

MINISTERSTWO EDUKACJI NARODOWEJ
POLSKIE TOWARZYSTWO CHEMICZNE
KOMITET GŁÓWNY OLIMPIADY CHEMICZNEJ

67.

OLIMPIADA CHEMICZNA

Rok szkolny 2020/2021



Pani (Pan) Dyrektor
Liceum Ogólnokształcącego nr.....
im.
.....

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

	Funkcja	Imię i Nazwisko	Tel. wew.	e-mail
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	339	ewapob@chem.uw.edu.pl
4	Kierownik organizacyjny	Mgr Wanda Szelągowska	517-755-734	wanda@chem.uw.edu.pl
5	Referent	Dr Dagmara Tymecka	259	dulok@chem.uw.edu.pl

Członkowie Komitetu Głównego

6	Dr Anna Basa	19	Prof. dr hab. Krzysztof Maksymiuk
7	Dr Stanisław Banaszkiewicz – członek honorowy	20	Mgr M. Paulina Matuszewska
8	Dr hab. inż. Monika Bosacka	21	Prof. dr hab. Józef Mieczkowski
9	Dr Krystyna Chmieleńska	22	Dr Waldemar Nowicki
10	Dr hab. inż. Barbara Gawdzik	23	Dr Ewa Odrowąż
11	Dr Mariola Iwan	24	Dr Mateusz Penkala
12	Dr hab. Romualda Bregier-Jarzębowska	25	Dr Janusz Pusz
13	Dr Małgorzata Jelińska-Kazimierczuk	26	Dr hab. Janusz Stępiński
14	Dr Zuzanna Kaczmarska	27	Mgr Agata Szumera
15	Mgr Piotr Jakubiec	28	Prof. dr hab. Jerzy Szydłowski
16	Mgr Teresa Kołogrecka-Bajek	29	Dr Paweł Urbaniak
17	Dr Stanisław Kuś	30	Prof. dr hab. inż. Janusz Zachara
18	Dr Włodzimierz Kuśmierczuk		

Komitety Okręgowe Olimpiady Chemicznej

1. OKRĘG BIAŁOSTOCKI

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

Przewodniczący:	Dr hab. Barbara STARCZEWSKA, prof. UwB	msbasia@uwb.edu.pl 85 738 80 40
Sekretarz:	Dr Anna BASA Uniwersytet w Białymstoku, Wydział Chemii ul. Ciołkowskiego 1K 15-245 Białystok	abasa@uwb.edu.pl 85 738 80 74

2. OKRĘG GDAŃSKI

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

<u>Przewodniczący:</u>	dr hab. Dariusz WYRZYKOWSKI	dariusz.wyrzykowski@ug.edu.pl 58 523 50 56
<u>Sekretarz:</u>	Dr hab. Alicja BORYŁO, PROF.UG Uniwersytet Gdański, Wydział Chemii ul. Wita Stwosza 63 80-308 Gdańsk	alicja.borylo@ug.edu.pl 58 523 52 53

3. OKRĘG KATOWICKI

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

<u>Przewodniczący:</u>	Prof. dr hab. inż. Stanisław KROMPIEC	
<u>Sekretarz:</u>	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)

<u>Przewodniczący:</u>	Dr hab. Mariusz URBANIAK	maur@ujk.edu.pl 41 349 70 55
<u>Sekretarz:</u>	Dr hab. inż. Barbara GAWDZIK prof. UJK Uniwersytet Jana Kochanowskiego - Wydział Nauk Ścisłych i Przyrodniczych, Instytut Chemii ul. Świętokrzyska 15G 25-406 Kielce Referent: Mgr Jadwiga Trela	b.gawdzik@ujk.edu.pl 41 349 70 11 jadwiga.trela@ujk.edu.pl 41 349 70 41

5. OKRĘG KRAKOWSKI

Obejmuje woj. **małopolskie**

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

6. OKRĘG LUBELSKI

Obejmuje woj. lubelskie

<u>Przewodniczący:</u>	Prof. dr hab. Wanda BRZYSKA	
<u>Sekretarz:</u>	Dr Mariola IWAN Uniwersytet Marii Curie-Skłodowskiej Wydział Chemii Pl. Marii Curie-Skłodowskiej 2/35 20-031 Lublin	mariola.iwan@poczta.umcs.lublin.pl 81 537 57 52

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.urbaniak@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	61 829 17 07
<u>Sekretarz:</u>	Beata HILDEBRANDT Wydział Chemii Uniwersytet im. Adama Mickiewicza ul. Uniwersytetu Poznańskiego 8 61-614 Poznań	beata.hildebrandt@amu.edu.pl 61 829 15 53

9. OKRĘG RZESZOWSKI

Obejmuje woj. podkarpackie

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

10. OKRĘG SZCZECIŃSKI

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

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

11. OKRĘG TORUŃSKI

Obejmuje woj. **kujawsko-pomorskie**

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

12. OKRĘG WARSZAWSKI

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

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

13. OKRĘG WROCŁAWSKI

Obejmuje woj. **dolnośląskie** i **opolskie**

<u>Przewodniczący:</u>	Prof. dr hab. Kazimierz ORZECOWSKI	orzech@chem.uni.wroc.pl 71 375 71 14
<u>Sekretarz:</u>	Dr hab. Mariola KUCZER Wydział Chemii UWr ul. F. Joliot-Curie 14 50-383 Wrocław	mariola.kuczer@chem.uni.wroc.pl 71 375 71 51

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 stymulowanie aktywności i 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 Uczestnicy Olimpiady zobowiązani są do:

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

3.6 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.
- 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 Narodowej i jest finansowana z budżetu Ministerstwa Edukacji Narodowej.

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, przy 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.

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 ponadgimnazjalnych 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, wydaje i upowszechnia Informator Olimpiady, w formie zarówno drukowanej, jak i dostępnej na stronie internetowej Olimpiady wersji elektronicznej, zawierający 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 Narodowej.
- 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 Narodowej pisemne sprawozdanie z jej przebiegu i wyników.

§ 6

Zadania Komitetów Okręgowych Olimpiady Chemicznej

Komitety Okręgowe:

- 6.1 Rozprowadzają do szkół drukowaną 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 Informatorze 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 kwalifikuje Komitet Główny. Limit punktów będący podstawą kwalifikacji do II etapu jest taki sam dla wszystkich Okręgów i wynosi co najmniej 50 % maksymalnej liczby punktów. Liczba zawodników w II etapie nie powinna przekraczać 350. 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. Podstawą kwalifikacji do finału jest uzyskanie łącznej punktacji za zadania II etapu nie mniejszej niż 50% maksymalnej liczby punktów, przy czym liczba zawodników w III etapie nie powinna przekraczać 90. 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 i II etapu uczestnicy mogą korzystać jedynie z własnych przyborów do pisania i kalkulatorów. W III etapie kalkulatory zapewniają organizatorzy zawodów. Niedozwolone jest korzystanie z modeli. W trakcie zawodów zawodnicy korzystają z układów okresowych zapewnianych przez organizatorów.

7.9 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.

7.10 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.

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 nie może być podstawą składania odwołania). Po I i II etapie wgląd do prac możliwy jest w siedzibach Komitetów Okręgowych.

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

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

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

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

9.6. 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.

9.7 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,

Pm - punkty za medalowe miejsce 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.

§ 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.

DO DYREKCJI SZKOŁY I DO NAUCZYCIELA CHEMII

Komitety Główne 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 67. Olimpiady Chemicznej

Etap Wstępny

- | | |
|-------------------------------|--|
| wrzesień - październik | - samodzielna praca zawodników |
| 23.10.2020 | - zakończenie rejestracji internetowej |
| 30.10.2020 | - ostateczny termin przysyłania prac etapu wstępnego do Komitetów Okręgowych |

I Etap

- | | |
|--|---|
| 21.11.2020 (sobota) godz. 11.00 | - rozwiązywanie zadań teoretycznych w miejscach podanych przez Komitety Okręgowe. |
|--|---|

II Etap

zawody organizowane przez Komitety Okręgowe:

- | | |
|--|-----------------------|
| 29.01.2021 (piątek) godz. 12.00 | - część teoretyczna |
| 30.01.2021 (sobota) godz. 9.00 | - część laboratoryjna |

III Etap

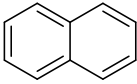
zawody organizowane przez KG w Warszawie:

- | | |
|--|-----------------------|
| 26.03.2021 (piątek) godz. 14.00 | - część laboratoryjna |
| 27.03.2021 (sobota) godz. 8.30 | - część teoretyczna |

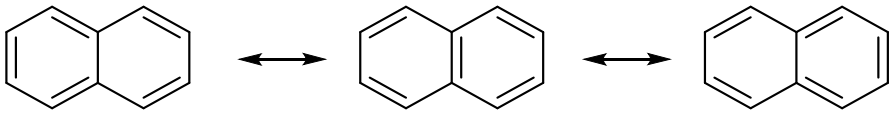
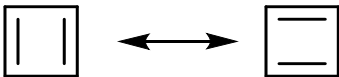
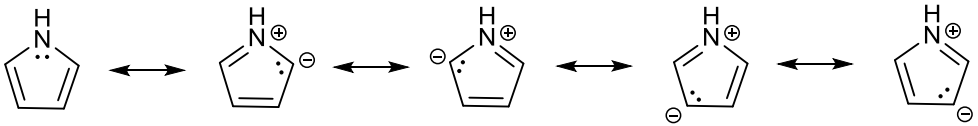
Uwaga! W etapie wstępnym uczniowie rozwiązują zadania części A i przekazują swoje prace nauczycielom, którzy je sprawdzają. Praca musi być podpisana imieniem i nazwiskiem zawodnika. Należy też podać adres e-mail zawodnika. Pozytywnie ocenione prace nauczyciele przysyłają do Komitetów Okręgowych Olimpiady do dnia **30.10.2020r.** Sekretarze Okręgów weryfikują listę zarejestrowanych usuwając z niej osoby, które nie rozwiązały zadań etapu wstępnego.

CZĘŚĆ A – ZADANIA OBOWIĄZKOWE

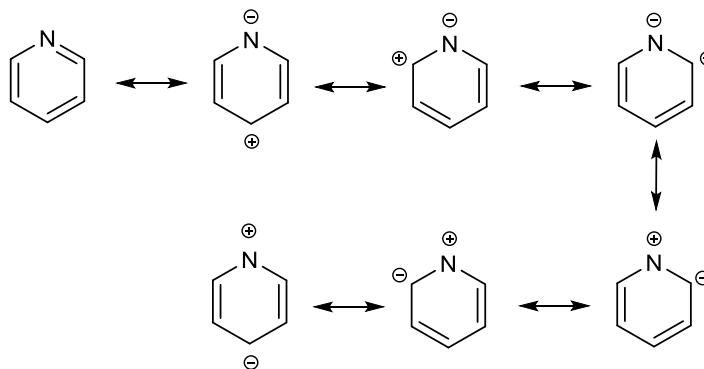
ROZWIĄZANIE ZADANIA A1

struktura	cykliczny	sprzężone wiązania wielokrotne	wiązania π	wolne pary elektronów sprzężone z wiązaniami π	elektrony π	$4n+2$	aromatyczny
 naftalen	tak	tak	5	0	10	tak ($n=2$)	tak
 etylen	nie	nie	1	0	2	nie	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 piroli i pirydynie może brać udział w tworzeniu układu aromatycznego (tak jak dla piroli), 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 piroli 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, a dodatkowo ta para elektronowa atomu azotu leży w płaszczyźnie pierścienia pirydyny i nie może ulec sprzężeniu z wiązaniami π . Podobna sytuacja w innych układach z heteroatomami takimi jak O czy S.

a. 	b. 
c. 	d. 

e.

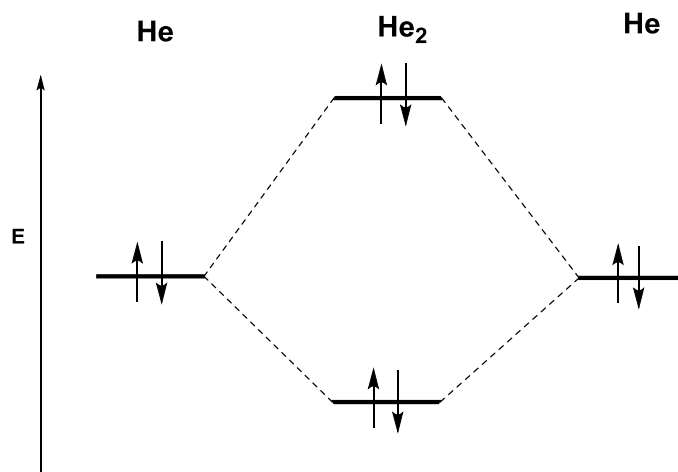


W przypadku pirydyny możemy zauważyć, że część struktur rezonansowych jest bardziej prawdopodobna niż inne. W tym konkretnym przypadku bardziej prawdopodobne są struktury które posiadają formalny ładunek ujemny na atomie azotu, który ma wysoką elektroujemność, a mniej prawdopodobne struktury mające formalny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

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

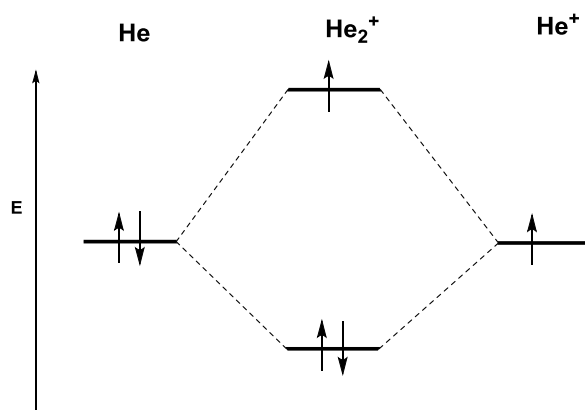
ROZWIĄZANIE ZADANIA A2

Schemat dla cząsteczki He_2 :



Cztery elektrony dwóch atomów He obsadzają w pełni zarówno orbital wiążący jak i antywiązący hipotetycznej cząsteczki He_2 co oznacza, że cząsteczka ta nie jest trwała, ponieważ różnica energii pomiędzy elektronami na orbitalu antywiązącym a atomowym jest większa niż różnica pomiędzy elektronami na orbitalu atomowym a wiążącym. Hipotetyczny rząd wiązania wynosi $(2 - 2)/2 = 0$ co oznacza brak wiązania chemicznego, zgodnie ze stanem faktycznym.

Schemat dla kationu He_2^+ :



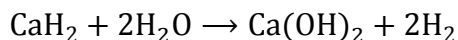
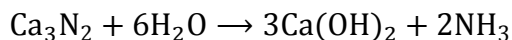
Trzy elektrony He obsadzają w pełni orbital wiążący oraz częściowo orbital antywiązący He_2^+ . Rząd wiązania wynosi $(2 - 1)/2 = 1/2$ co oznacza wiązanie chemiczne słabsze niż wiązanie o rzędzie 1 (pojedyncze), ale wystarczające do utworzenia trwałego kationu. Wyniki te zgadzają się z obserwacjami eksperymentalnymi.

ROZWIĄZANIE ZADANIA A3

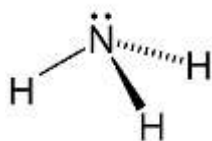
- a. Wapń w temperaturze 450°C reaguje z dwoma jego składnikami powietrza – tlenem i azotem. W wyniku reakcji z tlenem powstaje tlenek wapnia (o strukturze NaCl), natomiast w reakcji z azotem – azotek wapnia. W reakcji wapnia z amoniakiem powstaje głównie azotek wapnia, a produktem ubocznym jest wodorek wapnia (o zawartości wodoru 4,8 %_{mas.}).

Zatem: **A** – CaO , **B** – Ca_3N_2 , **C** – CaH_2 .

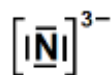
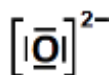
- b. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$



- c. Gazem **X** jest amoniak. Cząsteczka NH_3 ma kształt piramidy trygonalnej z atomem azotu w wierzchołku (cząsteczka ψ -tetraedryczna). Wolna para elektronowa przy azocie zajmuje więcej miejsca niż wiążące pary elektronowe, dlatego też kąty $\text{H}-\text{N}-\text{H}$ mają mniejszą wartość niż w prawidłowym tetraedrze i wynoszą $107,3^\circ$.



- d. Związki **A**, **B** i **C** posiadają jednoatomowe aniony o stechiometrii O^{2-} , N^{3-} i H^- . Anion tlenkowy oraz azotkowy są izoelektronowe, i w stanach walencyjnych posiadają oktet elektronowy. Natomiast jon wodorkowy posiada parę elektronową na orbitalu walencyjnym 1s. Budowę elektronową przedstawiają następujące wzory elektronowe Lewisa:



- e. W wyniku reakcji hydrolizy azotku wapnia powstaje amoniak, który podczas ogrzewania ulatnia się z roztworu. Podczas przepuszczania amoniaku przez roztwór kwasu solnego zachodzi reakcja zobojętnienia zgodnie z równaniem: $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$.

Liczba moli NaOH zużyta na zmiareczkowanie nieprzereagowanego kwasu HCl w oznaczanej próbce wynosiła: $n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,120 \cdot 0,0200 = 2,4 \text{ mmol}$. Czyli w kolbie miarowej o objętości $100,0 \text{ cm}^3$ było $4,8 \text{ mmol HCl}$.

Początkowa ilość użytego kwasu solnego wynosiła: $C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} = 0,500 \cdot 0,0500 = 25,0 \text{ mmol}$, czyli z amoniakiem przereagowało $25,0 - 4,8 = 20,2 \text{ mmol HCl}$, co odpowiada ilości amoniaku wydzielonego w wyniku hydrolizy azotku wapnia.

Liczba moli Ca_3N_2 , który uległ hydrolizie wynosi: $n_{\text{Ca}_3\text{N}_2} = \frac{1}{2} \cdot n_{\text{NH}_3} = 0,0101 \text{ mola}$, a jego masa: $m_{\text{Ca}_3\text{N}_2} = n_{\text{Ca}_3\text{N}_2} \cdot M_{\text{Ca}_3\text{N}_2} = 0,0101 \cdot 148,25 = 1,497 \text{ g}$.

Mieszanina **M1** zawiera: $\frac{m_{\text{Ca}_3\text{N}_2}}{m_{\text{M1}}} \cdot 100\% = \frac{1,497}{2,17} \cdot 100\% = 69,0\% \text{ Ca}_3\text{N}_2$ oraz $31,0\% \text{ CaO}$.

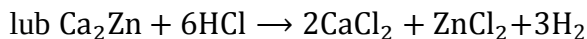
f. $\text{Ca} + \text{H}_2 \xrightarrow{\Delta T} \text{CaH}_2$. W tej reakcji wodór jest utleniaczem.

$\text{CaO} + 2\text{H}_2 \xrightarrow{\Delta T} \text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Wodór jest zarówno utleniaczem, jak i reduktorem, czyli ulega reakcji dysproporcjonacji *red-ox*.

$\text{Ca}_3\text{N}_2 + 6\text{H}_2 \xrightarrow{\Delta T} 3\text{CaH}_2 + 2\text{NH}_3$. Wodór ulega dysproporcjonacji *red-ox* (zarówno redukuje się, jak i utlenia się).

g. Ponieważ faza międzymetaliczna **D** jest izostrukturalna z CeCu_2 to jej stechiometria musi wynosić 1:2, zatem może to być faza o stechiometrii CaZn_2 lub Ca_2Zn .

W wyniku roztwarzania stopu w kwasie solnym wydziela się wodór zgodnie z reakcją:

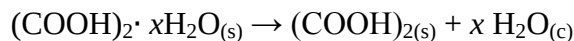


Podczas roztwarzania stopu wydzielilo się: $\frac{1,68 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,075 \text{ mola wodoru}$.

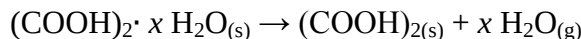
Masa molowa stopu wynosi: $\frac{4,272 \text{ g}}{\frac{1}{3} \cdot 0,075 \text{ mol}} = 170,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, zatem faza **D** to CaZn_2 .

ROZWIĄZANIE ZADANIA A4

a. Reakcja **A** to reakcja odwodnienia w trakcie której uwodniony kwas szczawiowy traci wodę hydratacyjną



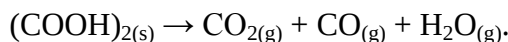
W typowych warunkach laboratoryjnych powstająca woda wydostaje się z tygielka, więc zapis



także jest poprawny.

b. Zgodnie z równaniem reakcji **A** przed i po reakcji liczba moli kwasu szczawiowego jest taka sama. Przed reakcją liczba moli uwodnionego kwasu szczawiowego wynosiła $12,6 \text{ mg} / (90 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + x \cdot 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1})$, a po reakcji otrzymano $0,1 \text{ mola}$ bezwodnego kwasu szczawiowego, stąd liczba moli cząsteczek wody przypadająca na 1 mol kwasu szczawiowego w hydracie wynosi $x = 2$.

c. W trakcie rozkład kwasu szczawiowego zachodzi głównie reakcja:

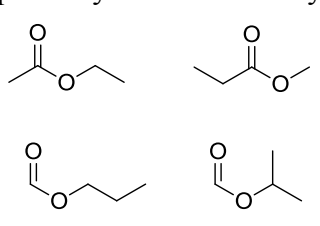
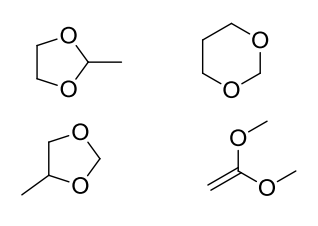
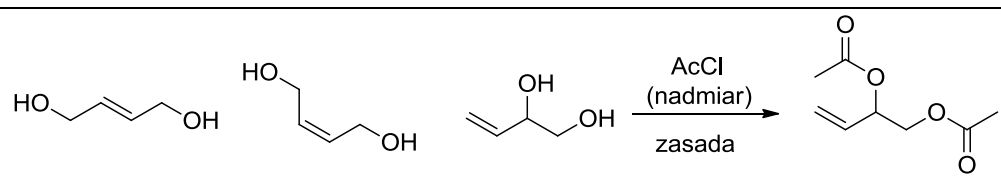
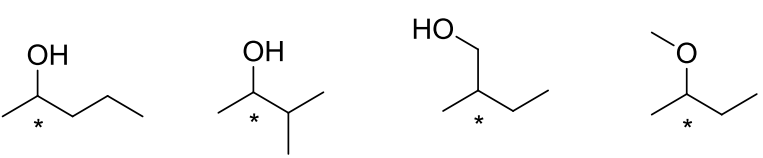
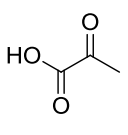
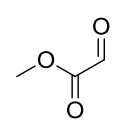
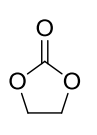


Częściowo kwas szczawiowy może rozkładać się także zgodnie z równaniem reakcji:



- d.** Korzystając z prawa Hessa otrzymujemy, że standardowa entalpia reakcji **B** wynosi 75,9 kJ/ (1 mol (COOH)₂), czyli 7,59 J/(9 mg (COOH)₂). Uwzględniając to, że wydajność reakcji wynosi 50 % otrzymujemy ostatecznie, że próbka pobrała w wyniku reakcji 3,8 J.
- e.** Wąski zakres temperatur wskazuje na przejście fazowe. Obserwowaną przemianą było topnienie.
- f.** W całkowicie otwartym tygielku kwas szczawiowy na skutek sublimacji został usunięty z próbki, w związku z czym nie był obecny w próbce w temperaturze, w której mógłby ulec stopieniu.
- g.** Ilość ciepła pobrana przez próbkę byłaby mniejsza. Gazowe produkty reakcji **B** wykonują pracę przeciwko ciśnieniu atmosferycznemu, w związku z czym jeżeli próbka jest szczelnie zamknięta, to potrzeba dostarczyć mniejszą ilość ciepła, aby zaszła reakcja z wydzieleniem produktów gazowych.

ROZWIĄZANIE ZADANIA A5

a. Warunki zadania spełnia tylko wzór sumaryczny C₄H₈O₂  (estry)  (acetale)	
b. C₄H₈O₂ 	
c. Warunki zadania spełnia tylko wzór sumaryczny C₅H₁₂O 	d. Warunki zadania spełnia tylko wzór sumaryczny C₃H₄O₃  A (kwas pirogronowy)  B  C

ROZWIĄZANIE ZADANIA A6

Sekwencja peptydu: **Asp-Arg-Val-Tyr-Ile-His-Pro-Phe**

Aminokwas **I** – Asp: zawiera w cząsteczce grupę karboksylową w łańcuchu bocznym (Asp/Glu), stąd niska wartość pI, szkielet węglowy identyczny jak dla kwasu szczawiooctowego.

Aminokwas **II** – Arg: zawiera w cząsteczce grupę o właściwościach zasadowych (Arg/His/Lys), a skład pierwiastkowy sugeruje dużą zawartość azotu.

Aminokwas **III** – Val: zawiera w cząsteczce łańcuch boczny złożony wyłącznie z atomów węgla i wodoru (Ala/Ile/Leu/Pro/Val/Phe), masa cząsteczkowa o 14 g·mol⁻¹ (CH₂) mniejsza niż innego aminokwasu z tej grupy.

Aminokwas **IV** – Tyr: zawiera w cząsteczce pojedynczy pierścień aromatyczny (Phe/Tyr/His), reaguje z bromem (układ fenolowy).

Aminokwas **V** – Ile: łańcuch boczny złożony wyłącznie z atomów węgla i wodoru (Ala/Ile/Leu/Pro/Val), masa cząsteczkowa o $14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (CH_2) większa niż innego aminokwasu z tej grupy ($\rightarrow$ Ile/Leu), posiada 2 centra stereogeniczne (C_α , C_β).

Aminokwas **VI** – His: zawiera w cząsteczce grupę o właściwościach zasadowych (Arg/His/Lys) oraz pojedynczy pierścień aromatyczny (Phe/Tyr/His).

Aminokwas **VII** – Pro: II-rzędowa amina w reakcji z ninhydryną daje żółte zabarwienie (aminy pierwszorzędowe dają fioletowe zabarwienie).

Aminokwas **VIII** – Phe: zawiera w cząsteczce łańcuch boczny złożony wyłącznie z atomów węgla i wodoru (Ala/Ile/Leu/Pro/Val/Phe) oraz pojedynczy pierścień aromatyczny (Phe/Tyr/His).

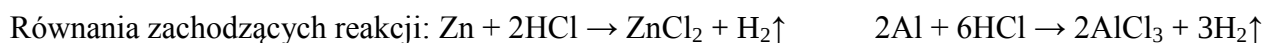
ROZWIĄZANIE ZADANIA A7

a. Ciśnienie suchego gazu wynosi $1006,58 - 31,46 = 975,12 \text{ hPa}$

$$p \cdot V/T = p_1 \cdot V_1/T_1 \Leftrightarrow V = p_1 \cdot V_1 \cdot T/(T_1 \cdot p)$$

$$V = (975,12 \text{ hPa} \cdot 78 \text{ cm}^3 \cdot 273 \text{ K}) / (298 \text{ K} \cdot 1013,25 \text{ hPa}) = 68,8 \text{ cm}^3$$

b. Oznaczmy liczbę moli Zn – x; liczbę moli Al – y



Liczba milimoli wydzielonego gazu to $68,8/22,400 = 3,070 \text{ mmol}$ ($22,400 \text{ cm}^3$ to objętość 1 milimola gazu w warunkach normalnych).

$$n_{\text{H}_2(\text{Zn})} = n_{\text{Zn}} = x \quad n_{\text{H}_2(\text{Al})} = 3/2 \cdot n_{\text{Al}} = 3/2 \cdot y$$

Układamy równania:

$$x + 3/2y = 0,00307$$

$$65,37 \cdot x + 26,98 \cdot y = 0,084$$

Po rozwiązaniu $x = 0,607 \text{ mmol Zn}$; $y = 1,642 \text{ mmol Al}$

Skład procentowy **% Al = 52,7** **% Zn = 47,3**

c. Ciśnienie gazu wynosi $1006,58 \text{ hPa}$

$$V = (1006,58 \text{ hPa} \cdot 78 \text{ cm}^3 \cdot 273 \text{ K}) / (298 \text{ K} \cdot 1013,25 \text{ hPa}) = 71 \text{ cm}^3 \text{ w warunkach normalnych.}$$

Liczba milimoli wydzielonego gazu to $71/22,400 = 3,170 \text{ mmol}$

Układamy równania:

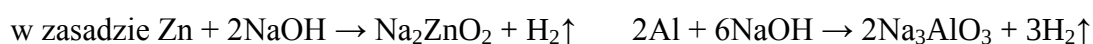
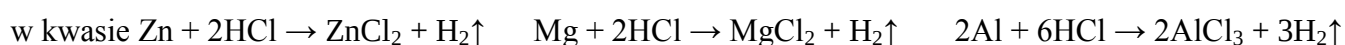
$$x + 3/2y = 0,00317 \quad 65,37 \cdot x + 26,98 \cdot y = 0,084$$

Po rozwiązaniu $x = 0,569 \text{ mmol Zn}$; $y = 1,734 \text{ mmol Al}$

Skład procentowy **% Al = 55,7** **% Zn = 44,3**

Uzyskany wynik znacznie odbiega od wyznaczonego z uwzględnieniem ciśnienia cząstkowego pary wodnej.

d. Należałoby wykonać dodatkowe oznaczenie roztwarzając stop w roztworze NaOH. W tym przypadku magnez by się nie roztworzył. Równania zachodzących reakcji:

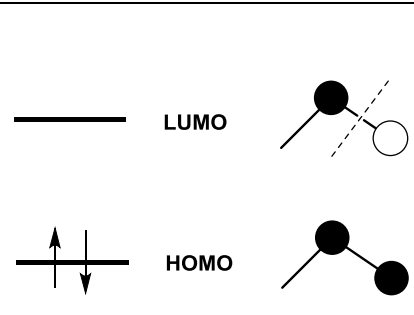


Równania reakcji zapisane z hydroksokompleksami też są w pełni poprawne.

Różnica w objętości zebranego gazu pomiędzy roztwarzaniem w kwasie, a roztwarzaniem w roztworze wodorotlenku odpowiadałaby ilości gazu z rozpuszczenia magnezu w kwasie.

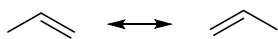
CZĘŚĆ B – ZADANIA FAKULTATYWNE

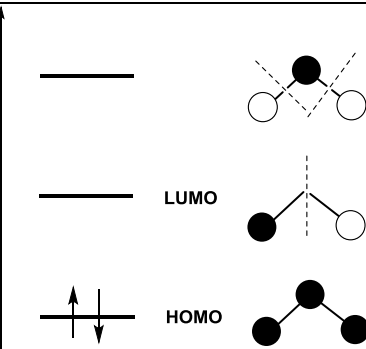
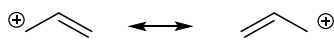
ROZWIĄZANIE ZADANIA B1

a.  1-propen	
Struktury rezonansowe: brak	

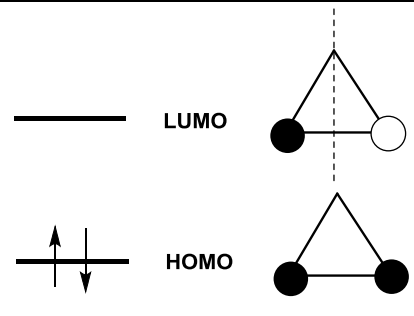
Orbitale molekularne 1-propenu są jakościowo identyczne z orbitalami etylenu, ponieważ tworzą je orbitale 2p tylko dwóch atomów węgla. Trzeci atom węgla posiada hybrydyzację sp^3 i wszystkie jego orbitale 2p wraz z orbitalami s biorą udział w wiązaniach C-H lub C-C. Związek ten nie ma trwałych struktur rezonansowych. 1-Propen nie jest aromatyczny ani antyaromatyczny ponieważ nie jest cykliczny.

Uwaga: narysowane poniższej struktury rezonansowe są BŁĘDNE, ponieważ trzeci atom węgla nie ma wolnych orbital 2p. Efektem tego jest różna długości wiązań C-C w cząsteczce 1-propenu i brak struktur rezonansowych.



b.  kation 1-propenylowy	
Struktury rezonansowe: 	

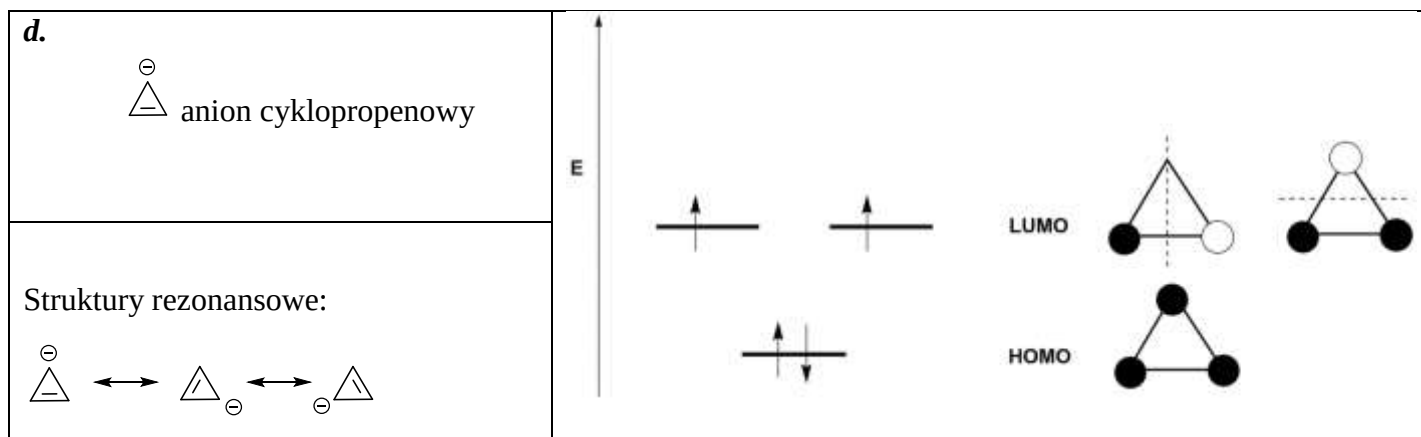
Orbitale molekularne kationu propylenowego są inne niż orbitale propenu, ponieważ tworzą je orbitale 2p trzech atomów węgla. Trzeci wolny atom węgla ma hybrydyzację sp^2 i jeden wolny orbital 2p, który nie bierze udziału w wiązaniach C-H. Wynikiem tego jest delokalizacja elektronów na całą cząsteczkę kationu, co przejawia się m.in. równą długością obydwu wiązań C-C w kationie oraz tym, że atomy węgla 1 oraz 3 są równocenne. Kation nie jest aromatyczny ani antyaromatyczny ponieważ nie jest cykliczny.

c.  cyclopropen	
Struktury rezonansowe: brak	

Orbitale molekularne cyclopropenu są jakościowo identyczne do orbitali etylenu, ponieważ tworzą je tylko orbitale 2p dwóch atomów węgla. Trzeci atom węgla ma hybrydyzację sp^3 i wszystkie jego orbitale

walencyjne (w tym 2p) biorą udział w wiązaniach C-H lub C-C. Związek ten nie ma struktur rezonansowych. Cyklopropen nie jest aromatyczny ani antyaromatyczny ponieważ nie ma układu sprzężonych wiązań podwójnych.

Uwaga: narysowane poniżej struktury rezonansowe są BŁĘDNE, ponieważ trzeci atom węgla nie ma wolnych orbitali 2p. Efektem tego jest różna długości wiązań C-C w cząsteczce i brak struktur rezonansowych.

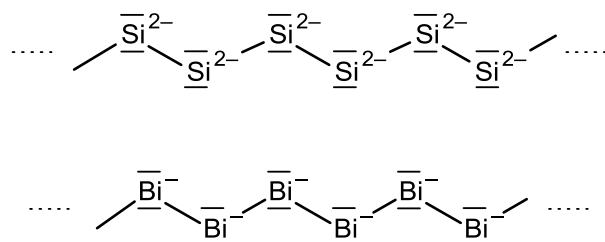


Orbitale molekularne anionu cyklopropylenowego są trochę podobne do orbitali kationu propylenowego, ale ponieważ jest to układ cykliczny to orbitale drugi i trzeci są zdegenerowane, tzn. mają taką samą energię i taką samą liczbę węzłów (jeden każdy). Na rysunku schematycznym trzeci atom węgla ma hybrydyzację 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 wiązań C-C w anionie 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 , przez co spełnia regułę $4n$ ($n = 1$). Jest również paramagnetyczny.

ROZWIĄZANIE ZADANIA B2

- Pierwiastek **X** można zidentyfikować na podstawie stosunków stechiometrycznych w dwóch reakcjach opisanych w zadaniu. Do pierwszej reakcji wzięto $0,158 \text{ g} / 39,10 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 4,041 \text{ mmol}$ potasu, a do drugiej $0,171 \text{ g} / 39,10 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 4,373 \text{ mmol}$. Dzieląc masy pierwiastka **X** wzięte do pierwszej i drugiej reakcji przez liczby moli potasu wzięte do tych reakcji otrzymamy odpowiednio $208,4$ i $418,2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Pozwala to zidentyfikować pierwiastek **X** jako bizmut o masie molowej $208,98 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ i dodatkowo stwierdzić, że stosunki molowe reagentów w pierwszej i drugiej reakcji wynoszą odpowiednio 1:1 i 1:2. Identyfikację bizmutu potwierdza dodatkowo informacja, że związek **A**, czyli KBi, jest izoelektronowy z CaSi. Anion X^- ze związku **A** musi być anionem pierwiastka o ładunku rdzenia atomowego +5, żeby był izoelektronowy z Si^{2-} .
- Na podstawie obliczeń stechiometrycznych z poprzedniego punktu można zapisać wzory sumaryczne:
A – KBi
B – KBi_2
- W izoelektronowych anionach Bi^- oraz Si^{2-} na jeden rdzeń atomowy pierwiastka przypada 6 elektronów walencyjnych, co oznacza, że dwa z nich muszą zostać uwspólnione z sąsiednimi rdzeniami atomowymi, aby każdy z nich osiągnął oktet elektronowy. Taka sytuacja prowadzi do powstawania cząsteczek

pierścieniowych lub polimerycznych łańcuchów, podobnie jak w odmianach alotropowych siarki. Z treści zadania wynika, że zarówno aniony Bi^- jak i Si^{2-} mają budowę łańcuchową ${}^\infty[\text{Bi}]^-$ i ${}^\infty[\text{Si}]^{2-}$, zatem ich wzór elektronowy Lewisa wygląda następująco:



- d.** Zmiana konformacji łańcuchowych anionów z helikalnej na płaską łańcuchowych pozwala na nakładanie się orbitali p_z krzemu o symetrii π względem wiązań Si-Si co pozwala na swobodne przepływanie elektronów pomiędzy nimi i w konsekwencji powoduje właściwości metaliczne. Podobny efekt jest obserwowany w amoniakacie związku **A** o stechiometrii $\text{KBi} \cdot \text{NH}_3$. Związek ten ma analogiczną strukturę krystaliczną do CaSi z płaskimi łańcuchowymi anionami ${}^\infty[\text{Bi}]^-$ i również wykazuje właściwości metaliczne. Należy tutaj zaznaczyć, że powyższe rozważania są jedynie przybliżeniem rzeczywistego, dużo bardziej skomplikowanego obrazu, polegającym na założeniu czysto jonowego charakteru wiązań w tych związkach.
- e.** Rozróżnienie pomiędzy typami sieci regularnych możliwe jest poprzez sprawdzenie, jakim liczbom naturalnym odpowiadają stosunki odwrotności kwadratów odległości międzypłaszczyznowych. W przypadku sieci prymitywnej możliwe są dowolne wskaźniki płaszczyzn sieciowych (hkl), stąd odwrotności kwadratów odległości międzypłaszczyznowych są proporcjonalne kolejno do 1 ($= 1^2 + 0^2 + 0^2$), 2 ($= 1^2 + 1^2 + 0^2$), 3 ($= 1^2 + 1^2 + 1^2$), 4 ($= 2^2 + 0^2 + 0^2$), 5 ($= 2^2 + 1^2 + 0^2$), 6 ($= 2^2 + 1^2 + 1^2$), 8 ($= 2^2 + 2^2 + 0^2$) itd. Natomiast w przypadku sieci wewnątrznie i ściennie centrowanych część refleksów nie będzie się pojawiać ze względu na wygaszenia. Na przykład, w przypadku sieci ściennie centrowanej spośród podanych wcześniej liczb nie pojawią się refleksy, którym odpowiadają liczby 1, 2, 5 i 6.

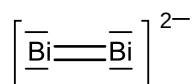
Korzystając ze wzoru Wulfa-Braggów: $d_{hkl} = \frac{\lambda}{2 \sin \theta_{hkl}}$, gdzie λ – oznacza długość fali, możemy policzyć odległości międzypłaszczyznowe refleksów zaobserwowanych na dyfraktogramie, i następnie policzyć odwrotności kwadratów tych liczb:

$2\theta_{hkl}$	d_{hkl}	$p = 1/d_{hkl}^2$	$p/p_{\min}$	$3p/p_{\min}$	n	hkl	$a / \text{\AA}$
16,11	5,4973	0,03309	1,00	3,00	3	111	9,522
26,46	3,3658	0,08827	2,67	8,00	8	220	9,520
31,13	2,8707	0,12135	3,67	11,00	11	311	9,521
32,55	2,7486	0,13236	4,00	12,00	12	222	9,522
37,76	2,3805	0,17647	5,33	16,00	16	400	9,522

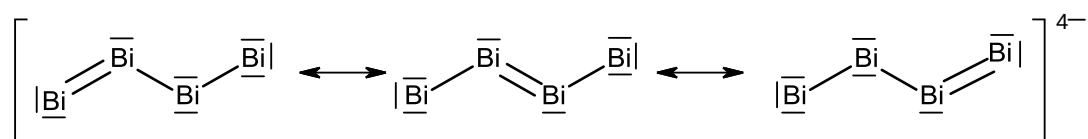
W czwartej kolumnie tabeli policzono stosunek odwrotności kwadratów danej odległości międzypłaszczyznowej i najmniejszej z tych odwrotności, dla której zaobserwowano refleks na dyfraktogramie. W kolumnie piątej znajdują się stosunki z kolumny czwartej pomnożone przez 3, tak żeby wszystkie z nich były zbliżone do liczb naturalnych. W kolumnie szóstej znajdują się sumy kwadratów wskaźników refleksów $h^2 + k^2 + l^2 = n$. Liczby te odpowiadają sieci ściennie centrowanej. W kolumnie siódmej

zamieszczono wskaźniki hkl poszczególnych refleksów. Warto zauważyć, że na dyfraktogramie nie pojawił się refleks 200 który nie musi być wygaszony w ogólnym przypadku sieci ściennie centrowanej, jednak w przypadku związku **B** jest on wygaszony z powodu obecności w strukturze krystalicznej dodatkowych elementów symetrii. W kolumnie ósmej umieszczono obliczony na podstawie równania kwadratowego parametr komórki elementarnej a . Średnia wartość stałej sieciowej wynosi $a_{sr} = 9,521 \text{ \AA}$.

- f. Wzór elektronowy Lewisa anionu można zapisać po zauważeniu, że anion ten jest izoelektronowy z cząsteczką ditlenu:



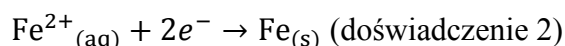
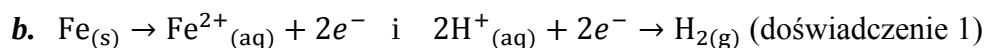
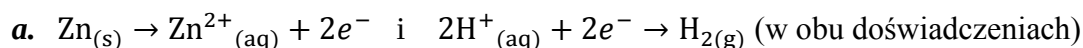
- g. Związek K_3Bi_2 zbudowany jest z kationów K^+ , anionów Bi_2^{2-} oraz zdelokalizowanych elektronów. Świadczy o tym, fakt, że po rozpuszczeniu tej substancji w etylenodiaminie z dodatkiem kryptandu otrzymuje się intensywnie zabarwiony roztwór oraz osad $(\text{K-kryptand}[2.2.2])_2\text{X}_2$. Silne zabarwienie roztworu pochodzi od solwatowanych elektronów, a dodatkowo informacja o właściwościach metalicznych K_3Bi_2 wskazuje, że wolne elektrony w nim są zdelokalizowane.
- h. Aniony Bi_4^{4-} są płaskie i zawierają 24 elektrony. Informacja o tym, że są płaskie wskazuje na to, że pomiędzy atomami Bi w anionach tych występują wiązania π . Można zatem strukturę elektronową tych anionów wyrazić za pomocą następujących wzorów mezoemerycznych:



Rząd wiązania Bi–Bi wynosi na podstawie powyższego wzoru $4/3$ i wiązania te powinny być krótsze niż wiązania pojedyncze. W związku K_5Bi_4 występują dodatkowo zdelokalizowane w obrębie całego kryształu elektrony nadające mu właściwości metaliczne. Gęstość elektronowa od tych elektronów występuje po części w antywiążących orbitalach π^* , co powoduje dodatkowe wydłużenie wiązań Bi–Bi tak, że są one jedynie nieco krótsze niż pojedyncze wiązania Bi–Bi.

- i. Jednoatomowe aniony bizmutu muszą zawierać oktet elektronów walencyjnych i w konsekwencji mają ładunek $3-$. Związek potasu zawierający te aniony będzie miał więc wzór sumaryczny K_3Bi .

Rozwiązanie zadania B3



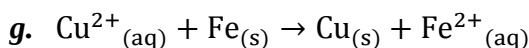
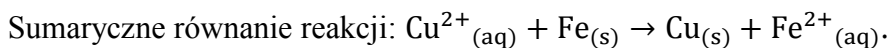
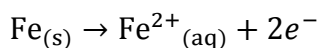
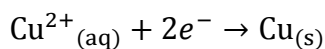
c. $E_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}} = E^0_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}} + \frac{RT}{2F} \ln[\text{Zn}^{2+}] = E^0_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}} + \frac{2,303RT}{2F} \log[\text{Zn}^{2+}] = -0,76 + \frac{0,059}{2} \log \left[\frac{0,001}{0,05} \right] = -0,81 \text{ V}$

$E_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}} = -0,53 \text{ V}$ (obliczenia analogiczne)

d. $E_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}} = E^0_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}} + \frac{RT}{2F} \ln[\text{Fe}^{2+}] = E^0_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}} + \frac{2,303RT}{2F} \log[\text{Fe}^{2+}] = -0,44 + \frac{0,059}{2} \log \left[\frac{0,000025}{0,1} \right] = -0,55 \text{ V}$

e. W analogicznych obliczeniach potencjał półogniwa cynkowego wynosi $-0,82\text{ V}$, jednak blaszka jest zanurzona w kwasie, związku z czym na półogniwie może zachodzić również wydzielanie wodoru, a to również będzie mieć wpływ na stężenie jonów cynku w próbce.

f. Żelazo jest położone w szeregu elektrochemicznym przed wodorem, a miedź za wodorem, dlatego w doświadczeniu 3 żelazo ulega utlenieniu, a miedź redukcji:



Czyli dla 1 mola zmiana masy płytki żelaznej wynosi $64 - 56 = 8\text{ g}$

$8\text{ g} - 1\text{ mol jonów żelaza przeszedł do roztworu}$

$10\text{ mg} - 1,25\text{ mmola}$

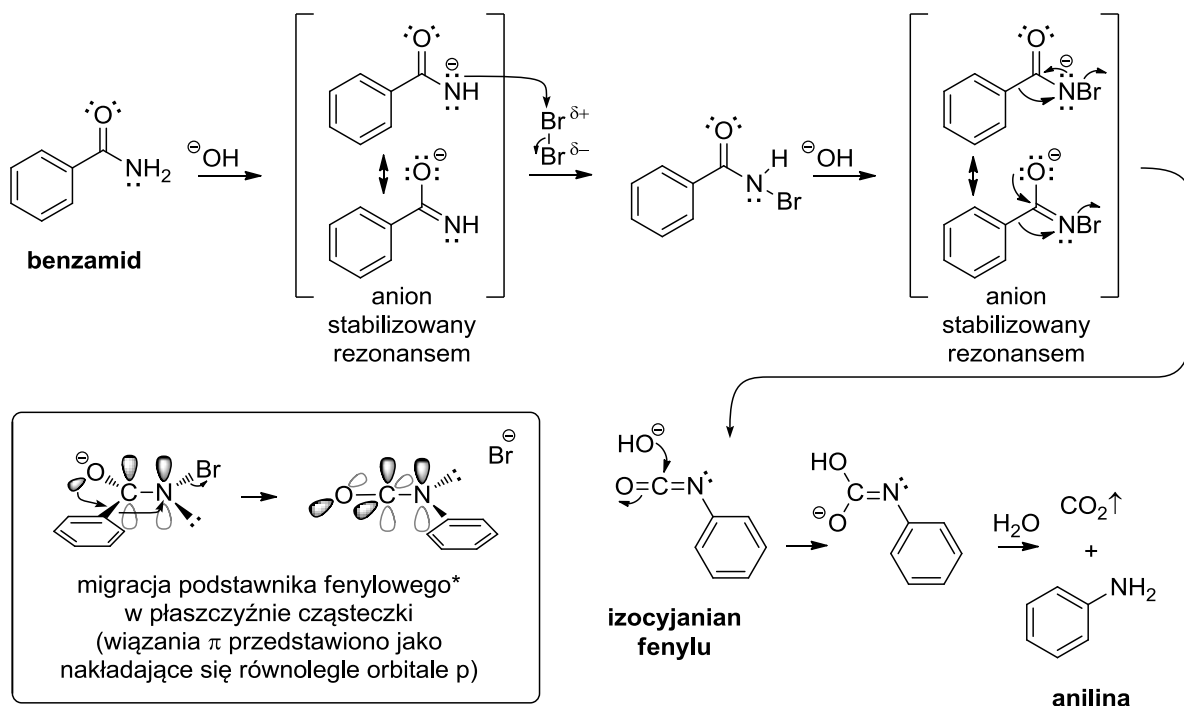
$$m_{\text{Fe}^{2+}} = 1,25 \cdot 10^{-3} \cdot 56 = 70\text{ mg}$$

h. Należy użyć cynku ponieważ cynk, ze względu na położenie w szeregu elektrochemicznym będzie pełnił rolę anody, czyli będzie pierwszy ulegał korozji.

i. Pokrywanie warstwą cynku jest metodą skuteczniejszą niż warstwą lakieru – warstwa lakieru zapewnia ochronę tylko pod warunkiem, że jest nienaruszona. Warstwa metalu chroni również w przypadku jeżeli nie pokrywa w całości powierzchni widelca.

ROZWIĄZANIE ZADANIA B4

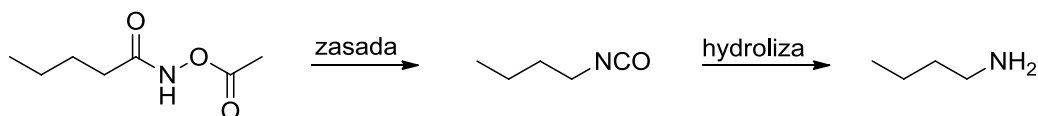
a. Mechanizm przegrupowania Hofmanna przedstawiony jest poniżej:



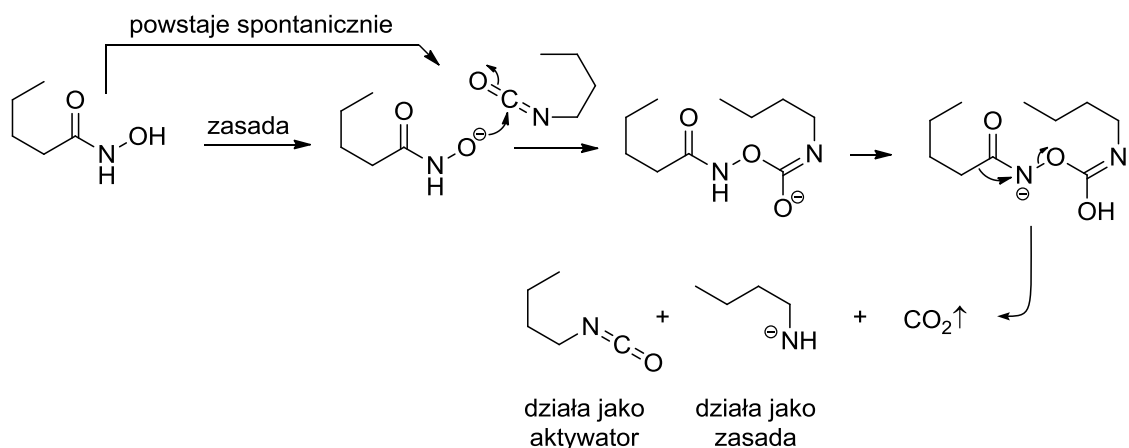
* - pierścień ustawiono na płasko dla uproszczenia

Warto zwrócić uwagę, że na projekcji trójwymiarowej migracja podstawnika fenylowego następuje w płaszczyźnie cząsteczki tworząc izocyjanian zawierający dwa skumulowane wiązania podwójne (ramka). Ruch elektronów na etapie migracji podstawnika (zakrzywione strzałki) możemy zapisać dla każdej ze struktur rezonansowych anionu *N*-bromoamidu (patrz nawias w górnym prawym rogu rysunku).

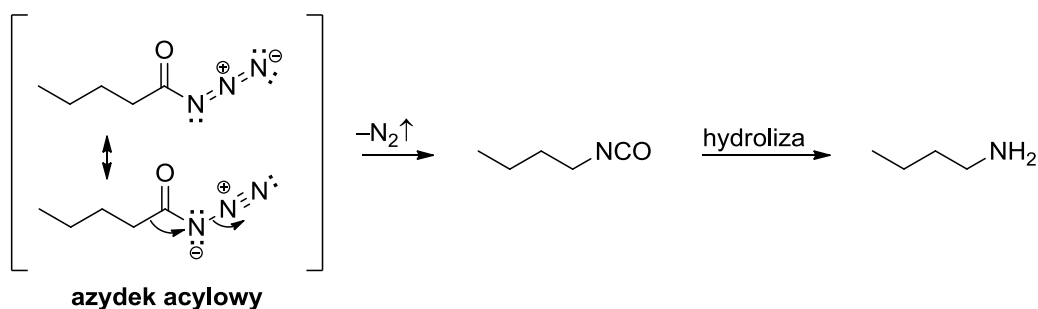
- b.** Mechanizm przegrupowania Lossena jest bardzo podobny do przegrupowania Hofmanna, z tą różnicą, że grupą opuszczającą nie jest anion halogenkowy (np. Br^-), lecz karboksylan (np. CH_3CO_2^-). Produktem przegrupowania i następczej hydrolizy przedstawionego związku będzie więc *n*-butyloamina.



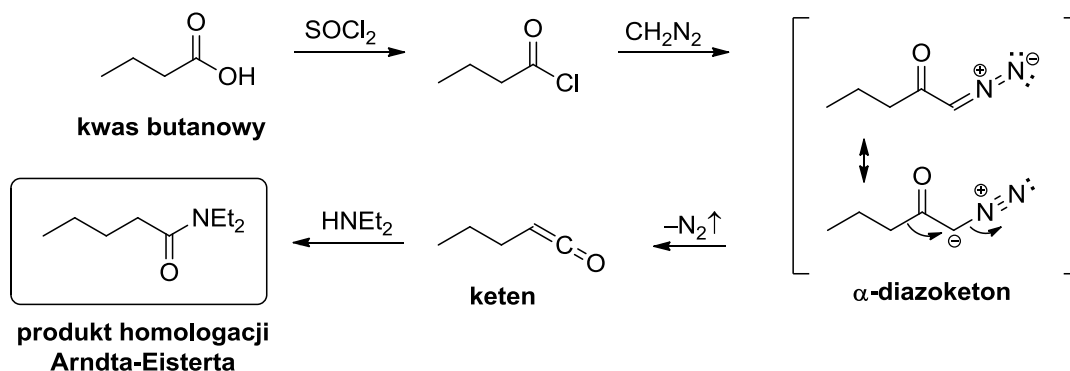
- c.** Wskazówka sugeruje, że w warunkach reakcji spontanicznie może utworzyć się pewna niewielka ilość izocyjanianu. Reakcja izocyjanianu z *O*-anionem kwasu hydroksamowego (podobnie jak w przypadku hydrolizy w warunkach zasadowych), prowadzi do pochodnej tego amidu, zawierającej na atomie azotu grupę opuszczającą.



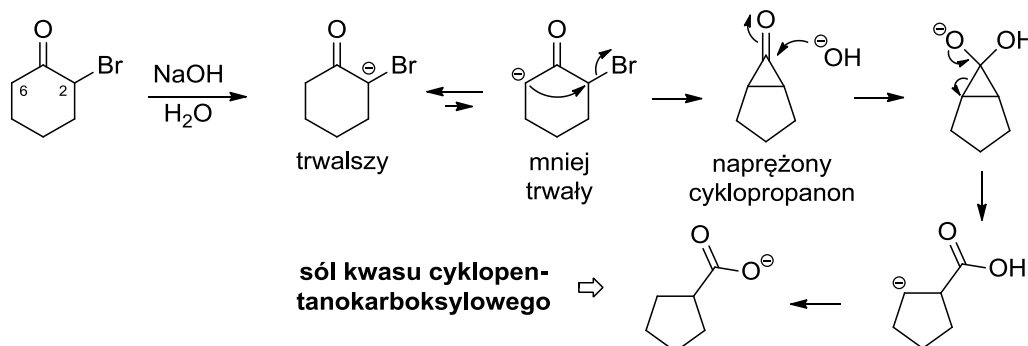
- d.** W przegrupowaniu Curtiusa azydków acylowych migracja podstawnika wypycha cząsteczkę azotu (N_2), która jest szczególnie dobrą grupą opuszczającą. Ładunek ujemny na atomie azotu związanym z grupą karbonylową występuje w jednej z form rezonansowych anionu azydkowego.



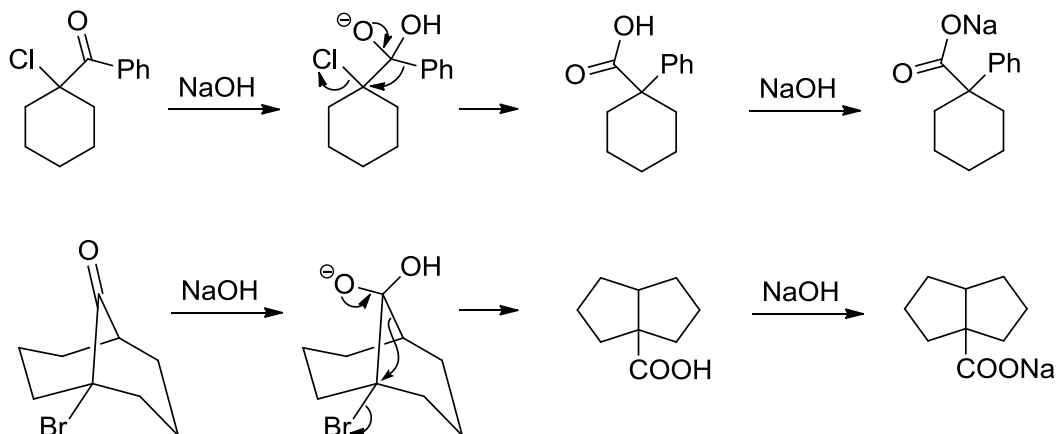
- e.** Mechanizm przegrupowania Wolffa wykazuje znaczne podobieństwo do przegrupowania Curtiusa, diskutowanego w punkcie d). Rozważając struktury rezonansowe α -diazoketonu możemy, podobnie jak dla azydków acylowych, zidentyfikować centrum nukleofilowe na atomie związanym bezpośrednio z grupą karbonylową. W efekcie migracja podstawnika i odejście grupy opuszczającej (N_2) prowadzi do układu skumulowanych wiązań podwójnych (podstawionego ketenu), a w reakcji z dietyloaminą tworzy się ostatecznie do amid o przedłużonym łańcuchu węglowym (*N,N*-dietyloamid kwasu pentanowego).



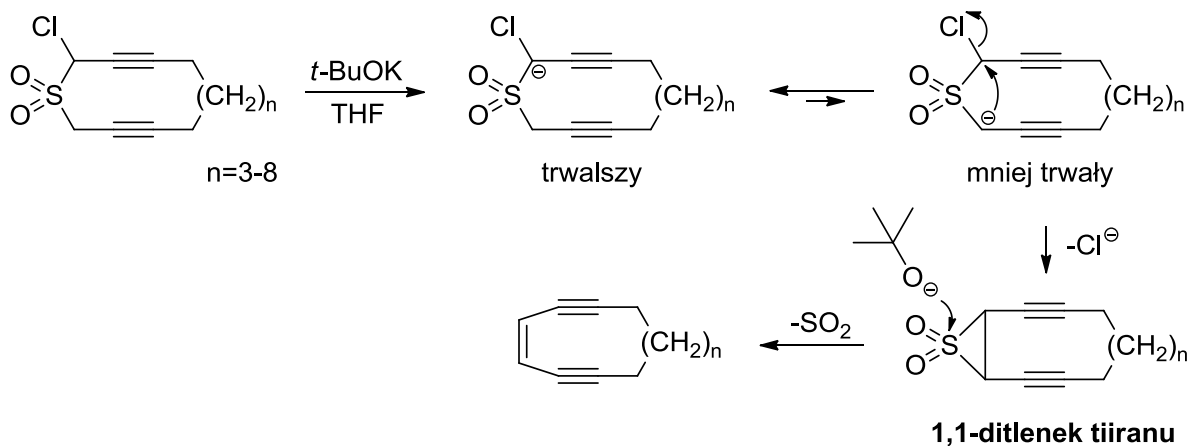
f. Mechanizm przegrupowania Faworskiego przedstawiony jest na schemacie poniżej:



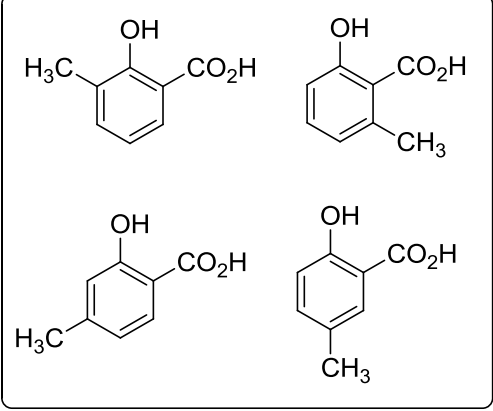
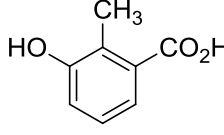
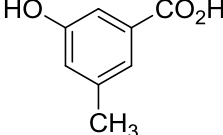
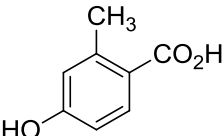
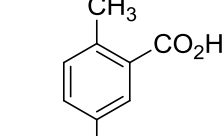
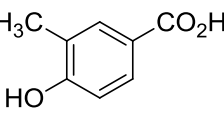
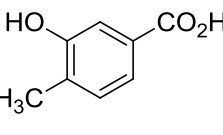
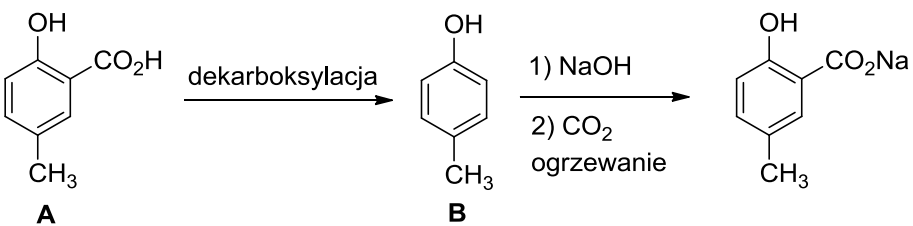
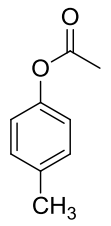
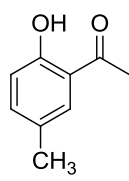
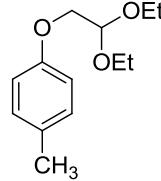
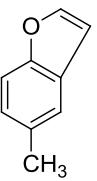
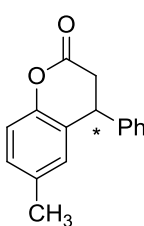
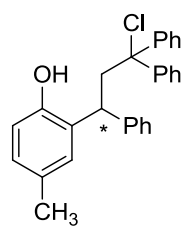
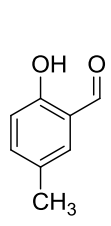
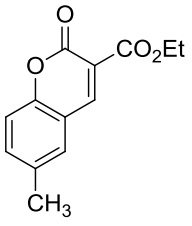
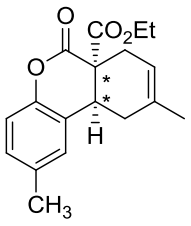
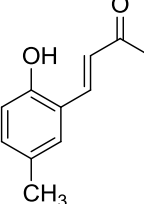
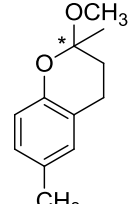
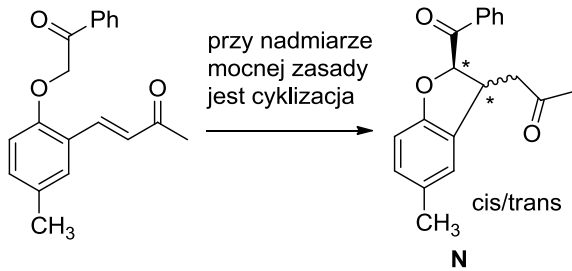
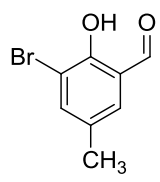
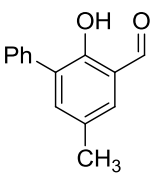
g. Ponieważ przedstawione poniżej substraty nie posiadają kwasowych atomów wodoru w pozycjach α względem grupy karbonylowej, jon wodorotlenowy działa jako nukleofil, przyłączając się do grupy karbonylowej. W kolejnym etapie migracja podstawnika (szkieletu węglowego) z jednoczesnym "wypchnięciem" anionu chlorkowego, prowadzi jak w punkcie f) do soli kwasów karboksylowych.

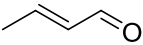
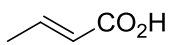
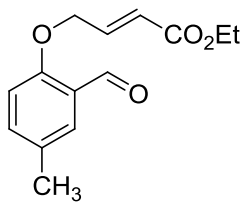
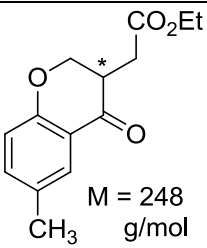
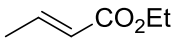
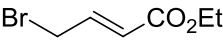


h.



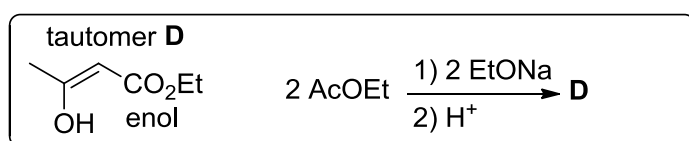
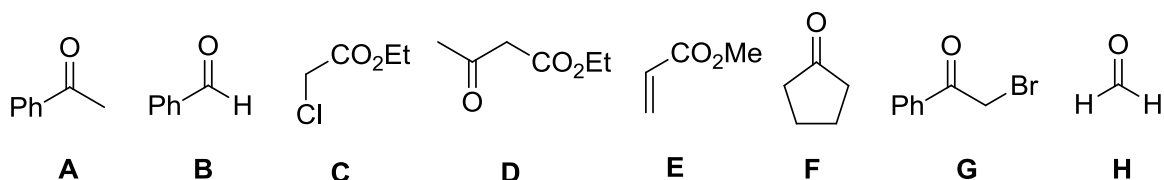
ROZWIĄZANIE ZADANIA B5

a.	 kwasy metylsalicylowe      
b.	 A B
c.	 C  D  E  F M = 132 g/mol  G M = 238 g/mol  H  I  J M = 232 g/mol  K  L M = 176 g/mol  M  przy nadmiarze mocnej zasady jest cyklizacja N cis/trans  O  P M = 212 g/mol

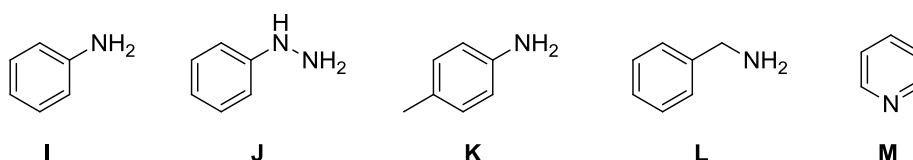
	 R	 S	 W	 Y
	 T	 U		M = 248 g/mol

ROZWIĄZANIE ZADANIA B6

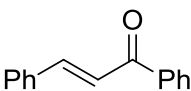
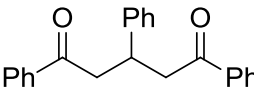
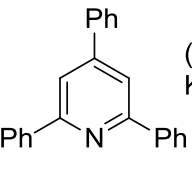
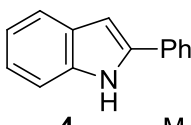
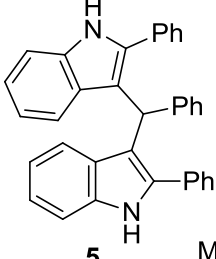
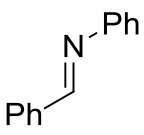
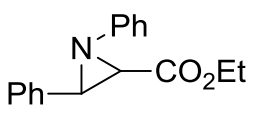
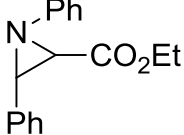
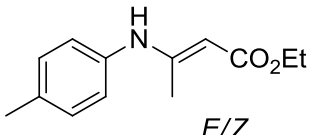
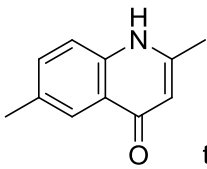
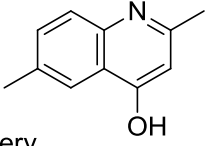
I.

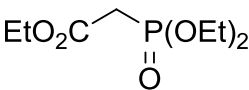
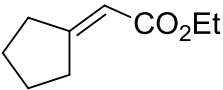
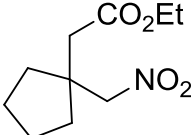
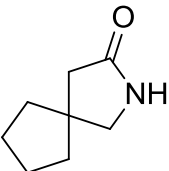
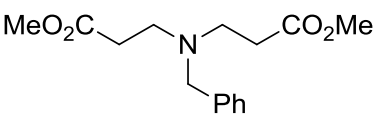
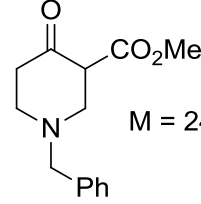
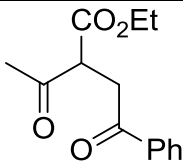
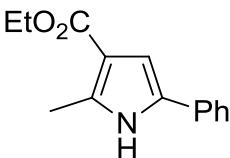
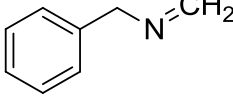
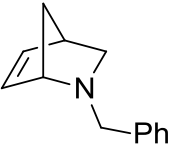
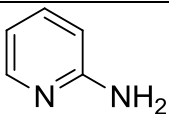
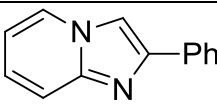
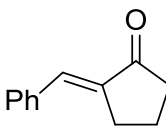
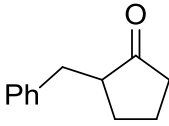
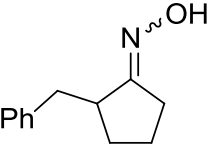
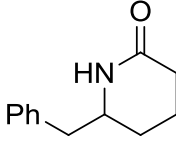
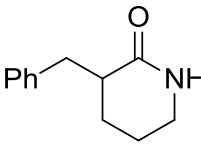
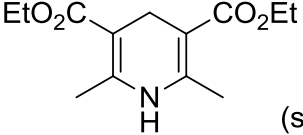
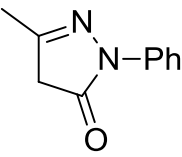
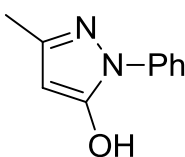


II.

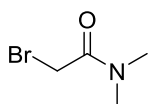


III.

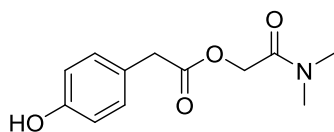
a)	 1	 2	 3	(synteza pirydyny Kröhnke) M = 307 g/mol
b)	 4	(synteza indoli Fishera) M = 193 g/mol (Emil Fisher - laureat Nagrody Nobla z 1902 roku)	 5	M = 474 g/mol
c)	 6	 <i>trans</i>	 <i>cis</i>	M = 267 g/mol
d)	 8	 tautomery 9	 M = 173 g/mol	

e)	 10  11  12  13 M = 139 g/mol
f)	 14  15 M = 247 g/mol
g)	 16  17 (produkt reakcji Paala-Knorra) M = 229 g/mol
h)	 18 (nie jest wydzielany)  19 (produkt reakcji aza-Diels-Aldera) M = 185 g/mol
i)	 20 (produkt reakcji Cziczibabina)  21 M = 194 g/mol
j)	 22  23  24  25  uboczny M = 189 g/mol (produkt przegrupowania Beckmanna)
k)	 26 M = 253 g/mol (synteza dihydropirydyn Hantzsch)
l)	 27 tautomery  M = 174 g/mol

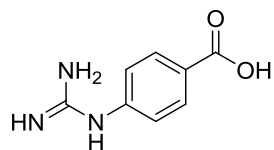
ROZWIĄZANIE ZADANIA B7



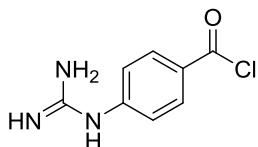
A



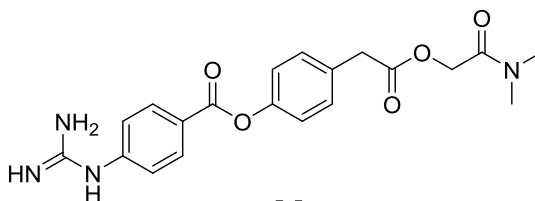
B



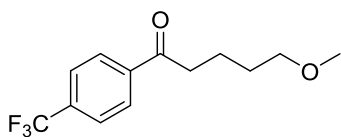
C



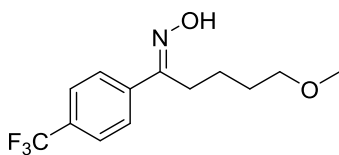
D



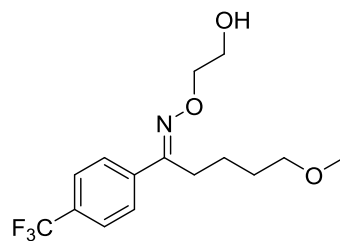
X



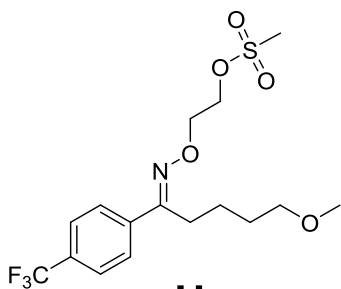
E



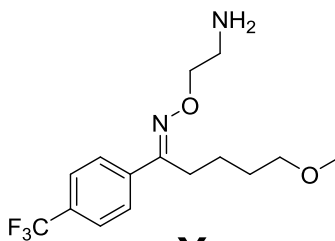
F



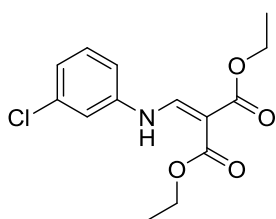
G



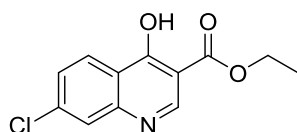
H



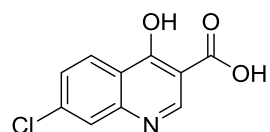
Y



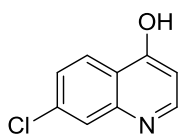
I



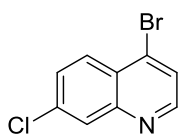
J



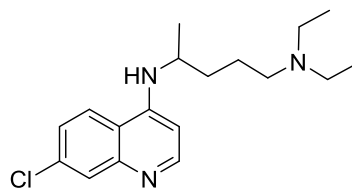
K



L



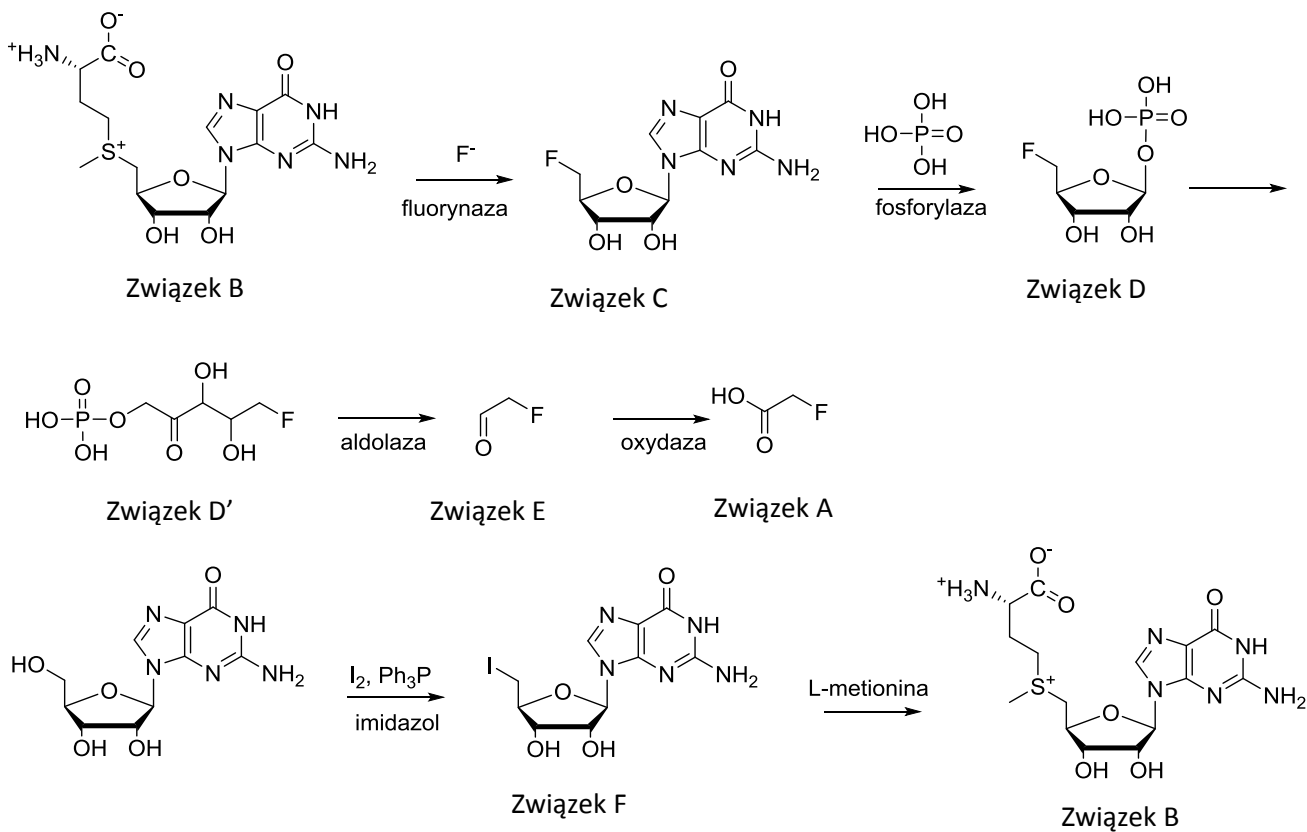
M



Z

ROZWIĄZANIE ZADANIA B8

a.

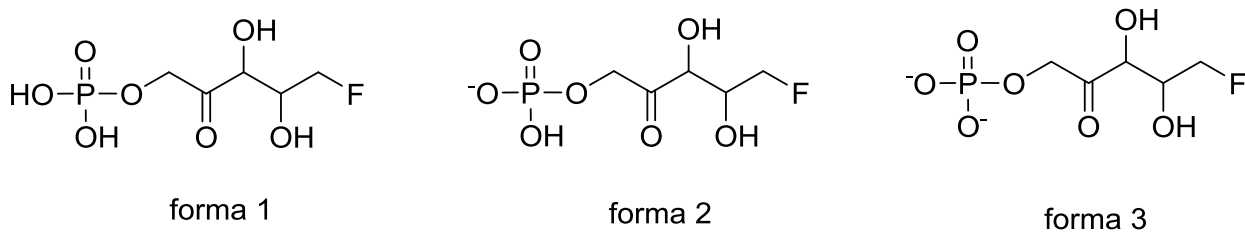


b. Widma NMR związku A:

1H NMR: 1H (br s), 2H (d) (ze względu na sprzężenie z F)

^{19}F NMR: 1F (t) (ze względu na sprzężenie z CH_2)

c.



pH 1 – przewaga formy 1

pH 5,5 – przewaga formy 2

pH 7,5 – przewaga formy 3

pH 6,5 – brak formy przeważającej, mniej więcej równomolowa mieszanina form 2 i 3.

ROZWIĄZANIE ZADANIA B9

- a. Znajdujemy zawartość procentową tlenu. Wynosi ona odpowiednio 26,42% dla związku **A** i 26,69% dla związku **B**.

Dzieląc zawartości procentowe pierwiastków przez ich masy atomowe otrzymujemy:

	n_C	n_H	n_N	n_O	n_S
A	2,476	5,774	0,825	1,651	0,825
B	2,497	4,990	0,832	1,664	0,832

Dzieląc z kolei uzyskane wartości przez najmniejszą wartość w wierszu (zaokrąglając do liczb całkowitych) otrzymujemy :

	n_C	n_H	n_N	n_O	n_S
A	3	7	1	2	1
B	3	6	1	2	1

Tak więc uzyskuje się empiryczne wzory: **A** – $C_3H_7NO_2S$ **B** - $C_3H_6NO_2S$

- b. Obliczając masy molowe ze wzoru empirycznego otrzymujemy $M_A=121,16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ i $M_B=120,15 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Porównując te wartości z masami 1 mola związku **A** i **B** można stwierdzić, że związek **A** ma wzór sumaryczny taki jak wzór elementarny, zaś wzór sumaryczny związku **B** to podwojenie jego wzoru elementarnego i wynosi $C_6H_{12}N_2O_4S_2$.

ROZWIĄZANIE ZADANIA B10

I

- a. Ciśnienie czystego CO_2 wynosi $1014,58 - 27,86 = 986,72 \text{ hPa}$

$$987,72 \cdot 98,7 = \frac{m_{\text{gazu}}}{44} \cdot 296 \cdot 8,314 \cdot 10^4 \rightarrow m_{\text{gazu}} = 0,174 \text{ g}$$

Zawartość procentowa = 34,8%

- b. Z próbki wydzielilo się 0,174 g CO_2 co stanowi 3,957 mmola.

W wyniku miareczkowania kompleksometrycznego oznaczono liczbę milimoli jonów wapnia:

$$n_{Ca} = n_{EDTA} = c_{EDTA} \cdot V_{EDTA} \quad n_{Ca} = 0,0170 \cdot 22,75 = 0,3868 \text{ mmol}$$

Uwzględniając, że do miareczkowania pobrano 1/10 część próbki całość oznaczonych jonów wapnia to 3,868 mmol.

Tak więc liczba milimoli CO_2 jest większa niż liczba milimoli wapnia, wobec czego część wydzielonego ditlenku węgla tj. 0,0891 mmol pochodzi prawdopodobnie z rozkładu $FeCO_3$. Zanieczyszczenia węglanowe w postaci $FeCO_3$ wynoszą 10,3 mg co stanowi 2,1%.

- c. Jeśli w roztworze znajdują się jony $Ca(II)$ i mała ilość jonów $Mg(II)$ to dodanie czerni eriochromowej T powoduje powstanie barwnego kompleksu $Mg(In)^+$. Miareczkowanie tej mieszaniny za pomocą EDTA powoduje najpierw powstawanie kompleksów $Ca(Y)^{2-}$ a w samej końcówce miareczkowania $Mg(Y)^{2-}$ z wyparciem wskaźnika i zmiany barwy roztworu na granatową.

II

- a. Oznaczmy liczbę mmoli CO przez x, CH_4 przez y a N_2 przez z.

$$x + y + z = 20,0/22,4 = 0,892$$

Korzystając z danych z tabeli

$$0,5x + 2y = (100,0 - 79,0)/22,4 = 21,0/22,4 = 0,938$$

Powstało CO₂ (z tablicy)

$$x + y = (79,0 - 61,0)/22,4 = 18,0/22,4 = 0,803$$

Po rozwiązaniu równań :

$$x = 0,446 \text{ mmol CO} \quad y = 0,357 \text{ mmol CH}_4 \quad z = 0,089 \text{ mmol N}_2$$

Procentowe ułamki molowe:

$$\text{CO} = 0,446 \cdot 100\% / 0,892 = 50\%; \quad \text{CH}_4 = 0,357 \cdot 100\% / 0,892 = 40\%; \quad \text{N}_2 = 0,089 \cdot 100\% / 0,892 = 10\%$$

b. Masa mieszaniny $m = m_{\text{CO}} + m_{\text{CH}_4} + m_{\text{N}_2}$

$$m_{\text{CO}} = n_{\text{CO}} \cdot M_{\text{CO}}; \quad m_{\text{CH}_4} = n_{\text{CH}_4} \cdot M_{\text{CH}_4}; \quad m_{\text{N}_2} = n_{\text{N}_2} \cdot M_{\text{N}_2};$$

$$m = (0,446 \cdot 28 + 0,357 \cdot 16 + 0,089 \cdot 28) \cdot 10^{-3} = 0,02069 \text{ g}$$

$$m_{\text{C}} = (n_{\text{CO}} + n_{\text{CH}_4}) \cdot 10^{-3} \cdot M_{\text{C}} = (0,446 + 0,357) \cdot 10^{-3} \cdot 12 = 0,00964 \text{ g}$$

Zawartość procentowa węgla w mieszaninie wynosi 46,6%.

Należy zaznaczyć, że możliwe jest obliczenie procentowej zawartości węgla bez obliczania mas mieszaniny (CO, CH₄ i N₂) i masy CO i CH₄.

III

a. Liczba mmoli CO₂: $(80,0 - 78,7)/22,4 = 1,3/22,4 = 0,058$

Liczba mmoli węglowodorów nienasyconych: $(78,7 - 75,5)/22,4 = 0,143$

Liczba mmoli O₂: $(75,5 - 75,1)/22,4 = 0,018$

Liczba mmoli CO: $(75,1 - 68,3)/22,4 = 0,304$

Liczba mmoli gazu świetlnego $80/22,4 = 3,571$

Procentowe ułamki molowe poszczególnych składników wynoszą:

$$0,058 \cdot 100\% / 3,571 = 1,6\% \text{ CO}_2$$

$$0,143 \cdot 100\% / 3,571 = 4,0\% \text{ węglowodorów nienasyconych}$$

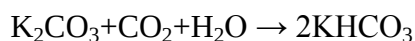
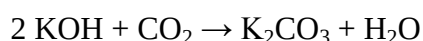
$$0,018 \cdot 100\% / 3,571 = 0,5\% \text{ O}_2$$

$$0,304 \cdot 100\% / 3,571 = 8,5\% \text{ CO}$$

$$3,049 \cdot 100\% / 3,571 = 85,4\% \text{ gazów nie absorbujących się (N}_2, \text{CH}_4)$$

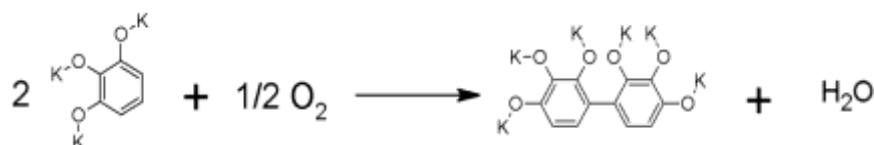
b. Równania reakcji pochłaniania gazów.

CO₂ absorbowany jest w 30% roztworze KOH, gdzie zachodzą reakcje:

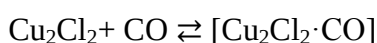
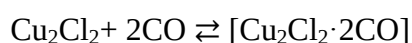


Do pochłaniania tlenu stosowany jest zasadowy (KOH) roztwór pirogalolu C₆H₃(OH)₃.

W procesie tym, tlen utlenia pirogalolan potasu, a jednym z wielu produktów jest sól potasowa heksahydroksybifenylu.



Do absorpcji tlenku węgla stosowany jest amoniakalny roztwór chlorku miedzi(I), w którym powstają związki kompleksowe.



Obecność amoniaku powoduje przesuwanie równowagi reakcji w prawo:

