reakcji 5,0 g pozostałość odpowiada jednemu pierwiastkowi.

Na podstawie masy próbki i masy otrzymanych tlenków obliczamy liczbę moli tlenu:

$$11,2815 - 8,000 = 3,2815 \text{ g tlenu}, n_{\text{O}} = 3,2815/15,9994 = 0,2051 \text{ mola}$$

Wykorzystując liczbę moli tlenu obliczamy równoważną liczbę moli dla 1 wartościowego metalu $0,2051 \times 2 = 0,4102$ mola. Z różnicy molowych równoważników dla 1 wartościowego metalu obliczonych dla tlenu i wydzielonego wodoru obliczamy liczbę moli metalu który nie przereagował w reakcji z kwasem solnym i wodorotlenkiem sodu: $0,4102 - 0,2530 = 0,1572$ mola.

Obliczamy masy molowe dla 1 wartościowego metalu $5/0,1572 = 31,8066$ g oraz 2 wartościowego i 3 wartościowego pierwiastka: 63,6132 g i 95,4198 g. Obliczenia dla 2 wartościowego metalu odpowiadają miedzi, co jest zgodne z pozostałymi ustaleniami dotyczącymi rozpuszczalności w kwasie solnym i wodorotlenku.

Obliczamy liczbę moli wody $1,6929/18,01528 = 0,09397$ mola. Na podstawie wcześniejszej identyfikacji miedzi, której tlenek redukuje się wodorem obliczamy liczbę moli miedzi ($5,0/63,546 = 0,07868$ mola), obliczamy liczbę moli drugiego pierwiastka $0,09397 - 0,07868 = 0,01529$ mola, którą przeliczamy na 1 wartościowy metal $0,01529 \times 2 = 0,03058$ mola. Na podstawie wcześniej obliczonej liczby moli 1 wartościowego metalu na podstawie wydzielonego wodoru obliczamy liczbę moli trzeciego metalu, którego tlenek nie uległ reakcji redukcji natomiast uległ rozтворzeniu w reakcji z chlorkiem manganu(II); $0,253 - 0,03058 = 0,22242$ mola.

Znając masę metali po reakcji z chlorkiem manganu(II) można zapisać równanie opisujące bilans mas metali:

$$m_{\text{próbki}} - m_{\text{metal}} + m_{\text{Mn}} = 12,1085 \text{ g}$$
$$8 - 0,22242 \times M_x + \frac{0,22242 \times 54,9332}{2} = 12,1085$$

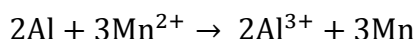
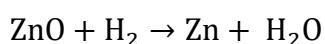
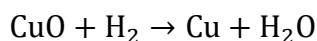
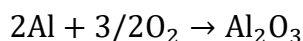
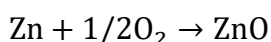
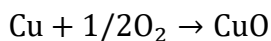
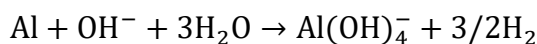
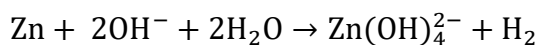
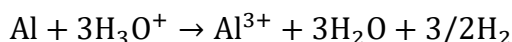
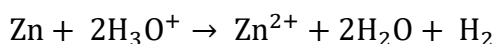
Dla kolejno I, II i III wartościowego M_x wynoszą odpowiednio 8,9983 g, 17,9966 g i 26,9949 g. Obliczona M_x dla III wartościowego metalu odpowiada masie molowej glinu, która spełnia warunki zadania.

Obliczamy masę glinu w próbce $0,07414 \times 26,9815 = 2,000$ g, następnie obliczamy masę drugiego metalu $3,0 - 2,0 = 1,0$ g, znając wcześniej obliczoną liczbę moli (w przeliczeniu na I wartościowy metal) obliczamy masy molowe kolejno dla I wartościowego metalu $1,0/0,03058 = 32,7011$ g i kolejno dla II wartościowego i III wartościowego metalu, 65,4022 g i 98,103 g. Masa 65,4022 odpowiada masie molowej cynku, który spełnia warunki zadania.

b. Obliczamy zawartość metali w stopie:

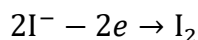
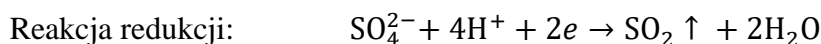
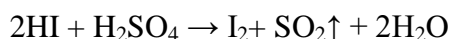
$$\text{Cu: } (5,0/8,0) \times 100\% = 62,5\% \quad \text{Al: } (2,0/8,0) \times 100\% = 25,0\% \quad \text{Zn: } (1,0/8,0) \times 100\% = 12,5\%.$$

c. Równania reakcji



ROZWIĄZANIE ZADANIA A3

a. Kwas siarkowy(VI) utlenia bromowodór/jodowodór do bromu/jodu, a sam się redukuje do SO_2 zgodnie z poniższymi reakcjami:



b. A: brom – Br_2 (w temperaturze 60°C występujący w formie gazowej)

B: ditlenek siarki(IV) – SO_2

C: jod – I_2

c. Z równania Clapeyrona możemy obliczyć liczbę moli gazów powstających w reakcji mieszaniny jodowodoru i bromowodoru z kwasem siarkowym(VI):

$$pV = nRT \Rightarrow n_{\text{gazów}} = \frac{pV}{RT} = \frac{101500 \text{ Pa} \cdot 1637,4 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3}{8,3145 \text{ J/mol} \cdot \text{K} \cdot 333,15 \text{ K}} = 0,0600 \text{ mol}$$

Na podstawie stechiometrii reakcji kwasu siarkowego(VI) z bromowodorem oraz jodowodorem możemy zapisać: $n_{\text{HBr}} + 0,5 \cdot n_{\text{HI}} = 0,0600 \text{ mol}$

Natomiast na podstawie masy mieszaniny HBr i HI możemy zapisać równanie:

$$n_{\text{HBr}} \cdot M_{\text{HBr}} + n_{\text{HI}} \cdot M_{\text{HI}} = 5,73 \text{ g}$$

$$\text{zatem: } n_{\text{HI}} = \frac{5,73 - 0,0600 \cdot M_{\text{HBr}}}{M_{\text{HI}} - 0,5 \cdot M_{\text{HBr}}} = \frac{5,73 \text{ g} - 0,0600 \text{ mol} \cdot 80,908 \text{ g/mol}}{127,908 \text{ g/mol} - 0,5 \cdot 80,908 \text{ g/mol}} = 0,0100 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HBr}} = 0,055 \text{ mol}$$

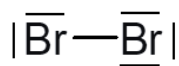
Ułamki masowe HBr i HI w mieszaninie wynoszą:

$$w_{\text{HBr}} = \frac{n_{\text{HBr}} \cdot M_{\text{HBr}}}{m_{\text{HI} + \text{HBr}}} = \frac{0,055 \text{ mol} \cdot 80,908 \text{ g/mol}}{5,73 \text{ g}} = 0,777$$

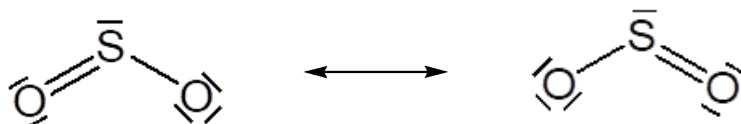
lub

$$w_{\text{HI}} = \frac{n_{\text{HI}} \cdot M_{\text{HI}}}{m_{\text{HI}+\text{HBr}}} = \frac{0,0100 \text{ mol} \cdot 127,908 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{5,73 \text{ g}} = 0,223$$

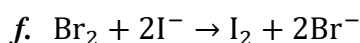
d. Wzór elektronowy Lewisa cząsteczki Br₂ (produkt A):



Wzór elektronowy SO₂ (produkt B) należy przedstawić w postaci dwóch form rezonansowych:



e. W SO₂ na atomie siarki znajduje się wolna para elektronowa. Zgodnie z teorią VSEPR cząsteczka SO₂ odpowiada układowi AX₂E₁, ma zatem budowę kątową.



g. Jod nie reaguje z jonami bromkowymi ponieważ $E^0(\text{Br}_2/\text{Br}^-) > E^0(\text{I}_2/\text{I}^-)$.

ROZWIĄZANIE ZADANIA A4

a. Liczba moli deuteru i trytu jest taka sama, więc: $m = 4,0282n + 6,032n = 1,5$.

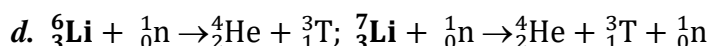
Otrzymujemy $n = 0,149$ mola.

Ciśnienie wywierane przez wodór (deuter+tryt) jest równe:

$$p = \frac{0,298 \text{ mola} \cdot 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 500 \text{ K}}{870 \text{ m}^3} = 1,42 \text{ Pa}$$

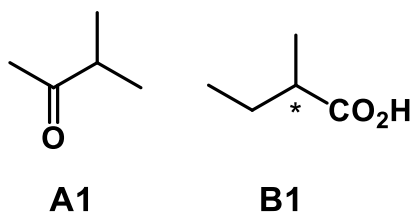
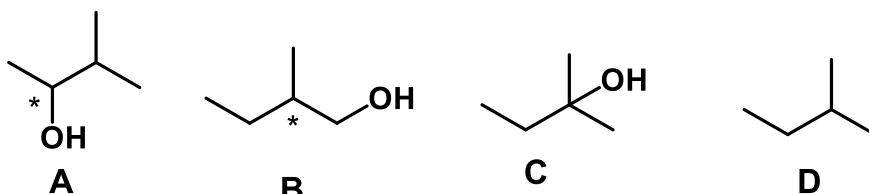
b. $A = \frac{\ln 2}{t_{1/2}} N_{\text{T}_2} \cdot \frac{1}{870} = \frac{\ln 2}{t_{1/2}} n N_{\text{A}} \cdot \frac{1}{870} = \frac{0,693}{12,32 \cdot 365,25 \cdot 24 \cdot 3600 \text{ s}} \cdot 0,149 \cdot 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot \frac{1}{870} = 3,68 \cdot 10^{11} \text{ Bq}$

c. $\frac{1}{\lambda} = R_{\text{H}} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = \frac{8}{9} R_{\text{H}}$; otrzymujemy $\lambda = 102,5 \text{ nm}$

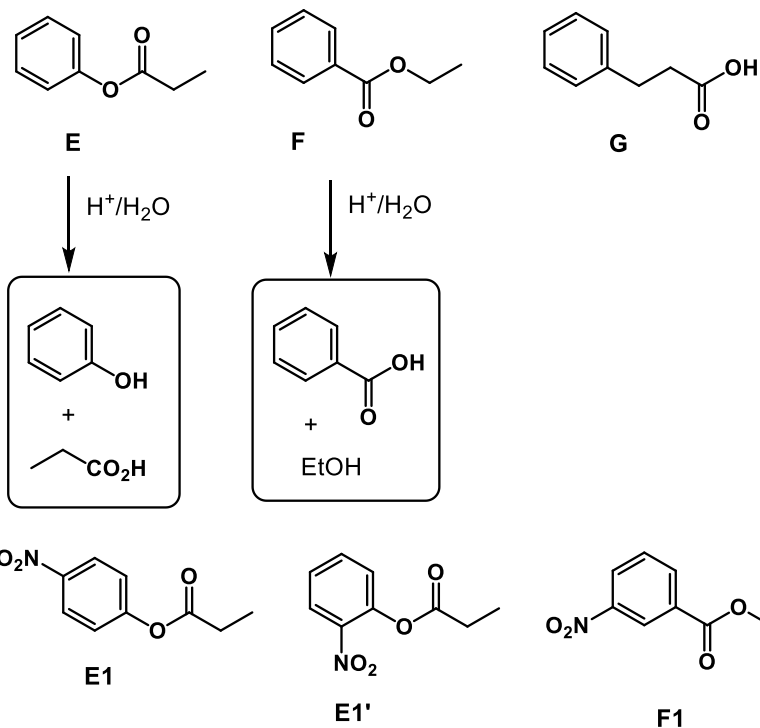


ROZWIĄZANIE ZADANIA 5A

I.

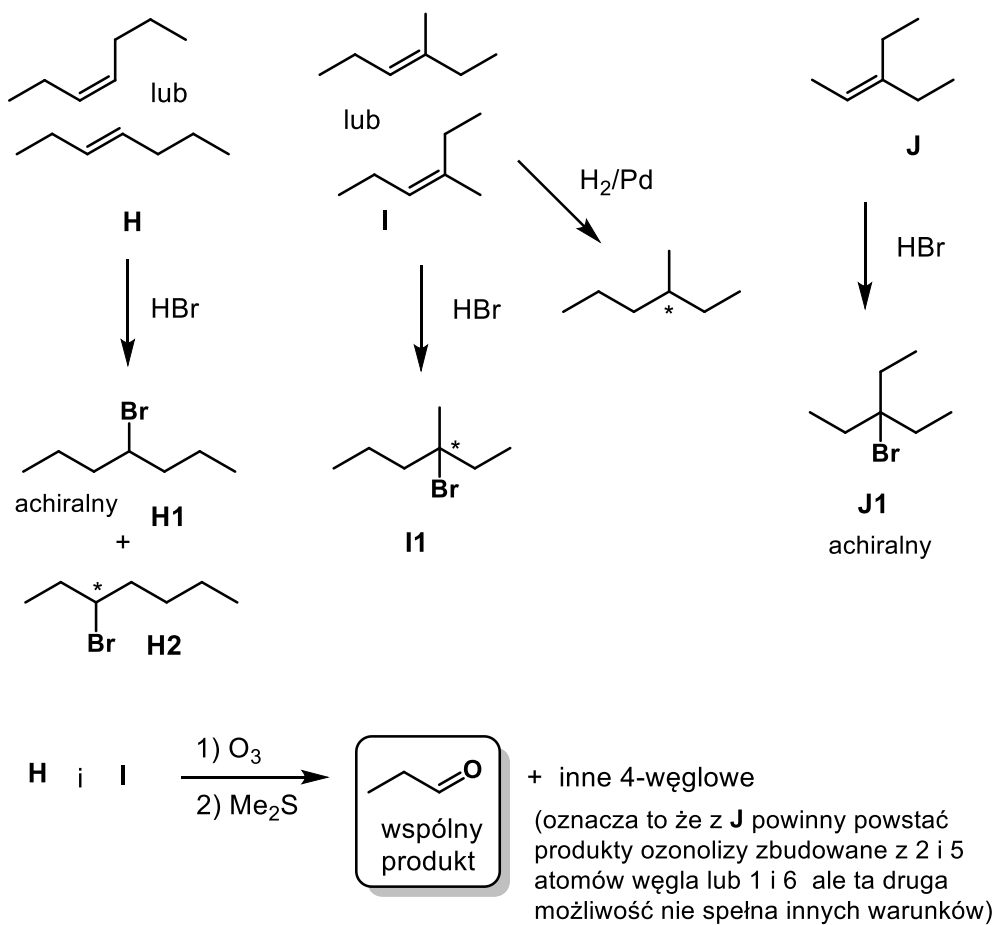


II.



Nie ma znaczenia który izomer (orto czy para) przypiszemy do oznaczenia E1 i E1'.

III.

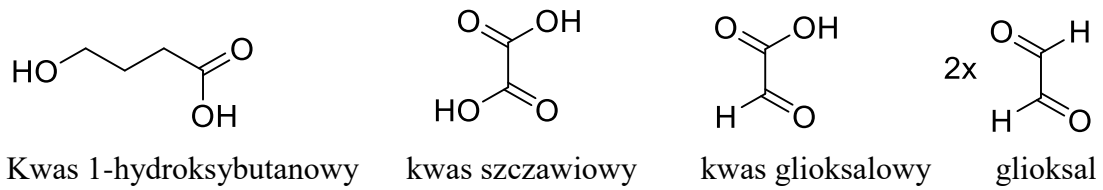


Dla związku J poprawne należy uznać również odpowiedzi: 2-metyloheks-1-en, 2,4-dimetylopent-1-en i 2,3,3-trimetylobut-1-en, z których po ozonolizie powstaje między innymi formaldehyd.

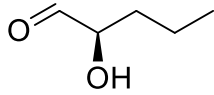
ROZWIĄZANIE ZADANIA A6

a. $C_{17}H_{22}O_2$

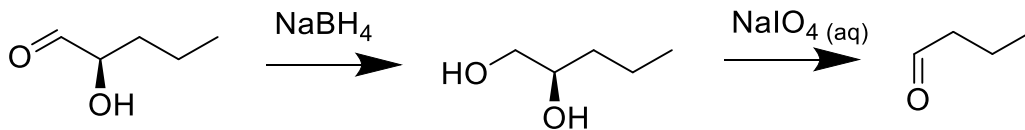
b.



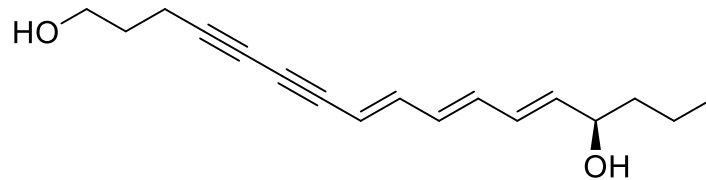
c.



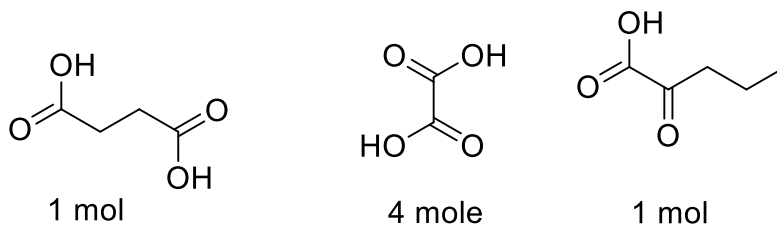
d.



e. Związek A to cykutoksyna:

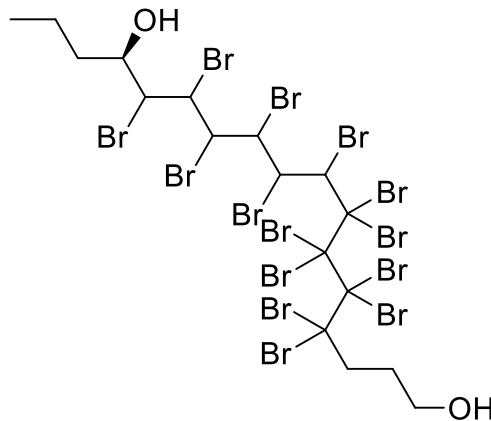


f. I.



Alternatywna poprawna odpowiedź: (jeśli przyjmiemy, że kwas szczawiowy utleni się do dwutlenku węgla – zależy to od czasu i warunków prowadzenia reakcji) zamiast 4 moli $(COOH)_2$ powstanie 8 moli CO_2 .

II.

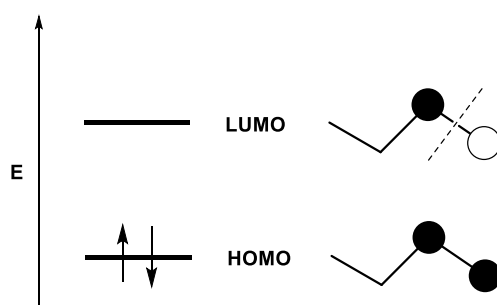
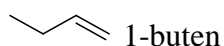


III. Nie reaguje (brak wicynalnych grup diolowych w związku).

CZĘŚĆ B – ZADANIA FAKULTATYWNE

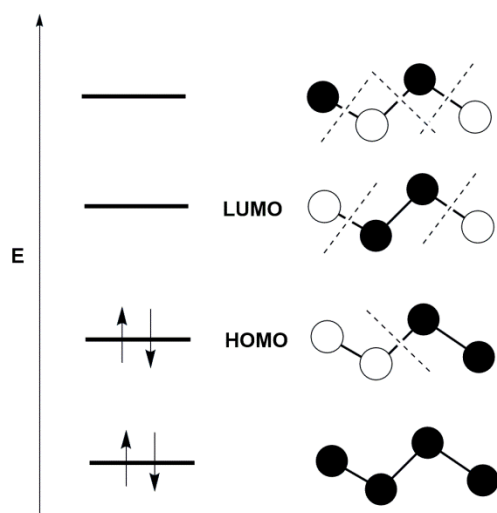
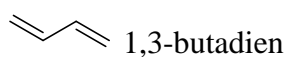
ROZWIĄZANIE ZADANIA B1

a.



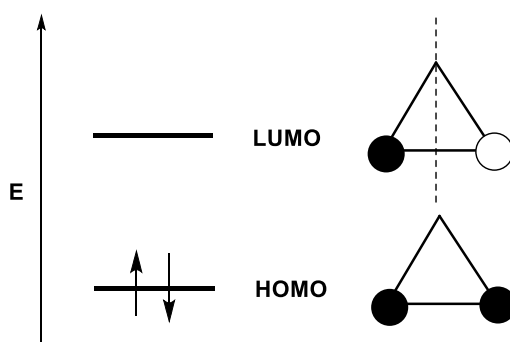
Orbitale molekularne 1-butenu są jakościowo identyczne do orbitali etylenu, ponieważ tworzą je tylko orbitale $2p$ tylko dwóch atomów węgla. Trzeci i czwarty atom węgla ma hybrydyzację sp^3 i wszystkie ich orbitale $2p$ biorą udział w wiązaniach C-H. 1-buten nie jest aromatyczny ani antyaromatyczny ponieważ nie jest cykliczny.

b.



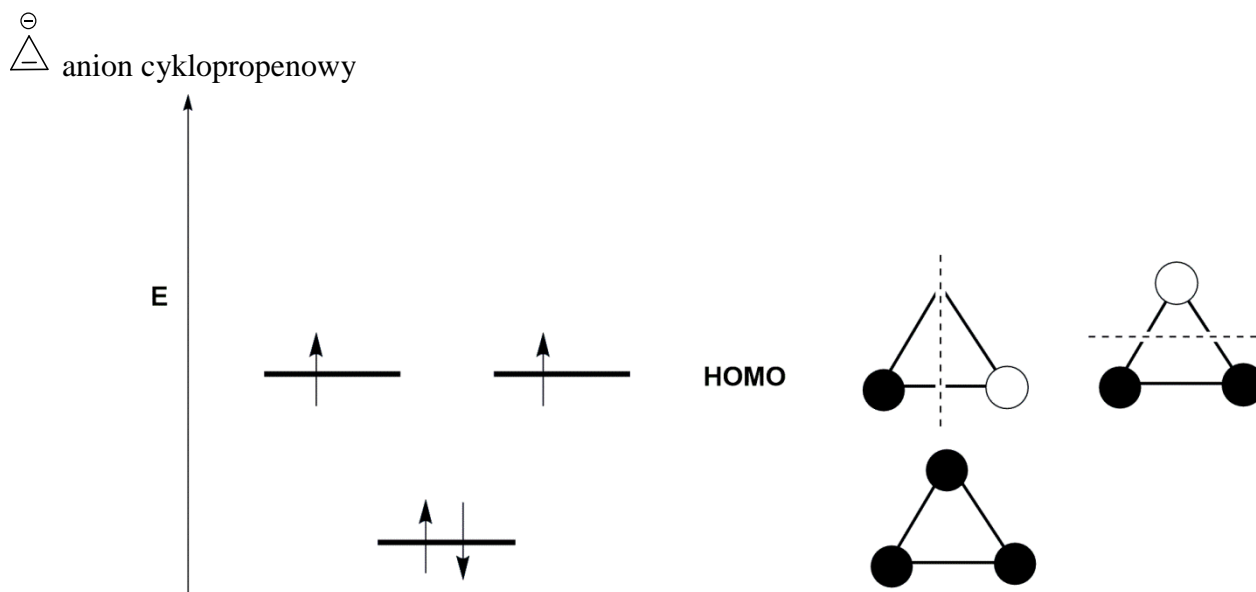
Orbitale molekularne 1,3-butadienu są inne niż orbitale 1-butadienu, ponieważ tworzą je orbitale $2p$ czterech atomów węgla. Wynikiem tego jest delokalizacja elektronów na całą cząsteczkę. 1,3-butadien nie jest aromatyczny ani antyaromatyczny ponieważ nie jest cykliczny.

c.



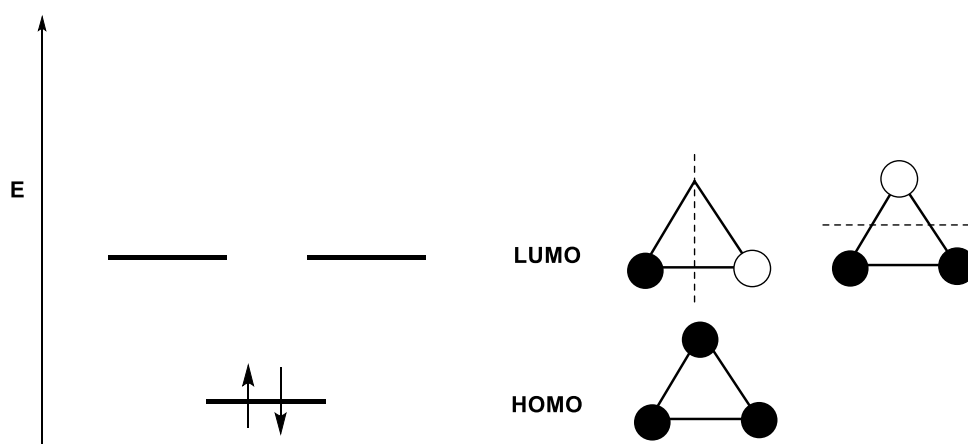
Orbitale molekularne cyklopropenu są jakościowo identyczne do orbitali etylenu, ponieważ tworzą je tylko orbitale 2p tylko dwóch atomów węgla. Trzeci atom węgla ma hybrydyzację sp^3 i wszystkie jego orbitale 2p biorą udział w wiązaniach C-H lub C-C. Związek ten nie ma trwałych struktur rezonansowych. Cyklopropen nie jest aromatyczny ani antyaromatyczny ponieważ nie ma układu sprzężonych wiązań podwójnych.

d.



Orbitale molekularne anionu propylenowego są lekko podobne do orbitali kationu propylenowego, ale ponieważ jest to układ cykliczny to orbitale drugi i trzeci są zdegenerowane, tzn. mają taką samą energię i taką samą liczbę węzłów (jeden każdy). Na rysunku schematycznym trzeci atom węgla ma hybrydyzację sp^2 i jeden orbital 2p, który nie bierze udziału w wiązaniach C-C oraz C-H, ale który zawiera wolną parę elektronową. Wynikiem tego jest delokalizacja elektronów na całą cząsteczkę anionu, co przejawia się m.in. równą długością obydwu wiązań C-C w kationie oraz tym, że atomy węgla 1, 2 oraz 3 są równocenne. Anion jest antyaromatyczny ponieważ jest cykliczny, elektrony są zdelokalizowane na cały anion oraz ma 4 elektrony π , co spełnia regułę $4n$ ($n = 1$). Jest również paramagnetyczny.

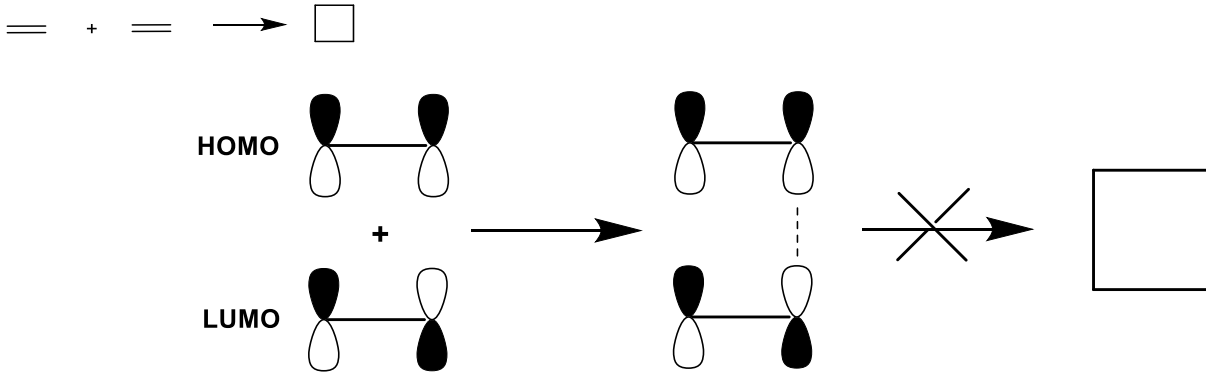
e. \triangle^{\oplus} kation cyklopropenowy



Orbitale molekularne kationu cyklopropenowego są w schematycznym ujęciu identyczne do orbitali anionu cyklopropenowego, inne jest jedynie ich obsadzenie z powodu innej liczby elektronów π . Kation ten jest aromatyczny ponieważ jest cykliczny, elektrony są zdelokalizowane na cały kation oraz ma 2 elektrony π , co spełnia regułę $4n+2$ ($n = 0$). Jest również diamagnetyczny.

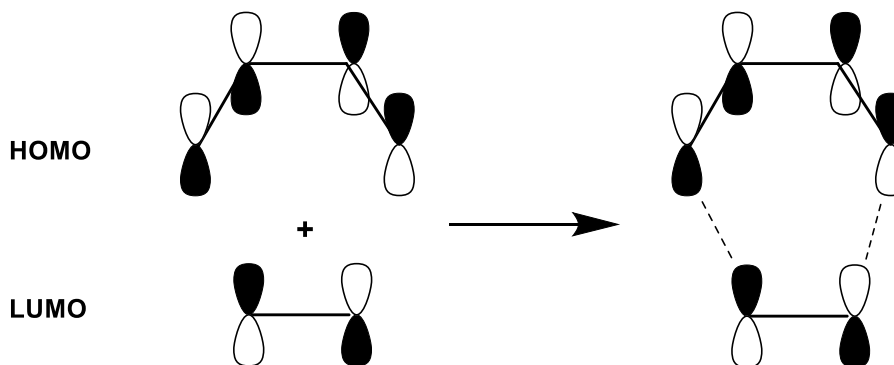
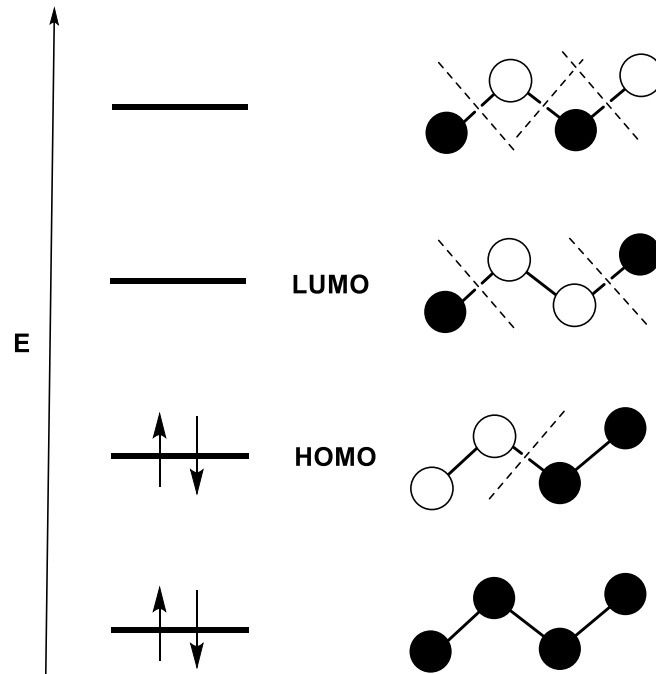
ROZWIĄZANIE ZADANIA B2

a.



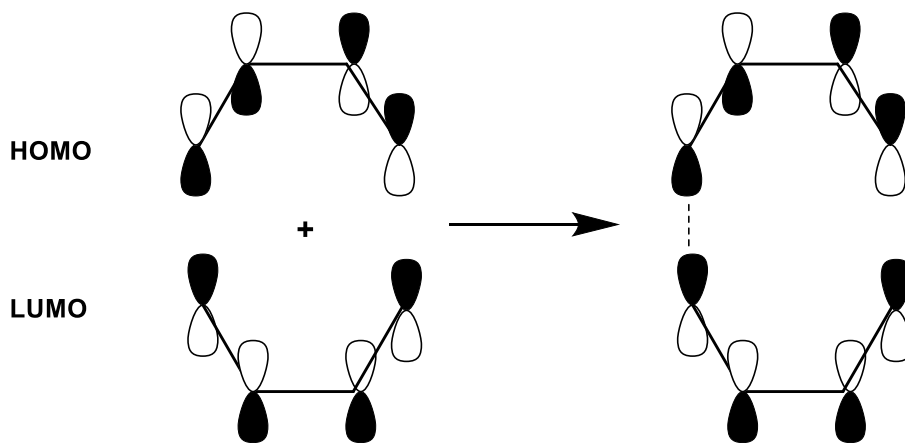
Reakcja ta prawdopodobnie nie zachodzi w normalnych warunkach.

b. Orbitale molekularne dla cząsteczki 1,3-butadienu:



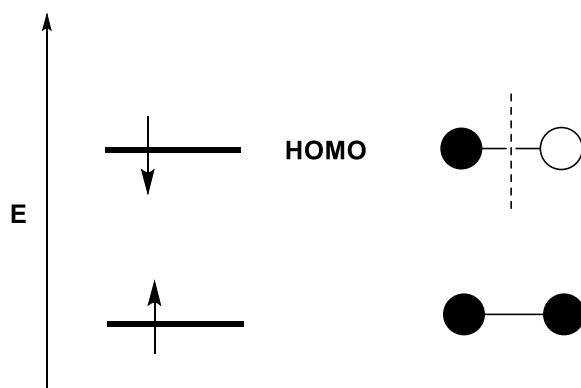
Orbitale *p* są skierowane do siebie w taki sposób, który promuje tę reakcję i powoduje, że zachodzi ona w warunkach normalnych.

c.

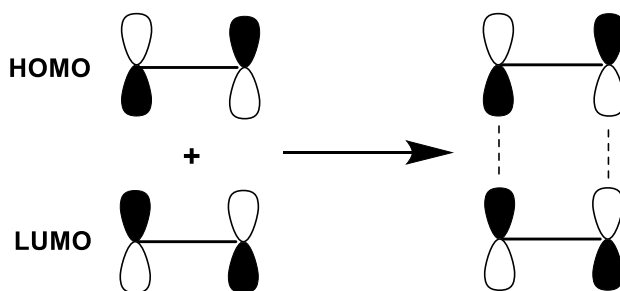


Orbitale p są skierowane do siebie w taki sposób, który nie promuje tej reakcji i powoduje, że nie zachodzi ona w warunkach normalnych.

d. Po wzbudzeniu elektronu dla jednej cząsteczki etylenu, obsadzenie elektronami jej orbitali można przedstawić schematycznie jako:



W związku z tym schemat reakcji wygląda następująco:



Orbitale p są skierowane do siebie w taki sposób, który promuje tę reakcję i powoduje, że zachodzi ona w warunkach normalnych.

ROZWIĄZANIE ZADANIA B3

a. $T_1 = 282,85 \text{ K}$ a $K_{so1}(\text{AgCl}) = 2,10 \times 10^{-11}$.

W takich warunkach $\Delta_r G^{\circ}_1 = -RT_1 \ln K_{so1} = 57,8 \text{ kJ mol}^{-1}$.

$T_2 = 298,15 \text{ K}$ a $K_{so2} = 1,56 \times 10^{-10}$.

W takich warunkach $\Delta_r G^{\circ}_2 = -RT_2 \ln K_{so2} = 56,0 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Z zależności $\Delta_r G^{\circ}$ od T , (przez ekstrapolację) możemy wyznaczyć wartość $\Delta_r G^{\circ}_3$ dla $T=50^{\circ}\text{C}$, która wynosi $53,0 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Z zależności

$$K_{so3} = \exp\left(\frac{-\Delta_r G^{\circ}_3}{RT}\right)$$

obliczamy

$$K_{so3} = 2,71 \cdot 10^{-9}$$

Rozpuszczalność wynosi $S = 5,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 7,5 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$

b. Możemy zapisać:

$$[\text{AgCl}]_{\text{cał}} = 5,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = [\text{AgCl}_2^-] + [\text{Ag}^+] \approx [\text{AgCl}_2^-]$$

$$\beta = \frac{[\text{AgCl}_2^-]}{[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]^2} = \frac{[\text{AgCl}]_{\text{cał}}}{K_{so}[\text{Cl}^-]}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{[\text{AgCl}]_{\text{cał}}}{\beta \cdot K_{so}} = \frac{5,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{2,50 \cdot 10^5 \cdot 1,56 \cdot 10^{-10}} = 1,33 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[\text{KCl}]_{\text{cał}} = [\text{Cl}^-] + 2[\text{AgCl}_2^-] \approx [\text{Cl}^-] = 1,33 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

ROZWIĄZANIE ZADANIA B4

a. Najważniejszą zaletą jest łatwość uzyskania, ze względu na parametry krytyczne, CO_2 w stanie nadkrytycznym. CO_2 jest nietoksyczny, niepalny, ma dużą lotność i małą lepkość. Z punktu widzenia praktycznego zastosowania ważna jest jego niska cena.

b. $dW = -nRT \frac{dV}{V}$ lub $W = -nRT \ln \frac{p_1}{p_2}$

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{50 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 50 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3}{8,314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 0,10 \text{ mol}$$

$$W = -0,10 \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K} \cdot \ln \frac{1}{50} = 969 \text{ J}$$

c. Z zastosowaniem wyrażenia na objętość molową:

$$V_M = \frac{M}{\rho}$$

wyrażenie dla gazu rzeczywistego można zapisać w postaci:

$$\left[p + a \left(\frac{1}{V_M^2} \right) \right] (V_M - b) = RT$$

Obliczenia:

$$\rho = 220 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}, V_M = 0,200 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}, T = 305 \text{ K}$$

$$\left[p + a \left(\frac{1}{V_M^2} \right) \right] (V_M - b) = RT$$

$$\left[p + 3,6 \cdot 10^5 \cdot 10^{-6} \text{ m}^6 \text{ mol}^{-2} \cdot \left(\frac{1}{(0,200 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1})^2} \right) \right] (0,2 \cdot 10^{-3} - 0,0427 \cdot 10^{-3})$$

$$= 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 305 \text{ K}$$

$$p = 71,2 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$\rho = 330 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}, V_M = 0,133 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}, T = 305 \text{ K}$$

$$\left[p + 3,6 \cdot 10^5 \cdot 10^{-6} \text{ m}^6 \text{ mol}^{-2} \cdot \left(\frac{1}{(0,133 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1})^2} \right) \right] (0,133 \cdot 10^{-3} - 0,0427 \cdot 10^{-3})$$

$$= 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 305 \text{ K}$$

$$p = 77,8 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Wzrost ciśnienia powoduje wzrost gęstości CO₂, a tym samym jego mocy rozpuszczania.

ROZWIĄZANIE ZADANIA B5

a. Masę molową pierwiastka Y obliczamy z wzoru:

$$0,0922 = \frac{M_Y}{M_Y + n \times 35,4527}$$

Po przekształceniu wzoru: $n \times 3,6 = M_Y$, dla $n = 3$, $M_Y = 10,802 \text{ g}$, co odpowiada masie molowej boru. Na podstawie zawartości boru w związku A, obliczamy masę molową związku: $M_A = 10,811/0,2857 = 37,84 \text{ g}$ oraz liczbę moli związku A, $n_A = 0,5/37,84 = 0,01321 \text{ mola}$.

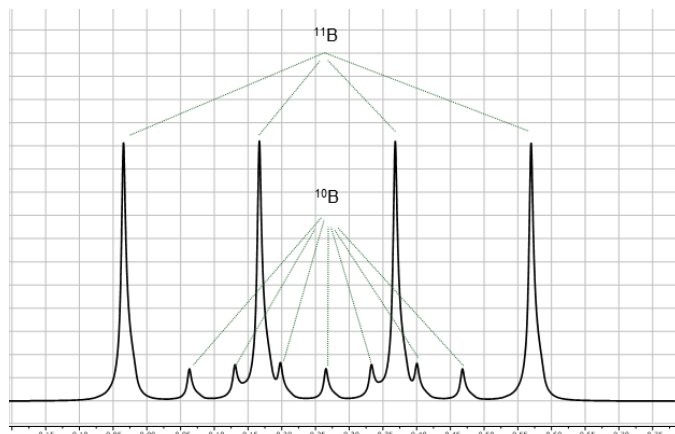
W reakcji oprócz chlorków otrzymano tylko chlorowódz, co dowodzi że pierwiastkiem Z jest wodór. Obliczamy liczbę moli chlorowodoru, $n_{(\text{HCl})} = 1,1842/22,4 = 0,05286 \text{ mola}$, która jest równoważna liczbie moli wodoru w związku. Obliczamy stosunek $n_A/n_H = 0,01321/0,05286 = 1,00/4,00$. Stosunek B:H = 1,00:4,00.

Obliczamy masę molową pierwiastka X, $M_X = 37,84 - 10,81 - (4 \times 1,00794) = 22,998 \text{ g}$, co odpowiada masie molowej sodu.

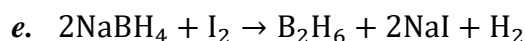
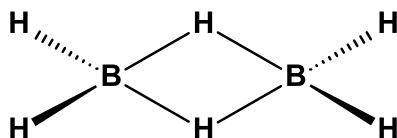
Związek A to NaBH₄

b. $\text{NaBH}_4 + 4\text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{BCl}_3 + 4\text{HCl}$

c. W skład związku A wchodzi 4 homotopowe protony, na widmie ($Z = {}^1\text{H}$) ${}^1\text{H}$ NMR obserwujemy dwa multiplety wynikający ze sprzężenia tych protonów z 1 jądrem izotopu $\text{Y2} = {}^{11}\text{B}$ oraz 1 jądrem izotopu $\text{Y1} = {}^{10}\text{B}$, zróżnicowanie intensywności wynika z rozpowszechnienia obu izotopów 80,4% i 19,6%. Dla ${}^{11}\text{B}$ ($I = 3/2$) liczba linii w multiplocie $2 \times 1 \times 3/2 + 1 = 4$, obserwujemy kwartet, każda z linii o takiej samej intensywności (1:1:1:1) dla ${}^{10}\text{B}$ ($I = 3$) liczba linii w multiplocie $2 \times 1 \times 3 + 1 = 7$, obserwujemy septet (1:1:1:1:1:1:1):



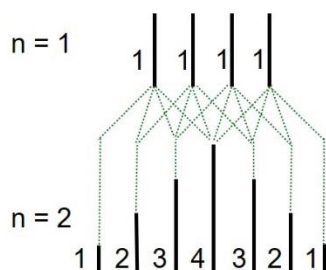
d. W skład związku **B** wchodzi bor i wodór, na podstawie zawartości boru obliczamy masę molową związku $M_B = 10,811/0,7814 = 13,835$ g, następnie obliczamy liczbę moli wodoru $(13,835 - 10,811)/1,00794 = 3,00$. Stosunek molowy B:H = 1:3. Na widmie ^{11}B NMR obserwujemy tryplet trypletów, który pozwala na identyfikację dwóch stałych sprzężenia $J(\text{B-H})$, co dowodzi obecności dwóch grup homotopowych protonów. Związek **B** to B_2H_6 dla którego wyróżniamy dwa homotopowe protony mostkujące i cztery homotopowe protony terminalne:



f. Na widmie ^{11}B NMR (B_2H_6) obserwujemy jeden sygnał multiplet - tryplet trypletów wynika to z sprzężenia jądra ^{11}B z dwoma homotopowymi jądrami mostkującymi i dwoma homotopowymi jądrami terminalnymi. Występujące w strukturze dwa atomy boru to homotopowe jądra dlatego nie obserwujemy sprzężeń ^{11}B - ^{11}B oraz sprzężeń ^{11}B - ^{10}B . Potwierdza to widmo ^{11}B - $\{^1\text{H}\}$ NMR z odsprzęgnięciem protonów na którym obserwujemy jeden sygnał - singlet.

Na widmie ^1H NMR (B_2H_6) obserwujemy dwie złożone grupy multipletów, dla których stosunek całek wynosi 1:2 wynikający z obecności dwóch homotopowych protonów mostkujących i czterech homotopowych protonów terminalnych. W ramach każdej z grup multipletów obserwujemy multiplety wynikające sprzężeń homojądrowych ^1H - ^1H i sprzężeń heterojądrowych ^1H - ^{11}B i ^1H - ^{10}B .

Rozpatrując tylko sprzężenia ^1H - ^{11}B , dla protonów mostkujących obserwujemy sprzężenie tych protonów z dwoma jądrami ^{11}B dlatego obserwujemy septet ($2 \times 2 \times 3/2 + 1 = 7$) o intensywności linii 1:2:3:4:3:2:1 zgodnie z poniższym diagramem:



Dla terminalnych protonów na widmie ^1H NMR obserwujemy kwartet ($2 \times 1 \times 3/2 + 1 = 4$) o intensywności linii 1:1:1:1 wynikający ze sprzężenia tych protonów z 1 jądrem ^{11}B .

ROZWIĄZANIE ZADANIA B6

a. Związek **A** można zidentyfikować na podstawie jego gęstości. Przekształćmy równanie Clapeyrona do postaci pozwalającej obliczyć gęstość:

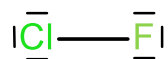
$$pV = nRT = \frac{m}{M}RT \Rightarrow \rho = \frac{m}{V} = \frac{pM}{RT} \Rightarrow M = \frac{\rho RT}{p}$$

Masa molowa związku A wynosi zatem

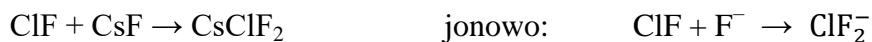
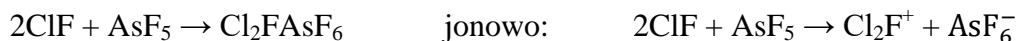
$$M = \frac{2,2 \cdot 1000 \text{ g/m}^3 \cdot 8,3145 \text{ J/mol} \cdot \text{K} \cdot 298,15 \text{ K}}{101325 \text{ Pa}} = 54 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Jedynym związkiem międzyhalogenowym o takiej masie molowej jest fluorek chloru(I) ClF.

b. Wzór elektronowy Lewisa związku A:

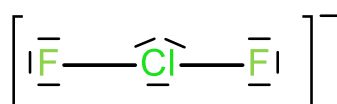
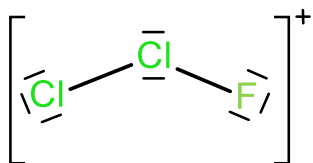


c. $\text{Cl}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{ClF}$

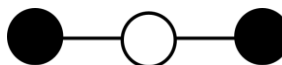
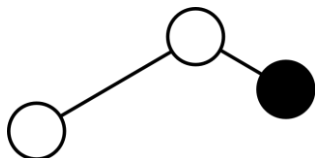


d. Sól B składa się z jonów Cl_2F^+ i AsF_6^- , zaś sól C z Cs^+ i ClF_2^- .

e. Wzory elektronowe Lewisa:

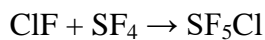


Struktura (atomy chloru i fluoru zaznaczone są odpowiednio białym i czarnym kolorem):

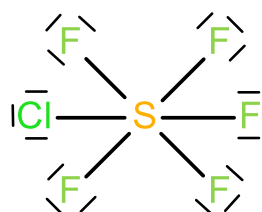
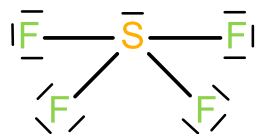


Centralne atomy chloru posiadają odpowiednio dwie i trzy aktywne stereochemicznie wolne pary elektronowe w kationie i anionie. Zgodnie z teorią VSEPR są one zatem układami AXYE_2 oraz AX_2E_3 . Odpowiadają im budowa kątowna oraz liniowa.

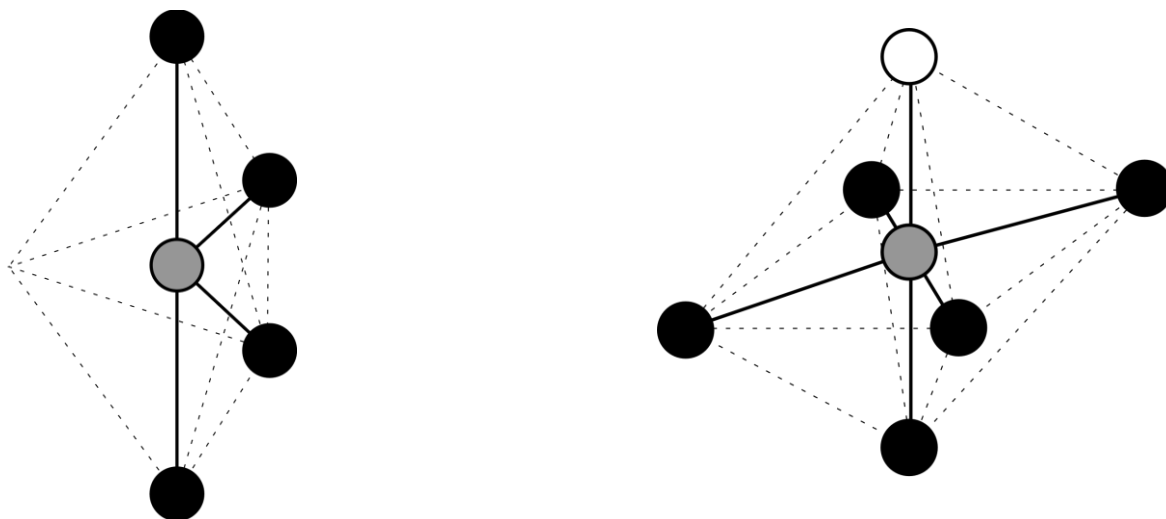
f. Równanie reakcji:



Wzory elektronowe Lewisa:

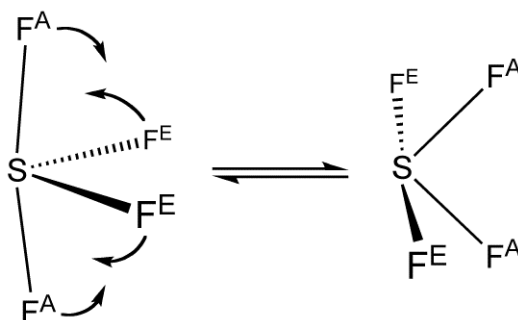


Struktura (atomy siarki, chloru i fluoru zaznaczone są odpowiednio szarym, białym i czarnym kolorem):

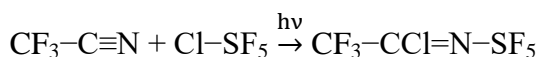
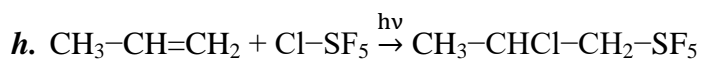


W przypadku SF_4 mamy do czynienia z układem AX_4E , a w przypadku SF_5Cl z układem AX_5Y . Odpowiada to strukturom odpowiednio huśtawki i zdeformowanego oktaedru. W przypadku SF_4 fakt, że odpychanie między wolną parą elektronową, która jest aktywna stereochemicznie, a parami elektronowymi wiązań jest silniejsze niż między parami elektronowymi wiązań powoduje, że aksjalne ligandy fluorkowe są wychylone od wolnej pary elektronowej w kierunku ekwatorialnych ligandów fluorkowych. Kąt F-S-F wynosi około 173° .

- g. W widmie fluorku siarki(IV) występuje tylko jeden sygnał ze względu na to, że aksjalne i ekwatorialne ligandy fluorkowe szybko zmieniają swoje pozycje na skutek pseudorotacji:

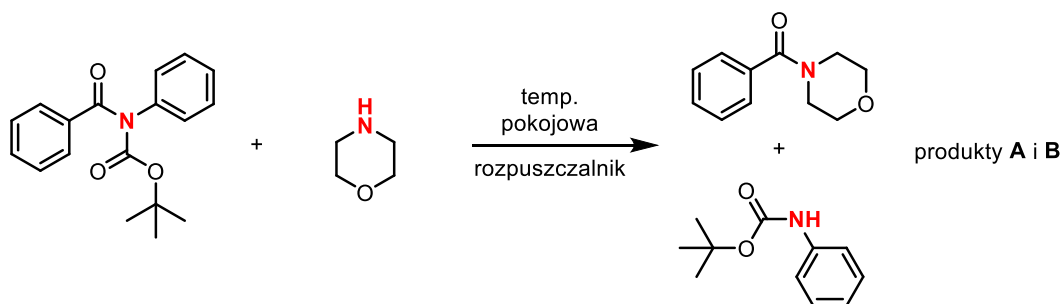


źródło: Domena publiczna, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=1779546>

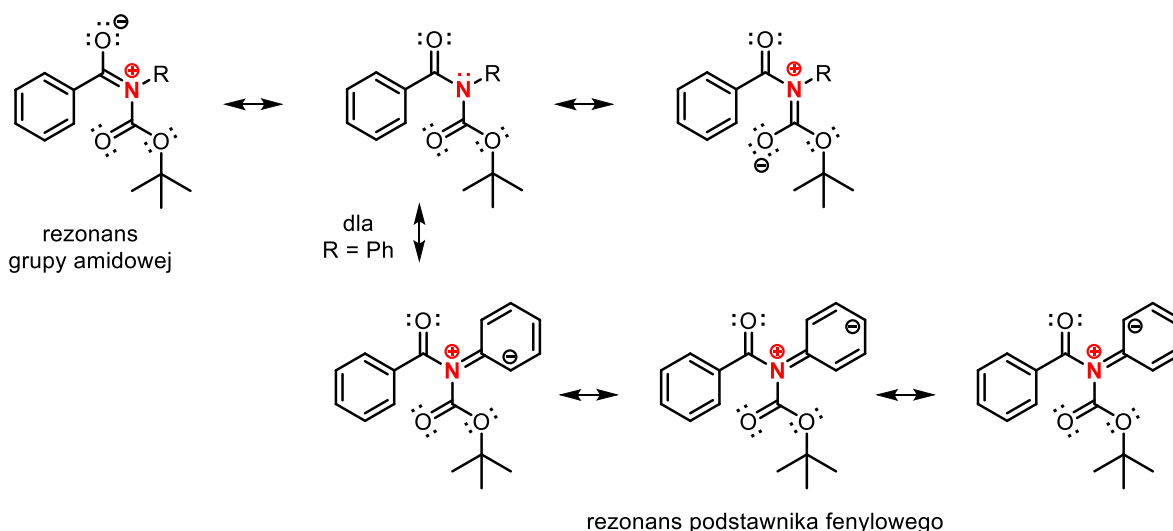


ROZWIĄZANIE ZADANIA B7

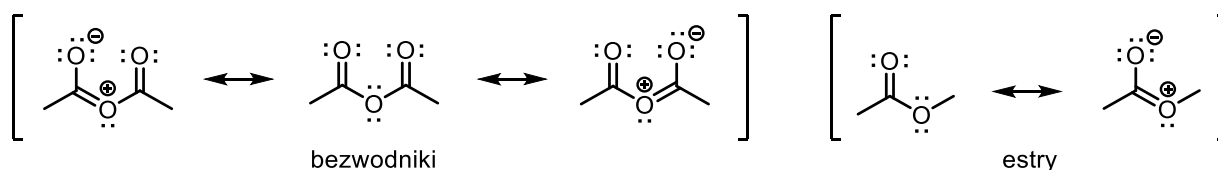
- a. W reakcji następuje wymiana amin przy grupie acylowej. Wiązanie amidowe w pochodnej morfoliny jest trwalsze, ponieważ atom azotu nie zawiera dodatkowych akceptorów rezonansowych.



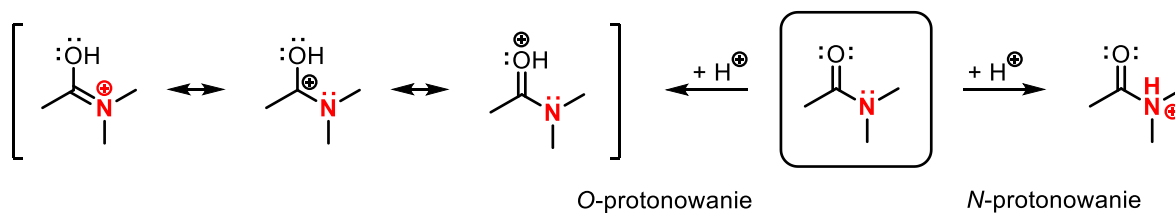
- b. Pierścień fenyłowy także może uczestniczyć w rezonansie, w efekcie substrat z podpunktu a) jest słabiej stabilizowany (a więc szybciej reaguje), niż analog z grupą metylową z podpunktu b). Bez tej dodatkowej stabilizacji reakcja wymaga wyższej temperatury. Rysowanie struktur rezonansowych nie jest wymagane w odpowiedzi. (*J. Org. Chem.* **2019**, 84, 12091)



- c. W amidach zawierających na atomie azotu dwie grupy *tert*-butoksykarbonyłowe (Boc) występuje kombinacja efektu rezonansowego i sterycznego. Ponieważ wolna para elektronowa atomu azotu jest silnie zaangażowana w rezonans z podstawnikami Boc, a jednocześnie występuje kolizja między grupami karbonyłowymi, minimum energetyczne cząsteczki stanowi konformer o silnie skrzyżowanym wiązaniu amidowym. (*J. Am. Chem. Soc.* **2018**, 140, 727)
- d. W bezwodnikach efekt rezonansowy centralnego atomu tlenu ($n_{\text{O}} \rightarrow \pi^*_{\text{C}=\text{O}}$) "rozprasza się" na dwie grupy karbonyłowe (a więc dla każdej z nich jest słabszy). W efekcie reakcja amin (lub innych nukleofili) z bezwodnikami biegnie szybciej, niż z estrami, ponieważ grupy karbonyłowe są bardziej elektrofilowe (wykazują większy deficyt elektronów).

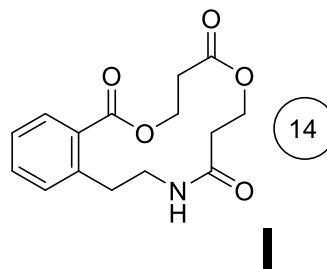
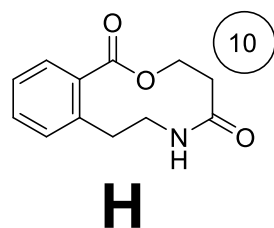
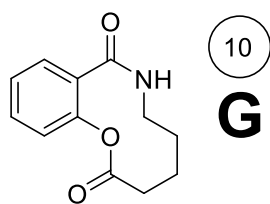
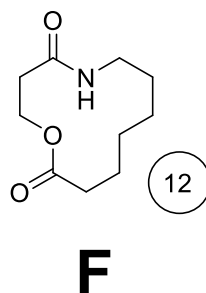
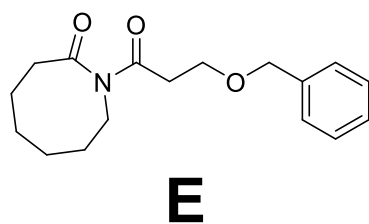
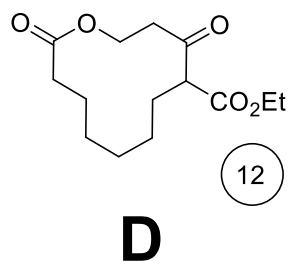
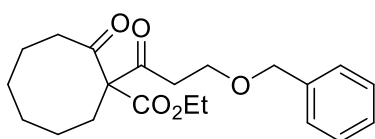
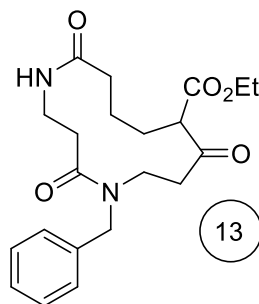
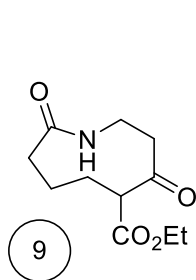


- e. Zaangażowanie wolnej pary elektronowej atomu azotu w sekstet aromatyczny pierścienia pirolowego znacząco utrudnia rezonans w obrębie grupy amidowej. Delokalizacja do grupy karbonylowej musiałaby się wiązać z utratą aromaticzności pierścienia (co jest szczególnie niekorzystane energetycznie). W pierścieniu imidazolu sytuacja jest bardzo podobna, jednak wolna para elektronowa drugiego atomu azotu nie uczestniczy w sekście aromatycznym (skierowana jest w płaszczyźnie pierścienia).
- f. W cząsteczce *N,N*-dimetyloacetamidu protonowanie atomu azotu uniemożliwia rezonans, ponieważ wolna para elektronowa "staje się" wiązaniem N-H. W przypadku protonowania atomu tlenu grupy karbonylowej rezonans (podobnie jak w substracie) nadal jest możliwy, a dodatkowo ładunek dodatni rozprasza się na trzy atomy.



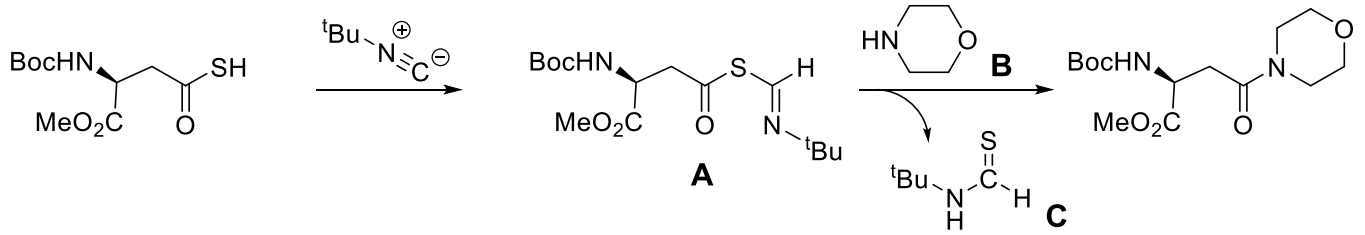
- g. Klatkowa struktura adamantanu (w tym 1-azaadamantanu, w którym węzłowy atom węgla zastąpiony jest atomem azotu) wymusza piramidalizację atomu azotu oraz skręcenie wiązań N-CH₂ względem grupy karbonylowej C=O. W efekcie rezonans nie występuje, ponieważ wolna para elektronowa jest koplanarna z grupą karbonylową. Grupy funkcyjne 1-azaadamantan-2-onu (aminowa i karbonylowa) nie oddziałują ze sobą, a protonowanie zachodzi preferencyjnie na atomie azotu, podobnie, jak w aminach.

ROZWIĄZANIE ZADANIA B8

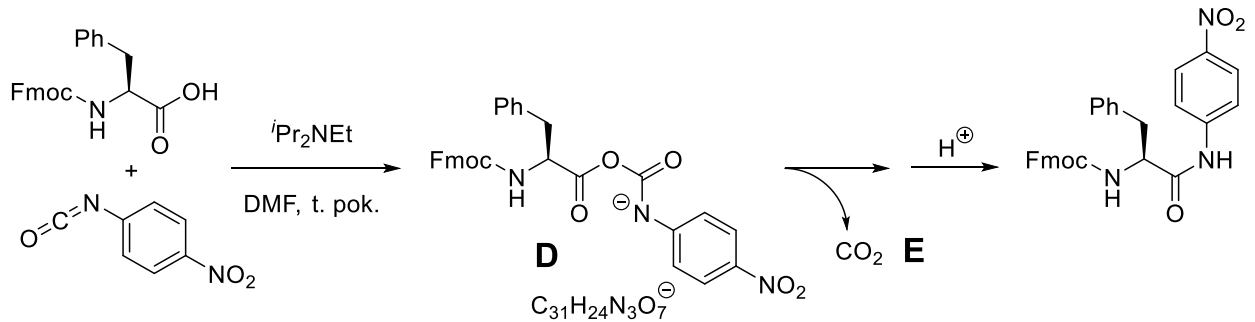


ROZWIĄZANIE ZADANIA B9

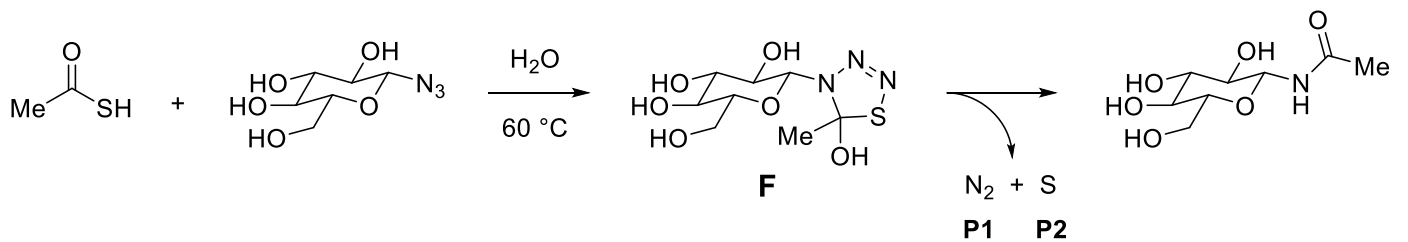
1)



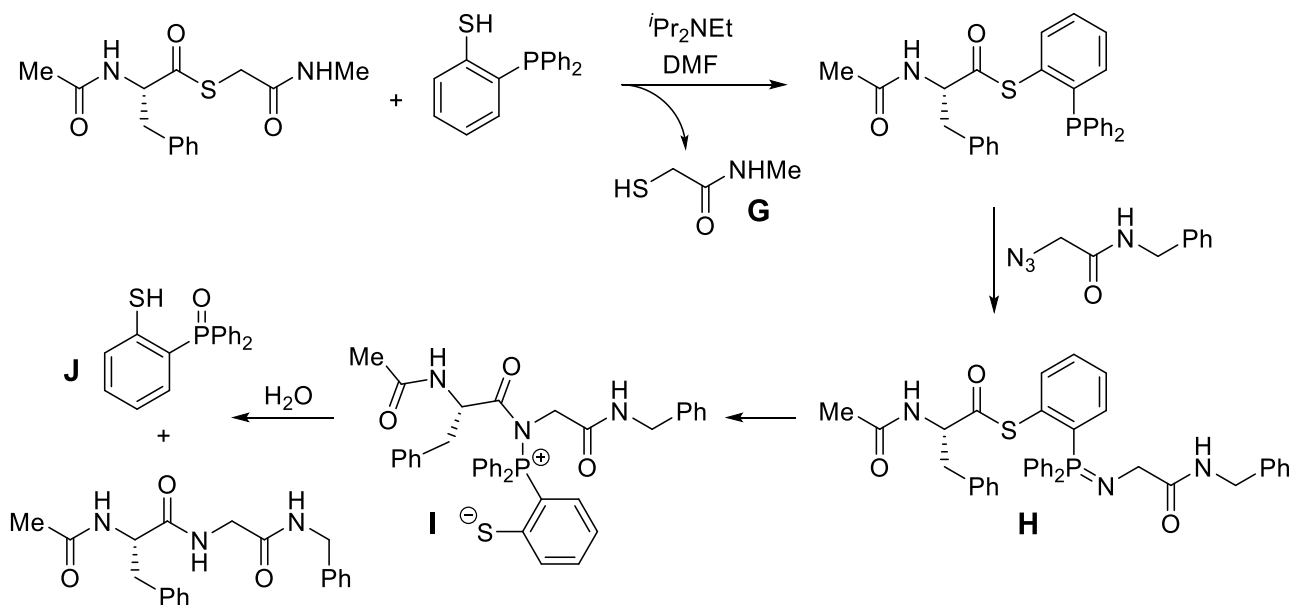
2)



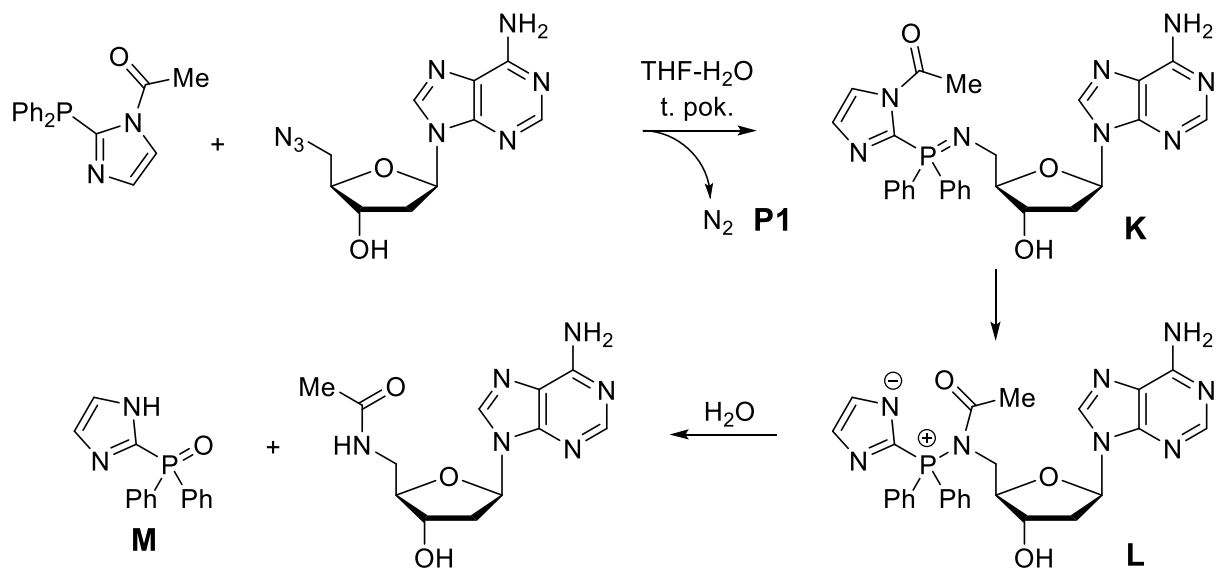
3)



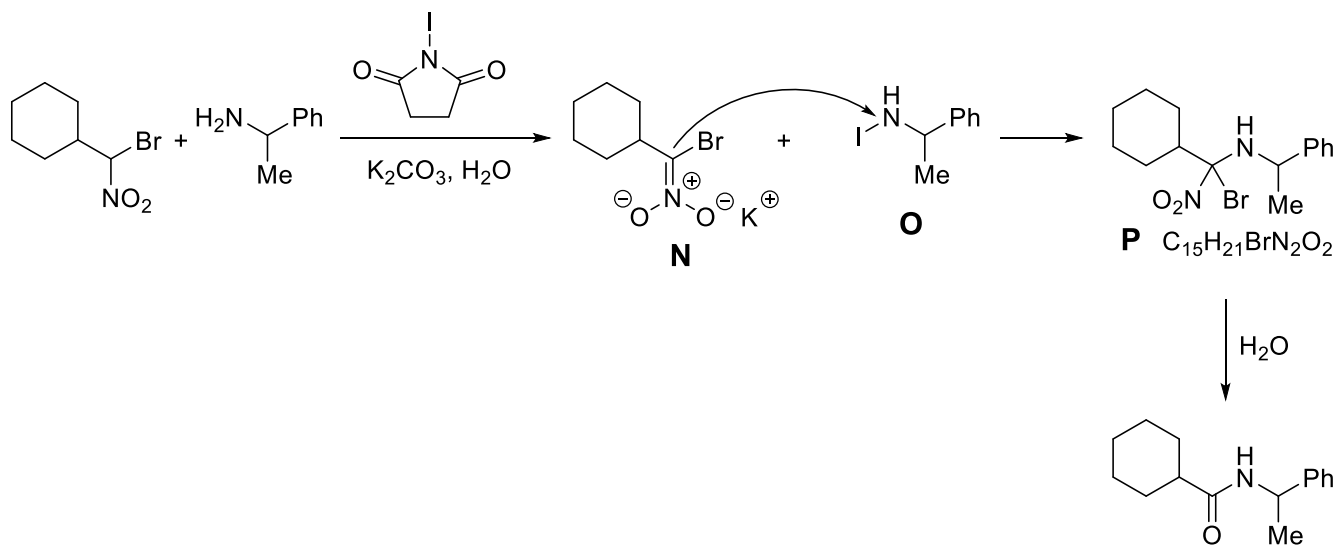
4)



5)

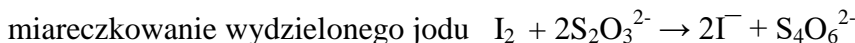


6)



ROZWIĄZANIE ZADANIA B10

a. Mianowanie roztworu tiosiarczanu sodu. Nastawianie miana z wykorzystaniem odważek substancji podstawowej jaką jest jodan(V) potasu.



$$n_{\text{tios}}[\text{mmol}] = 6 \cdot n_{\text{jodan}}[\text{mmol}]$$

$$n_{\text{tios}}[\text{mmol}] = c_{\text{tios}}[\text{mmol}/\text{cm}^3] \cdot V_{\text{tios}}[\text{cm}^3]; \quad n_{\text{jodan}}[\text{mmol}] = m_{\text{jodan}}[\text{mg}] / M_{\text{jodan}}[\text{mg}/\text{mmol}]$$

$$c_{\text{tios}}[\text{mol}/\text{L}] = c_{\text{tios}}[\text{mmol}/\text{cm}^3] = 6 \cdot m_{\text{jodan}}[\text{mg}] / (M_{\text{jodan}}[\text{mg}/\text{mmol}] \cdot V_{\text{tios}}[\text{cm}^3])$$

$$\text{masa 1 mola jodanu(V) potasu} \quad M_{\text{jodan}} = 214,0 [\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}] = 214,0 [\text{mg}/\text{mmol}]$$

$$m_{\text{jodan}} = 0,1152 \text{ g}; \quad V_{\text{tios}} = 30,50 \text{ cm}^3 \quad c_{\text{tios}} = 0,1059 [\text{mmol}/\text{cm}^3]$$

$$m_{\text{jodan}} = 0,1278 \text{ g}; \quad V_{\text{tios}} = 33,90 \text{ cm}^3 \quad c_{\text{tios}} = 0,1057 [\text{mmol}/\text{cm}^3]$$

Stężenie roztworu tiosiarczanu sodu wynosi **0,1058 mol·dm⁻³**.

Nastawianie miana roztworu jodu w jodku potasu na mianowany roztwór tiosiarczanu sodu.



$$n_{\text{jodu}}[\text{mmol}] = 0,5 \cdot n_{\text{tios}}[\text{mmol}]$$

$$n_{\text{jodu}}[\text{mmol}] = c_{\text{jodu}}[\text{mmol}/\text{cm}^3] \cdot V_{\text{jodu}}[\text{cm}^3]; \quad n_{\text{tios}}[\text{mmol}] = c_{\text{tios}}[\text{mmol}/\text{cm}^3] \cdot V_{\text{tios}}[\text{cm}^3]$$

$$c_{\text{jodu}}[\text{mmol}/\text{cm}^3] = 0,5 \cdot c_{\text{tios}}[\text{mmol}/\text{cm}^3] \cdot V_{\text{tios}}[\text{cm}^3] / V_{\text{jodu}}[\text{cm}^3]$$

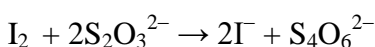
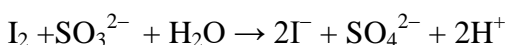
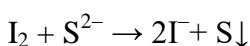
$$V_{\text{jodu}} = 25,0 [\text{cm}^3]; \quad V_{\text{tios}} = 20,20 [\text{cm}^3] \quad c_{\text{jodu}} = 0,04274 [\text{mmol}/\text{cm}^3]$$

$$V_{\text{jodu}} = 25,0 [\text{cm}^3]; \quad V_{\text{tios}} = 20,25 [\text{cm}^3] \quad c_{\text{jodu}} = 0,04285 [\text{mmol}/\text{cm}^3]$$

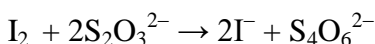
Stężenie roztworu jodu wynosi **0,0428 mol·dm⁻³**.

b. Operacja 1.

Równania reakcji po dodaniu jodu do roztworu próbki.

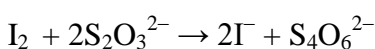
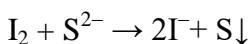


Równanie reakcji podczas odmiareczkowania nadmiaru jodu

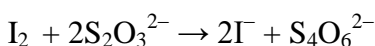


Operacja 2.

Równania reakcji po dodaniu jodu do roztworu próbki.

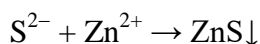


Równanie reakcji podczas odmiareczkowania nadmiaru jodu

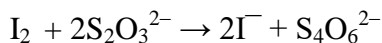
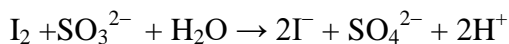


Operacja 3.

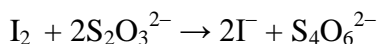
Równanie reakcji po dodaniu octanu cynku.



Równania reakcji po dodaniu jodu do roztworu próbki.



Równanie reakcji podczas odmiareczkowania nadmiaru jodu



c.

n_1 - liczba milimoli siarczku sodu

n_2 - liczba milimoli siarczanu(IV) sodu

n_3 - liczba milimoli tiosiarczanu sodu

n_4 - liczba milimoli siarczanu(VI) potasu

n_0 - liczba milimoli jodu dodawanego do próbek w operacjach 1, 2 i 3

n_{tios1} , n_{tios2} , n_{tios3} - liczba milimoli tiosiarczanu sodu użytego do odmiareczkowania nadmiaru jodu w kolejnych operacjach

Uwzględniając stechiometrię zachodzących reakcji dla wykonanych operacji można zapisać:

$$1) \quad n_1 + n_2 + 0,5n_3 = n_0 - 0,5 n_{\text{tios1}}$$

$$2) \quad n_1 + 0,5n_3 = n_0 - 0,5 n_{\text{tios2}}$$

$$3) \quad n_2 + 0,5n_3 = n_0 - 0,5 n_{\text{tios3}}$$

Odejmując od równania 1 równanie 3 otrzymujemy:

$$n_1 = 0,5 (n_{\text{tios3}} - n_{\text{tios1}})$$

Odejmując od równania 1 równanie 2 otrzymujemy:

$$n_2 = 0,5(n_{\text{tios2}} - n_{\text{tios1}})$$

z równania 3 otrzymujemy:

$$n_3 = 2(n_0 - n_2 - 0,5 n_{\text{tios3}})$$

$$n_{\text{tios}} = c_{\text{tios}} \cdot V_{\text{tios}}$$

Podstawiając wartości $V_{\text{tios1}} = 11,3 \text{ cm}^3$, $V_{\text{tios2}} = 19,6 \text{ cm}^3$ i $V_{\text{tios3}} = 29,1 \text{ cm}^3$, $n_0 = 2,14 \text{ mmol}$ oraz stężenie roztworu tiosiarczanu $c_{\text{tios}} = 0,1058 \text{ mmol/cm}^3$ otrzymujemy:

liczba milimoli $\text{Na}_2\text{S} = 0,942 \text{ mmol}$, w całej kolbie $4,71 \text{ mmol}$ co stanowi $367,4 \text{ mg}$

liczba milimoli $\text{Na}_2\text{SO}_3 = 0,439 \text{ mmol}$, w całej kolbie $2,20 \text{ mmol}$ co stanowi $276,7 \text{ mg}$

liczba milimoli $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = 0,323 \text{ mmol}$, w całej kolbie $1,62 \text{ mmol}$ co stanowi $255,4 \text{ mg}$

Łączna masa soli sodowych wynosi $899,5 \text{ mg}$, na siarczan(VI) potasu przypada $100,5 \text{ mg}$, co stanowi $0,58 \text{ mmol}$.

d. Siarczek sodu stanowi $36,74\%$ mieszaniny, siarczan(IV) sodu $27,67\%$, tiosiarczan sodu $25,54\%$, a siarczan(VI) potasu $10,05\%$.

e. Liczba milimoli sodu jest dwa razy większa niż łączna liczba milimoli soli sodowych i wynosi $2 \cdot (4,71 + 2,20 + 1,62) = 17,04$ mmol. Masa sodu wynosi 391,7 mg co stanowi 39,17% mieszaniny.

Liczba moli potasu jest dwa razy większa niż liczba moli siarczanu(VI) potasu i wynosi 1,15 mmol, co stanowi 45,1 mg. Zawartość procentowa potasu w mieszaninie to 4,51%.

ROZWIĄZANIE ZADANIA B11

1a. Miedź(II) utlenia jony jodkowe do jodu, przy czym ulega redukcji do miedzi(I). Potencjał standardowy układu $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$ wynosi 0,17 V, a układu I_2/I^- to 0,54 V. Mimo że jod ma wyższy potencjał utleniający niż miedź(II), reakcja przebiega ilościowo w kierunku powstawania CuI, gdyż jodek miedzi(I) jest trudno rozpuszczalny i strąca się z roztworu. Z tego powodu podczas miareczkowania stężenie jonów Cu(I) w roztworze jest bardzo niskie, przez co rzeczywisty potencjał utleniający układu $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$ jest wyższy niż 0,54 V.

Rzeczywisty potencjał układu $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$ wynosił:

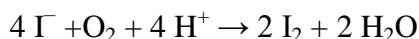
$$E = E^0 - 0,059 \log \frac{\frac{K_{\text{so}}(\text{CuI})}{[\text{I}^-]}}{[\text{Cu}^{2+}]} = E^0 - 0,059 \log \frac{\frac{K_{\text{so}}(\text{CuI})}{n(\text{I}^-)}}{n(\text{Cu}^{2+})}$$

gdzie $K_{\text{so}}(\text{CuI}) = [\text{Cu}^+] \cdot [\text{I}^-] = 10^{-12}$.

Natomiast liczba moli jodku w próbce wynosi $n(\text{I}^-) = \frac{2\text{g}}{166\frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,01205$ mol, a liczba moli jonów miedzi w próbce obliczona na podstawie punktu *1e.*) wynosi $n(\text{Cu}^{2+}) = \frac{0,6886\text{g}}{5 \cdot 63,546\frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,002167$ mol.

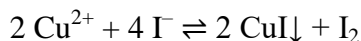
A zatem: $E = 0,17 - 0,059 \log(4,60 \cdot 10^{-9}) = 0,66$ V

1b. Miedź (II) utlenia jony jodkowe do jodu w środowisku kwaśnym, przy czym szybkość reakcji wzrasta, w miarę jak zmniejsza się pH roztworu. Jednak w środowisku bardziej kwasowym mogłoby zachodzić utlenianie jonów jodkowych tlenem z powietrza. Ponadto jony miedzi katalizują utlenianie jodków przez tlen.

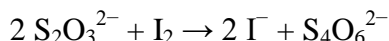


Dlatego, aby utrzymać słabo kwasowe środowisko (pH 4-5), dodaje się kwasu octowego. Fluorek sodu dodaje się w celu zamaskowania jonów żelaza(III).

1c. Najpierw zachodzi reakcja utlenienia jonów jodkowych do jodu, przy czym dochodzi do strącenia jodku miedzi(I).



Powstały jod odmiareczkowuje się tiosiarczanem sodu.



1d. Dokładność oznaczenia miedzi można zwiększyć dodając do roztworu jonów, które z jonami miedzi(I) tworzą trudniej rozpuszczalne osady niż CuI ($K_{\text{so}} = 10^{-12}$). Taką substancją jest rodanek amonu (lub potasu). CuSCN ma mniejszą wartość iloczynu rozpuszczalności ($K_{\text{so}} = 4 \cdot 10^{-14}$), a zatem po dodaniu do roztworu jonów SCN^- stężenie jonów miedzi(I) zmniejsza się jeszcze bardziej zwiększając potencjał utleniający układu $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$.

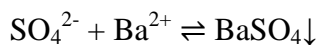
1e. Oznaczoną zawartość miedzi (w gramach) obliczyć można ze wzoru:

$$m(\text{Cu}) = v \cdot c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot \frac{M(\text{Cu})}{1000} \cdot \frac{V}{V_1}$$

gdzie v i $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ oznaczają objętość ($21,5 \text{ cm}^3$) i stężenie ($0,1008 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$) roztworu titranta ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), $M(\text{Cu})$ – masa molowa miedzi ($63,546 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$), V – wyjściowa objętość roztworu po roztworzeniu próbki (250 cm^3), V_1 – objętość roztworu odpipetowana do miareczkowania (50 cm^3).

$m(\text{Cu}) = 0,6886 \text{ g}$, co stanowi 52,48% całkowitej masy odważonej rudy.

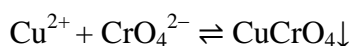
2a. Siarczany(VI) z jonami baru tworzą trudno rozpuszczalną sól.



Przy nadmiarze jonów Ba^{2+} reakcja jest przesunięta w prawo. Nadmiar jonów baru(II) strąca się w środowisku zasadowym dodając jonów chromianowych(VI).

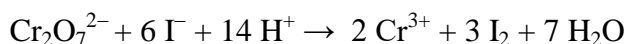
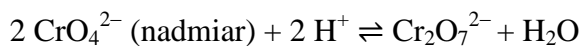


Jednocześnie w tych samych warunkach dochodzi do strącenia miedzi(II).

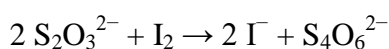


Strącony osad oddziela się od roztworu na sączku bibułowym.

Nadmiar jonów chromianowych CrO_4^{2-} znajdujących się w przesączu przechodzą w jony dwuchromianowe $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ po dodaniu kwasu chlorowodorowego. Jony te w reakcji z jodkiem redukują się do chromu(III), w wyniku czego powstaje jod.



Jod odmiareczkuje się tiosiarczanem sodu.



W ten sposób pośrednio można wyznaczyć zawartość siarki w roztworze.

2b. Podczas strącania powstają koloidalne osady BaCrO_4 i CuCrO_4 . Z tego powodu osady te strąca się na gorąco i w obecności elektrolitów. Po przesączeniu osad przemywa się wodą.

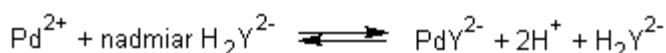
2c. Oznaczoną zawartość siarki (w gramach) obliczyć można ze wzoru:

$$m(\text{S}) = \left(v \cdot c(\text{BaCl}_2) - v \cdot c(\text{K}_2\text{CrO}_4) + \frac{v \cdot c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}{3} \right) \cdot \frac{M(\text{S})}{1000} \cdot \frac{V}{V_2} + \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} \cdot M(\text{S})$$

gdzie v i $c(\text{BaCl}_2)$ oznaczają objętość ($10,0 \text{ cm}^3$) i stężenie ($0,1003 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$) roztworu chlorku baru, v i $c(\text{K}_2\text{CrO}_4)$ – objętość ($10,0 \text{ cm}^3$) i stężenie ($0,2011 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$) roztworu chromianu potasu, v i $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ – objętość ($21,5 \text{ cm}^3$) i stężenie ($0,1008 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$) roztworu titranta ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), $m(\text{Cu})$ – masa miedzi ($0,6886 \text{ g}$) obliczona w punkcie **1e.**, $M(\text{Cu})$ – masa molowa miedzi ($63,546 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$), $M(\text{S})$ – masa molowa siarki ($32,066 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$), V – wyjściowa objętość roztworu po roztworzeniu próbki (250 cm^3), V_2 – objętość roztworu odpipetowana do miareczkowania (10 cm^3), 3 – współczynnik stechiometryczny.

$m(\text{S}) = 0,3771 \text{ g}$, co stanowi 28,74% całkowitej masy odważonej rudy.

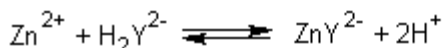
3a. Pallad z powodzeniem można oznaczać za pomocą kompleksometrycznej metody miareczkowej. Na początku stosuje się miareczkowanie odwrotne. Pallad reaguje z EDTA, a nadmiar EDTA odmiareczkuje się mianowanym roztworem cynku.



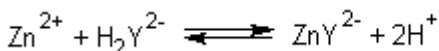
Nadmiar EDTA odmiareczkuje się azotanem(V) cynku.



Następnie stosuje się miareczkowanie pośrednie. Azotan(III) sodu reaguje selektywnie z palladem tworząc kompleks $[\text{Pd}(\text{NO}_2)_4]^{2-}$, a tym samym zostaje uwolnione EDTA z kompleksu Pd-EDTA ($\log\beta = 18,5$).



Uwolnione EDTA ponownie odmiareczkuje się roztworem azotanu(V) cynku.



3b. Oznaczoną zawartość palladu (w gramach) obliczyć można ze wzoru:

$$m(\text{Pd}) = v_b \cdot c(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) \cdot \frac{M(\text{Pd})}{1000} \cdot \frac{V}{V_3}$$

gdzie v_b i $c(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2)$ oznaczają objętość ($4,1 \text{ cm}^3$) i stężenie ($0,0200 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$) roztworu azotanu(V) cynku zużyte na odmiareczkowanie uwolnionego EDTA, $M(\text{Pd})$ – masa molowa palladu ($106,42 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$), V – wyjściowa objętość roztworu po rozтворzeniu próbki (250 cm^3), V_3 – objętość roztworu odpipetowana do miareczkowania (50 cm^3).

$m(\text{Pd}) = 0,0436 \text{ g}$, co stanowi 3,33% całkowitej masy odważonej rudy.

3c. Podczas pierwszego miareczkowania azotanem(V) cynku następuje odmiareczkowanie nadmiaru dodanego EDTA. Jeśli badany roztwór zawiera np. jony cynku (lub innego metalu, który reaguje z EDTA) obliczenie dokładnego stężenia palladu na podstawie zmiareczkowanego nadmiaru EDTA za pomocą azotanu(V) cynku nie jest możliwe. Dodając azotan(III) cynku następuje rozpad cząsteczki Pd-EDTA i pallad tworzy kompleks $[\text{Pd}(\text{NO}_2)_4]^{2-}$. W ten sposób zostaje uwolnione EDTA, które odmiareczkowane jest roztworem azotanu(V) cynku. Dlatego drugie miareczkowanie pozwala na otrzymanie dokładnego wyniku oznaczania palladu.

Gdyby do oznaczenia palladu wykorzystano wzór:

$$m'(\text{Pd}) = (v \cdot c(\text{EDTA}) - v_a \cdot c(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2)) \cdot \frac{M(\text{Pd})}{1000} \cdot \frac{V}{V_3}$$

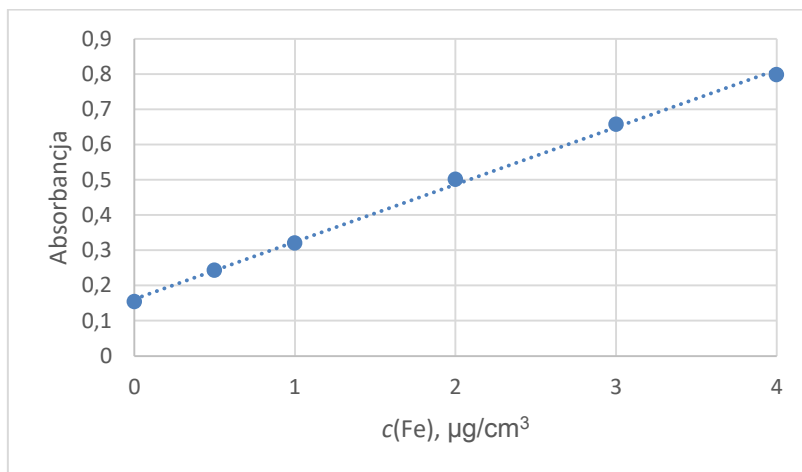
gdzie v_a oznacza objętość ($4,1 \text{ cm}^3$) roztworu azotanu(V) cynku zużyte na odmiareczkowanie nadmiaru EDTA, to uzyskany wynik byłby znacznie zawyżony. EDTA, które związało się też z innymi jonami metali obecnymi w roztworze, fałszywie zostałyby poczytane równoważne ilości obecnych jonów palladu. W ten sposób uzyskano by wynik:

$m'(\text{Pd}) = 1,2004 \text{ g}$. A zatem błąd względny stanowiłby:

$$\Delta m(\text{Pd}) = \frac{|m'(\text{Pd}) - m(\text{Pd})|}{m(\text{Pd})} \cdot 100\% = 2653\%$$

4a. Równanie krzywej to: $A = 0,1625 \cdot c(\text{Fe}) + 0,1615$. A zatem dla krzywej o wzorze $y = ax+b$ współczynnik $a = 0,1625$, natomiast współczynnik $b = 0,1615$, a stężenie żelaza $c(\text{Fe})$ wyrażone jest w $\mu\text{g}/\text{cm}^3$.

Współczynnik korelacji liniowej Pearsona: $R^2 = 0,9983$.



4b. Oznaczoną zawartość żelaza (w gramach) obliczyć można ze wzoru:

$$m(\text{Fe}) = \frac{A-b}{a} \cdot \frac{V}{V_4} \cdot \frac{V_5}{V_6} \cdot V_7 \cdot \frac{1}{1000000}$$

gdzie a i b oznaczają współczynniki krzywej kalibracji (odpowiednio 0,1625 i 0,1615), A – absorbancja próbki (0,523), V – wyjściowa objętość roztworu po rozтворzeniu próbki (250 cm³), V_4 – objętość roztworu odpipetowana do oznaczenia (10 cm³), V_5 – objętość kolby miarowej, w której przygotowano pierwsze rozcieńczenie (100 cm³), V_6 – objętość roztworu odpipetowana do przygotowania ostatecznej próbki (5 cm³), V_7 – objętość kolby miarowej, w której przygotowano ostateczny roztwór do pomiarów spektrofotometrycznych (50 cm³), 1/1000000 – współczynnik zamiany jednostki z µg na g.

$m(\text{Fe}) = 0,0556$ g, co stanowi 4,24% całkowitej masy odważonej rudy.

4c. Alternatywą mogłaby być metoda fenantrolinowa, jednak oznaczeniu żelaza(II) metodą fenantrolinową przeszkadzają jony miedzi(I), które tworzą z 1,10-fenantroliną barwne kompleksy.