



Poz. 131

UCHWAŁA NR 8
RADY DYDAKTYCZNEJ DLA KIERUNKÓW STUDIÓW CHEMIA, CHEMIA
(CHEMISTRY), CHEMIA MEDYCZNA, CHEMIA STOSOWANA, CHEMICZNA
ANALIZA INSTRUMENTALNA, ENERGETYKA I CHEMIA JĄDROWA,
ZAAWANSOWANE METODY INSTRUMENTALNE I TECHNIKI POMIAROWE

z dnia 7 kwietnia 2020 r.

w sprawie szczegółowych zasad dyplomowania na kierunku Chemia
organizowanym na Wydziale Chemii Uniwersytetu Warszawskiego

Na podstawie § 68 ust. 2 Statutu Uniwersytetu Warszawskiego (Monitor UW z 2019 r. poz. 190) oraz Uchwały nr. 4 Uniwersyteckiej Rady ds. Kształcenia (URK) dotyczących procesu dyplomowania na Uniwersytecie Warszawskim Rada Dydaktyczna Wydziału Chemii postanawia, co następuje:

§ 1

1. Formułuje się szczegółowe zasady dyplomowania na kierunku Chemia organizowanym na Wydziale Chemii Uniwersytetu Warszawskiego.
2. Zasady, o których mowa w ust. 1, stanowią załącznik do uchwały

§ 2

Uchwała wchodzi w życie z dniem podjęcia.

Przewodniczący rady dydaktycznej:
dr hab. Beata Krasnodębska-Ostręga

**SZCZEGÓŁOWE ZASADY DYPLOMOWANIA
NA KIERUNKU CHEMIA
ORGANIZOWANYM NA WYDZIALE CHEMII UNIwersYTETU WARSZAWSKIEGO**

§ 1

1. Rada Dydaktyczna Wydziału Chemii w drodze uchwały określa szczegółowe zasady procesu dyplomowania na kierunku Chemia składające się z:

- 1). Szczegółowe zasady przygotowywania i oceny prac dyplomowych.
- 2). Szczegółowe zasady przeprowadzania prac dyplomowych - postanowienia ogólne.
- 3). Szczegółowe zasady przeprowadzania prac dyplomowych na studiach pierwszego stopnia.
- 4). Szczegółowe zasady przeprowadzania prac dyplomowych na studiach drugiego stopnia.
- 5). Szczegółowe zasady monitorowania procesu dyplomowania.

§ 2

1. Szczegółowe zasady przygotowania i oceny pracy dyplomowej.

- 1). Pracę dyplomową składa się w formie papierowej w trzech egzemplarzach.
- 2). Praca dyplomowa powinna zawierać następujące elementy:
 - streszczenie,
 - opis aktualnego stanu wiedzy na dany temat i wyjaśnienie celowości podjęcia danych badań,
 - hipoteza badawcza lub cel pracy,
 - metodyka badań lub część eksperymentalna,
 - omówienie uzyskanych wyników i ich dyskusja,
 - wnioski,
 - spis cytowanej literatury.
- 3). Praca dyplomowa może być napisana w języku angielskim. Wówczas w pracy umieszcza się wymagane odrębnymi przepisami elementy (streszczenie, oświadczenia studenta i kierującego pracą) w języku pracy i w języku polskim.
- 4). Praca dyplomowa oceniana jest zgodnie z wytycznymi Regulaminu Studiów UW (§ 46 ust. 1 i 13) oraz wytycznymi dotyczącymi procesu dyplomowania na Uniwersytecie Warszawskim (URK Uchwała nr. 4 § 2 ust. 2 pkt 1 i 2) odpowiednio:
 - dla pracy dyplomowej na studiach pierwszego stopnia tematyka pracy określana jest przez kierującego pracą, tak aby przygotować studenta do prowadzenia badań naukowych. Prowadzone badania powinny być zgodne z aktualnym stanem wiedzy, a praca może mieć charakter odtwórczy w oparciu o opublikowane dane lub patenty. Wówczas opisuje się metodykę badań zaprezentowanych w cytowanej literaturze i własne wyniki.
 - dla pracy dyplomowej na studiach drugiego stopnia tematyka pracy określana jest przez kierującego pracą, tak aby student osiągnął umiejętność prowadzenia badań naukowych, dlatego badania te powinny posiadać cechy nowości. Wówczas opisuje się metodykę własnych badań, wyniki oraz wnioski.

5). Recenzja pracy dyplomowej musi zawierać następujące elementy: imię i nazwisko autora, tytuł, imię i nazwisko kierującego lub recenzenta pracy, miejsce wykonania pracy, ocenę zgodności treści pracy z tematem określonym w tytule, ocenę formalną pracy (układ pracy, poprawność języka, opanowanie techniki pisanie pracy), ocenę merytoryczną pracy, sposób wykorzystania pracy (publikacja, materiał źródłowy, itp.), inne uwagi oraz ocenę pracy zgodnie ze skalą ocen określoną w § 34 ust. 2 Regulaminu Studiów na UW. Przy ocenie pracy licencjackiej nie wskazuje się sposobu wykorzystania pracy. Recenzja pracy dyplomowej musi być zatwierdzona i udostępniona studentowi na co najmniej trzy dni przed terminem egzaminu dyplomowego.

6) Zgodnie z Regulaminem UW (§ 46 ust. 6) wspólne przygotowanie pracy dyplomowej przez studentów jest dopuszczane po pozytywnym zaopiniowaniu przez Radę Dydaktyczną Wydziału Chemii wniosku kierującego pracą.

§3

W celu przeprowadzenia egzaminu dyplomowego w języku angielskim, student składa odpowiedni wniosek równocześnie ze złożeniem pracy dyplomowej.

§4

1. Szczegółowe zasady przeprowadzania egzaminu dyplomowego na studiach pierwszego stopnia obejmują:

1). Egzamin dyplomowy studiów pierwszego stopnia składa się z:

- krótkiej ustnej prezentacji wyników i treści pracy przez dyplomanta,
- odpowiedzi na co najmniej dwa pytania dotyczące pracy, zadane przez członków komisji egzaminacyjnej,
- odpowiedzi na cztery pytania, które zdający losuje po jednym z następujących działów chemii:

- chemii nieorganicznej i analitycznej,
- chemii organicznej, technologii chemicznej i biochemii,
- chemii fizycznej i spektroskopii,
- chemii teoretycznej i krystalografii.

2). Na stronie Wydziału Chemii jest udostępniany zakres wymagań do egzaminu dyplomowego na studiach pierwszego stopnia z działów chemii określonych w pkt. 1). Zakres ten przygotowany jest przez zespół nauczycieli akademickich wskazanych przez KJD i stanowi załącznik nr 2 do uchwały.

3). Komisja egzaminacyjna podczas egzaminu dyplomowego pierwszego stopnia składa się z:

- przewodniczącego (spoza działu chemii określonego podczas składania dokumentów dotyczących wyboru specjalizacji)
- kierującego pracą
- recenzenta
- dwóch członków komisji reprezentujących pozostałe działy chemii.

4). Na wniosek KJD, Rada Dydaktyczna Wydziału Chemii ustala listę nauczycieli akademickich (maksymalnie 5 osób z każdego z działów chemii określonych w pkt. 1.) spośród których będzie wybieranych dwóch członków komisji, o których mowa w § 4 ust. 3.

5). Komisja ocenia wszystkie części składowe odpowiedzi ustnej łącznie, stosując skalę, o której mowa w § 34 ust. 3 Regulaminu Studiów na UW. Ocena uzyskana z czterech

losowanych pytań stanowi 50% końcowego wyniku egzaminu dyplomowego studiów pierwszego stopnia.

6). Wynik studiów pierwszego stopnia, o którym mowa w § 52 Regulaminu Studiów na UW, stanowi ocena z pracy (0.2), średnia ocen ze studiów (0.7) oraz ocena z egzaminu dyplomowego (0.1) zaokrąglona do 0,5 przy stosowaniu skali, o której mowa w § 34 ust. 3 Regulaminu Studiów na UW.

7). Z egzaminu dyplomowego sporządza się protokół, jest on formą zapisu przebiegu egzaminu dyplomowego i decyzji komisji o nadaniu tytułu zawodowego.

§5

1. Szczegółowe zasady przeprowadzania egzaminu dyplomowego drugiego stopnia obejmują:

1). Egzamin dyplomowy na studiach drugiego stopnia prowadzony na Wydziale Chemii jest egzaminem ustnym. Podczas egzaminu dyplomant:

- krótko przedstawia wyniki i treść pracy,
- odpowiada na co najmniej trzy pytania dotyczące treści pracy dyplomowej zadawane przez członków komisji egzaminacyjnej,
- odpowiada na pytanie losowane z określonej puli pytań.

2). Pytanie losowane przez zdającego podczas egzaminu magisterskiego pochodzi z jednego z czterech działów chemii określonych w §4 ust. 1 pkt. 1.

3). Kierujący pracą przydzielając tematykę pracy dyplomowej, ma obowiązek wskazać dział, z którego magistrant będzie losował pytanie. Dział ten nie musi być zgodny z tematyką specjalizacji w zakresie której wykonywana jest praca dyplomowa.

4). Na stronie internetowej Wydziału Chemii udostępniany jest zakres wymagań na egzamin dyplomowy drugiego stopnia z działów chemii określonych w §4 ust. 1 pkt. 1. Zakres ten przygotowujący jest przez zespół nauczycieli akademickich wskazanych przez KJD i stanowi załącznik nr 3 do uchwały.

5). Przewodniczący komisji egzaminacyjnej może polecić zdającemu losowanie kolejnych zagadnień (po odmowie odpowiedzi na poprzednie pytanie), ale w sumie liczba zagadnień wylosowanych przez zdającego z puli, nie może przekraczać dwóch. Jednym z warunków koniecznych uzyskania oceny co najmniej dostatecznej z egzaminu dyplomowego jest udzielenie pozytywnie ocenionej odpowiedzi na wylosowane zagadnienie.

6). Wynik egzaminu dyplomowego to średnia arytmetyczna ocen uzyskanych z odpowiedzi na losowane pytanie i pytania członków komisji.

7). Ocena pracy dyplomowej jest zgodna z § 46 ust. 13 Regulaminu Studiów na UW.

8). Wynik studiów w rozumieniu § 52 ust. 2 pkt 2). Regulaminu Studiów na UW to suma średniej ze studiów (0,5), oceny pracy dyplomowej (0,4), wyniku egzaminu dyplomowego (0,1). Ocena ta zaokrąglona jest zgodnie z zasadą, o której mowa w § 52 ust. 3 Regulaminu Studiów na UW.

9). Z egzaminu dyplomowego sporządza się protokół, jest on formą zapisu przebiegu egzaminu dyplomowego i decyzji komisji o nadaniu tytułu zawodowego.

§6

W celu uzyskania zaliczenia pracowni licencjackiej i pracowni magisterskiej konieczne jest przedłożenie pracy dyplomowej zaakceptowanej przez kierującego pracą dyplomową.

§7

1. Szczegółowe zasady monitorowania procesu dyplomowania określone są w wytycznych dotyczących procesu dyplomowania na Uniwersytecie Warszawskim (URK Uchwała nr. 4 § 4).

1) Analiza procesu dyplomowania odbywa się w terminie od 1 października do 31 grudnia każdego roku akademickiego, a dotyczy obron przeprowadzonych do 30 września ubiegłego roku akademickiego.

2) Rada Dydaktyczna Wydziału Chemii powołuje osobę odpowiedzialną za coroczne monitorowanie procesu dyplomowania, w szczególności terminowości udostępniania studentom recenzji prac dyplomowych.

3) Szczegółowej analizie poddawane są losowo wskazane prace dyplomowe (20% branych prac dyplomowych I i II stopnia w sumie) oraz te, w których oceny kierującego pracą oraz recenzenta różnią się o co najmniej 1 stopień. Weryfikowane będą poprawność protokołu, zgodność recenzji z wytycznymi (§ 2 ust. 5) oraz zgodność zadanych pytań z wymaganiami z załącznika 2 lub 3.

4) Protokół z procesu monitorowania dyplomowania zawierający jego ocenę zostaje przedstawiony na styczniowej Radzie Dydaktycznej Wydziału Chemii, po analizie i zaproponowaniu działań naprawczych przesłany do URK.

§8

1. W danym roku akademickim nauczyciel akademicki ze stopniem doktora może kierować maksymalnie trzema pracami licencjackimi i jedną pracą magisterską, zaś nauczyciel akademicki ze stopniem doktora habilitowanego lub tytułem profesora może kierować maksymalnie trzema pracami licencjackimi i maksymalnie trzema pracami magisterskimi.

2. Współkierownictwo prac dyplomowych dopuszczalne jest na etapie prac magisterskich. Jeżeli praca ma charakter interdyscyplinarny decyzją KJD można powołać innego nauczyciela akademickiego na współkierującego pracą z Wydziału.

3. Student ma prawo do częściowego wykonywania pracy magisterskiej poza Uniwersytetem Warszawskim. W takim przypadku kierujący pracą jest zobowiązany do złożenia do Rady Dydaktycznej Wydziału Chemii wniosku o zgodę na współkierowanie pracą przez osobę spoza Uniwersytetu Warszawskiego.

4. Rada Dydaktyczna ustala wzór wniosku o zgodę na współkierowanie pracą przez osobę z zewnątrz, załącznik 4, który zamieszczony jest na Stronie Wydziału Chemii.

5. Kierujący pracą ma prawo wskazać opiekuna laboratoryjnego pracy dyplomowej, którym może być jedynie asystent lub doktorant.

§9

Uchwała wchodzi w życie z dniem podjęcia i ma zastosowanie do prac dyplomowych przygotowywanych i egzaminów dyplomowych przeprowadzanych od 1 października 2020 r.

do uchwały nr 8 Rady Dydaktycznej Wydziału Chemii z dnia 3 kwietnia 2020 r. w sprawie wytycznych dotyczących procesu dyplomowania na Wydziale Chemii Uniwersytetu Warszawskiego

WYMAGANIA DO EGZAMINU DYPLOMOWEGO NA STUDIACH PIERWSZEGO STOPNIA NA WYDZIALE CHEMII UNIWERSYTETU WARSZAWSKIEGO DLA KIERUNKU CHEMIA

CHEMIA NIEORGANICZNA I ANALITYCZNA

1. Układ okresowy pierwiastków.

- Podział na bloki s, p, d i f. Konfiguracje elektronowe pierwiastków z uwzględnieniem wyjątków: Cr, Cu, Mo, Pd, Ag, Pt, Au.
- Atomy, jony i cząsteczki izoelektronowe.
- Promienie kowalencyjne i jonowe – definicje, wyznaczanie i zmienność w układzie okresowym.
- Wpływ rozmiaru i ładunku jonów na właściwości kwasowo-zasadowe ich połączeń.
- Pojęcia: energii jonizacji, powinowactwa elektronowego, elektroujemności, potencjału standardowego i zmienność tych wielkości w układzie okresowym.
- Związek między elektroujemnością a charakterem wiązań.
- Ustalanie kształtu przestrzennego prostych kowalencyjnych cząsteczek i jonów cząsteczkowych (np. CO₂, NH₃, XeF₄), z uwzględnieniem położenia niewiążących par elektronowych (VSEPR).

2. Właściwości wybranych pierwiastków i ich związków.

Wodór. Warunki i możliwości reakcji H₂ z innymi pierwiastkami. Wodorki metali i niemetalu - podział na wodorki jonowe, kowalencyjne i metaliczne (przykłady połączeń każdej grupy). Wpływ wiązań wodorowych na właściwości NH₃, H₂O i HF. Zastosowanie reakcji spalania wodoru w tlenie w ogniwie paliwowym.

Litowce, berylowce – reaktywność, reakcje z wodą i tlenem. Twardość wody i jej usuwanie. Zjawisko amfoteryczności na przykładzie Zn(OH)₂ i Al(OH)₃.

Węgiel i krzem. Struktura najważniejszych odmian alotropowych węgla (grafitu, diamentu, fulerenu C₆₀). Węglik CaC₂ i jego reakcja z wodą. SiO₂ i jego reakcja z zasadami. Rola wiązań C-C i Si-O-Si w tworzeniu związków węgla i krzemu.

Azot. Magnetyczne właściwości cząsteczki N₂. Otrzymywanie amoniaku i kwasu azotowego(V). Reakcje redoks roztrawiania metali w HNO₃.

Fosfor. Odmiany alotropowe fosforu i ich struktura. Tlenek fosforu P₄O₁₀ – struktura i reakcje z wodą.

Tlen. Magnetyczne właściwości cząsteczki O₂. Reakcje redoks z udziałem nadtlenu wodoru H₂O₂.

Siarka. Odmiany alotropowe siarki i ich struktura. Oddziaływanie SO₂, H₂S z wodą. Otrzymywanie H₂SO₄.

Fluorowce. Właściwości fizyczne i struktura form pierwiastkowych. Reakcje fluorowców i fluorowcowodorów z wodą. **Pierwiastki bloku d i f.** Przykłady połączeń na różnych stopniach utlenienia: Cr³⁺, CrO₄²⁻, Mn²⁺, MnO₂, MnO₄⁻, Fe²⁺, Fe³⁺, błękit pruski, Co²⁺, Co³⁺. Równania reakcji redoks z udziałem jonów metali przejściowych. Zależność położenia równowagi CrO₄²⁻/Cr₂O₇²⁻ od pH roztworu. Typowe i nietypowe stopnie utlenienia lantanowców. Wpływ kontrakcji lantanowcowej na właściwości zasadowe wodorotlenków lantanowców.

3. Związki kompleksowe.

- Przykłady kompleksów o typowych liczbach koordynacyjnych: 2 (liniowych), 4 (tetraedrycznych i płaskich kwadratowych) i 6 (oktaedrycznych).
- Etylenodiamina i EDTA jako ligandy wielokleszczowe (chelatujące).
- Schemat rozszczepienia orbitali d jonu centralnego w oktaedrycznym polu ligandów.
- Pojęcie kompleksów wysoko- i niskospinowych.
- Zależność magnetycznych właściwości kompleksów od siły pola ligandów.

4. Uniwersalne podstawy analizy chemicznej.

- Cyfry znaczące.
- Definicja kwasu i zasady w teorii Brønsteda.
- Sprzężone pary kwas-zasada.
- Hydroliza soli jako reakcja kwasowo-zasadowa.
- Definicja kwasu i zasady w teorii Lewisa.
- pH roztworów słabych i mocnych kwasów, zasad, soli kwasów i zasad o różnej względnej mocy.
- pH roztworu buforowego.
- Pojęcie iloczynu rozpuszczalności i jego związek z rozpuszczalnością molową substancji.
- Wpływ wspólnego jonu, obcych jonów, protonowania i kompleksowania na rozpuszczalność osadów.

5. Elementy analizy jakościowej.

- Barwy płomienia palnika wywoływane przez lotne połączenia pierwiastków.
- Barwy roztworów związków: litowców, berylowców, Cr(III), Cr(VI), Mn(II), Mn(VI), Mn(VII), Fe(II), Fe(III), Co(II), Ni(II), Cu(II), Zn(II), Ag(I), Au(I), Hg(II), Hg(I).
- Rozpuszczalność w wodzie chlorków, azotanów(V), siarczanów(VI), siarczków i węglanów tych metali.
- Podstawa podziału kationów na grupy analityczne.
- Wybrane barwne reakcje charakterystyczne: Fe(III) z SCN^- , Fe(III) z $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$, Cu(II) z NH_3 , Co(II) z SCN^- , Ni(II) z dimetyloglioksymem.
- Porównanie reakcji Al(III) i Cr(III) z NaOH.
- Rozróżnienie Cl^- , Br^- i I^- na podstawie reakcji z AgNO_3 .

6. Elementy analizy ilościowej.

Analiza wagowa. Metodyka typowych oznaczeń, np. siarczanów w postaci BaSO_4 lub wapnia w postaci CaO . Istota minimalizacji strat osadu w trakcie przemywania.

Analiza miareczkowa. pH punktu równoważności w miareczkowaniach słabych i mocnych kwasów i zasad. Definicja buforu porównawczego. Typowe wskaźniki pH: fenoloftaleina, oranż metylowy i optymalny dobór wskaźnika do danego miareczkowania. Zasada alkacymetrycznego oznaczania mieszanin węglanów, wodorowęglanów i wodorotlenków. Oznaczanie wapnia i magnezu za pomocą EDTA jako przykład miareczkowania kompleksometrycznego.

Elementy analizy instrumentalnej. Technika miareczkowania redoks z elektrodą platynową jako elektrodą wskaźnikową i elektrodą kalomelową jako elektrodą odniesienia. Obliczanie potencjału redoks układu w punkcie równoważności. Prawo Lamberta-Beera jako podstawa spektrofotometrii absorpcyjnej. Molowy współczynnik absorpcji. Równanie Ilkoviča jako podstawa analizy ilościowej metodą polarograficzną. Zasada i zastosowanie metody woltamperometrii inwersyjnej. Potencjometria i elektrody jonoselektywne. Atomowa spektrometria emisyjna i absorpcyjna.

CHEMIA ORGANICZNA, TECHNOLOGIA CHEMICZNA I BIOCHEMIA

1. Węglowodory i ich pochodne.

- Podział na klasy. Hybrydyzacja atomu węgla.
- Struktura węglowodorów: alkanany, cykloalkany, alkeny, alkiny, związki aromatyczne (charakter aromatyczny, reguła Hückla).

Konformacja: alkanów (etan, butan, wolna rotacja), cykloalkanów (trwałość pierścieni).

Izomeria: szkieletowa, geometryczna (*cis/trans*, *Z/E*), optyczna (konfiguracja absolutna *R/S* i jej oznaczanie, reguły Cahna-Ingolda-Preloga; enancjomery, diastereoizomery, mieszanina racemiczna, konfiguracja względna).

Alkany. Właściwości i otrzymywanie. Substytucja wolnorodnikowa (mechanizm SR, orientacja reakcji). Struktura wolnego rodnika. Trwałość wolnych rodników. Cykloalkany: właściwości i reakcje.

Alkeny. Właściwości i otrzymywanie. Addycja elektrofilowa halogenowodoru i halogenu (mechanizm AdE, reguła Markownikowa). Trwałość karbokationów. Addycja wolnorodnikowa bromowodoru (mechanizm AdR). Uwodornianie i ozonoliza alkenów.

Alkiny: właściwości i otrzymywanie. Reakcje alkinów (addycja wodoru, halogenu, halogenowodoru, wody).

Węglowodory aromatyczne (benzen). Substytucja elektrofilowa związków aromatycznych (mechanizm SE). Nitrowanie, sulfonowanie, chlorowcowanie, alkilowanie, acylowanie. Wpływ kierujący podstawników (efekt indukcyjny i mezomeryczny). Alkilowe pochodne benzenu, substytucja w łańcuchu bocznym.

Chlorowcopochodne: właściwości i otrzymywanie. Chlorowcoalkany: substytucja nukleofilowa, mechanizmy i stereochemia reakcji SN1 i SN2. Reakcje eliminacji, mechanizmy E1 i E2. Reaktywność chlorowcopochodnych alkilowych, alilowych, winylowych i aromatycznych.

Alkohole. Właściwości i otrzymywanie. Klasyfikacja. Reakcje substytucji SN1 i SN2. Reakcje eliminacji (dehydratacja).

Aminy. Właściwości i otrzymywanie. Klasyfikacja amin. Alkilowanie amin. Sole amin i czwartorzędowe sole amoniowe. Aminy aromatyczne - substytucja w pierścieniu. Reakcje amin z kwasem azotawym (azotowym(III)), reakcje soli diazoniowych.

2. Związki karbonylowe i ich pochodne.

Aldehydy i ketony. Właściwości i otrzymywanie. Reakcje utleniania i redukcji. Addycja nukleofilowa (AdN) do grupy karbonylowej: przyłączanie wody, alkoholi, cyjanowodoru, wodorosiarczyny (wodorosiarczanu(IV)), pochodnych amoniaku, związków Grignarda. Reakcje Cannizzaro i kondensacji aldolowej (mechanizmy).

Kwasy karboksylowe i ich pochodne. Właściwości i otrzymywanie. Klasyfikacja kwasów karboksylowych. Wpływ budowy na moc kwasów karboksylowych. Sole. Otrzymywanie chlorków i bezwodników kwasowych oraz estrów i amidów, porównanie ich reaktywności. Estry: mechanizm estryfikacji i hydrolizy, mechanizm kondensacji Claisena). Redukcja kwasów karboksylowych i ich pochodnych.

Związki heterocykliczne. Heterocykliczne układy pięcio- i sześciocłonowe z jednym heteroatomem. Reakcje S_E pirolu, tiofenu, furanu. S_E pirydyny.

Związki wielofunkcyjne. Hydroksyketony, hydroksyaldehydy, chlorowcokwasy, aminokwasy, związki dwukarbonylowe – otrzymywanie i reakcje. Tautomeria keto-enolowa.

3. Identyfikacja związków organicznych metodami spektralnymi.

Umiejętność interpretacji prostych widm ¹H-NMR, ¹³CNMR oraz widm w podczerwieni (znajomość częstości drgań dla podstawowych grup funkcyjnych) w celu identyfikacji związków.

4. Biochemia.

- Budowa i funkcja błon biologicznych.
- Przepuszczalność i transport przez błony.

- Hierarchiczna budowa białek (struktura I-, II-, III- i IV-rzędowa).
 - Metody stosowane do przewidywania i ustalania struktury przestrzennej białek.
 - Budowa enzymów, ich klasyfikacja.
 - Mechanizm działania i cechy charakterystyczne enzymów.
 - Czynniki wpływające na szybkość reakcji enzymatycznych.
 - Podstawowe pojęcia metabolizmu (termodynamika reakcji biochemicznych, reakcje sprzężone, związki o wysokim potencjale fosforylacyjnym, podstawowe zasady organizacji metabolizmu).
 - ATP jako główny nośnik energii w komórce.
 - Oddychanie komórkowe, fosforylacja substratowa i oksydacyjne.
 - Budowa DNA.
 - Rodzaje i rola RNA.
 - Proces replikacji, transkrypcji i translacji.
5. **Podstawy technologii chemicznej.**
- Efektywność, wydajność, selektywność i energochłonność procesu technologicznego.
 - Bilanse materiałowe i energetyczne procesu.
 - Zasady technologiczne.
 - Wymiana masy i ciepła. Mechanizmy ruchu ciepła i procesy związane z ich ruchem.
 - Kinetyka reakcji chemicznej w skali przemysłowej.
 - Kataliza homogeniczna, heterogeniczna i enzymatyczna w technologii chemicznej i biotechnologii.
 - Przemysłowe procesy wydzielania i oczyszczania.

Technologia i gospodarka. Pierwotne surowce energetyczne i chemiczne. Etapy przeróbki ropy naftowej, charakterystyka paliw i produktów otrzymywanych z ropy naftowej. Polimery naturalne i syntetyczne. Ochrona środowiska: recykling, utylizacja ścieków i odpadów przemysłowych.

CHEMIA FIZYCZNA I SPEKTROSKOPIA

1. Termodynamika.

Podstawowe pojęcia. Energia, praca, ciepło. Pojęcie funkcji stanu. Pierwsza zasada termodynamiki. Energia wewnętrzna U , entalpia H i ich zmiany w różnych procesach.

Termochemia. Efekt cieplny reakcji pod stałym ciśnieniem i w stałej objętości. Zmiany entalpii standardowej w przemianach fizycznych i chemicznych. Prawo Hessa i jego zastosowania. Prawo Kirchhoffa.

Entropia S . Druga zasada termodynamiki. Sens fizyczny entropii. Zależność S od temperatury. Procesy termodynamicznie odwracalne i nieodwracalne. Trzecia zasada termodynamiki.

Energia swobodna (energia Helmholtza) $A(F)$ i entalpia swobodna (energia Gibbsa) G . Termodynamiczne kryteria przebiegu reakcji oparte na zmianach funkcji S , $A(F)$ i G . Potencjał chemiczny. Warunki równowagi termodynamicznej.

2. **Stan równowagi chemicznej.** Stała równowagi reakcji chemicznej (K) i wpływ różnych czynników na jej wartość. Stałe równowagi wyrażone poprzez ciśnienia cząstkowe, stężenia i ułamki molowe. Związek między ΔG° i K . Wpływ różnych czynników na stan równowagi - reguła przekory.

Gazy. Gazy doskonałe a gazy rzeczywiste. Równanie Clapeyrona i równanie van der Waalsa. Temperatura krytyczna. Pojemność cieplna gazów doskonałych.

Przemiany fazowe w układach jedno- i wieloskładnikowych. Diagramy fazowe substancji czystych (woda, CO₂). Punkt potrójny. Reguła faz Gibbsa. Prawo Raoult'a. Diagramy fazowe układów dwuskładnikowych (azeotropy dodatnie i ujemne, eutektyki).

3. Elektrochemia.

Roztwory elektrolitów. Solwatacja jonów. Aktywność jonów w roztworach elektrolitów. Współczynnik aktywności. Prawo graniczne Debye'a-Hückela.

Potencjały elektrodowe i ogniwa galwaniczne. Pojęcie elektrody i jej potencjału. Potencjał standardowy. Równanie Nernsta. Elektrody I i II rodzaju oraz typowe elektrody odniesienia: wodorowa, kalomelowa, chlorosrebrowa – reakcje, opis potencjału poprzez równanie Nernsta. Elektrody do pomiaru pH. Ogniwa galwaniczne, rodzaje ogniw i reakcje w nich zachodzące. Obliczanie i eksperymentalne wyznaczenie siły elektromotorycznej (SEM). Konwencja sztokholmska. Związek między ΔG reakcji i SEM. Wyznaczanie wielkości termodynamicznych z pomiarów SEM.

Elektroliza. Prawo Faradaya. Elektroliza wodnych roztworów różnych soli – reakcje elektrodowe. Nadpotencjał (nadm napięcie) procesu elektrodowego. Prąd dyfuzyjny i kinetyczny.

4. **Kinetyka.** Szybkość reakcji chemicznej – definicja i wpływ różnych czynników. Rząd reakcji (cząstkowy, całkowity) i metody jego wyznaczenia. Równania kinetyczne i zmiany stężeń reagentów w czasie dla reakcji różnych rzędów. Czas połowicznej przemiany. Energia aktywacji i równanie Arrheniusa. Teoria kompleksu aktywnego. Pojęcie i rola katalizatora.

Dyfuzja. I prawo Ficka. Gradient stężenia i współczynnik dyfuzji.

Koloidy - potencjał elektrokinetyczny. Elektroforeza i ruchliwość elektroforetyczna. Punkt izoelektryczny.

Elektryczne i magnetyczne właściwości substancji. Trwałe i indukowane momenty dipolowe cząsteczek. Względna przenikalność elektryczna. Paramagnetyzm, diamagnetyzm, ferromagnetyzm. Podatność magnetyczna. Prawo Curie.

5. Spektroskopia.

- Natura i właściwości promieniowania elektromagnetycznego.
- Kwantowanie energii stanów rotacyjnych, oscylacyjnych (z uwzględnieniem drgań anharmonicznych) i elektronowych molekulek.
- Obsadzenie poziomów energetycznych według rozkładu energii Boltzmanna.
- Zakres widma promieniowania a typ przejść widmowych.
- Reguły wyboru w absorpcyjnej spektroskopii rotacyjnej i oscylacyjnej.
- Nieelastyczne rozpraszanie promieniowania: pasma stokesowskie i antystokesowskie.
- Reguły wyboru w oscylacyjnej spektroskopii ramanowskiej.
- Położenie na osi długości fali widma luminescencyjnego (fluorescencji i fosforescencji) w stosunku do odpowiedniego absorpcyjnego widma elektronowego.
- Idea spektroskopii EPR.
- Struktura nadsubtelna widm EPR.
- Spektroskopia NMR: oddziaływanie jąder atomowych o niezerowym momencie magnetycznym z zewnętrznym polem magnetycznym, ekranowanie jądra i przesunięcie chemiczne.
- Wzajemne oddziaływania jąder (sprzężenie spinowo-spinowe).

CHEMIA KWANTOWA I KRYSTALOGRAFIA

1. Krystalografia.

- Podstawowe pojęcia: cechy kryształów, projekcja sferyczna, i stereograficzna, sieć przestrzenna, układy krystalograficzne, typy komórek Bravais.

- Symetria punktowa, operacje i elementy symetrii, współlistnienie elementów symetrii, grupy punktowe nomenklatura Schoenfliesa i Hermanna – Maugina.
- Złożone elementy symetrii. Sieci przestrzenne, Obiekty geometryczne w sieciach przestrzennych (węzły, proste i płaszczyzny). Definicja wskaźników Millera.
- Grupy przestrzenne, struktury gęstego i najgęstszego upakowania, sieć odwrotna, definicja i własności, konstrukcja Ewalda, podstawy rentgenowskiej analizy strukturalnej kryształów.

2. Chemia kwantowa.

- Statystyczna interpretacja funkcji falowej.
- Poziomy energetyczne (degeneracja, odległości sąsiednich poziomów), funkcje falowe (od jakich zmiennych zależą, liczba węzłów) oraz liczby kwantowe dla następujących układów kwantowych: jednowymiarowe pudło potencjału, jednowymiarowy oscylator harmoniczny, rotator sztywny, atomu wodoru i jony wodoropodobne (tu także kontury funkcji s , p , d).
- Przybliżenie jednoelektronowe.
- Orbitale i spinorbitale.
- Funkcja falowa dla układu wieloelektronowego.
- Zakaz Pauliego.
- Metoda Hartree-Focka.
- Konfiguracje elektronowe atomów i jonów wieloelektronowych.
- Reguły Hunda.
- Symbole termów atomowych (term podstawowy atomu wieloelektronowego).
- Przybliżenie Borna-Oppenheimera.
- Metoda orbitali molekularnych (MO). Metoda LCAO MO.
- Mechanizm powstawania wiązania chemicznego w ujęciu metody MO.
- Orbitale molekularne dla dwuatomowych cząsteczek homojądrowych (σ_g , σ_u , π_g , π_u).
- Orbitale wiążące, antywiążące i niewiążące.
- Poziomy energetyczne i konfiguracje elektronowe dwuatomowych cząsteczek homojądrowych pierwiastków drugiego okresu i prostych dwuatomowych cząsteczek heterojądrowych.
- Krzywe energii potencjalnej dla cząsteczki dwuatomowej (poziomy oscylacyjne i rotacyjne cząsteczki).
- Metoda orbitali molekularnych dla cząsteczek wieloatomowych.
- Hybridacja orbitali. Orbitale zhybrydyzowane typu: sp , sp^2 , sp^3 .

do uchwały nr 8 Rady Dydaktycznej Wydziału Chemii z dnia 3 kwietnia 2020 r. w sprawie wytycznych dotyczących procesu dyplomowania na Wydziale Chemii Uniwersytetu Warszawskiego

WYMAGANIA DO EGZAMINU DYPLOMOWEGO NA STUDIACH DRUGIEGO STOPNIA NA WYDZIALE CHEMII UNIWERSYTETU WARSZAWSKIEGO DLA KIERUNKU CHEMIA

Zagadnienia chemii nieorganicznej i analitycznej

1. Omówić, za pomocą jakich parametrów charakteryzujemy możliwości analityczne danej metody pomiarowej?
2. Wyjaśnić pojęcie „odporność procedury analitycznej”?
3. Wyjaśnić pojęcie „walidacja procedury pomiarowej”.
4. W jaki sposób można wyrazić precyzję oznaczania dla danej procedury pomiarowej?
5. Wyjaśnić pojęcia „granica wykrywalności” i „granica oznaczalności”.
6. Jaki zakres promieniowania wykorzystuje się w metodach spektrometrii atomowej?
7. Jakie przejścia elektronowe w atomie wykorzystuje się w pomiarach absorpcji, emisji i fluorescencji atomowej.
8. Wyjaśnić różnice między widmem absorpcyjnym i emisyjnym w spektrometrii atomowej.
9. Omówić zależność intensywności absorpcji i emisji atomów od temperatury.
10. Wyjaśnić, dlaczego metody spektrometrii emisyjnej są bardziej czułe od metod spektrometrii absorpcyjnej.
11. Jakie czynniki wpływają na szerokość linii w widmie atomowym?
12. Wyjaśnić różnice między lampą z katodą wewnętrzną a lampą bezelektrodową, w aspekcie ich wykorzystania jako źródło promieniowania w spektrometrii atomowej.
13. Omówić procesy atomizacji zachodzące w płomieniu i w plazmie.
14. Omówić rozkład temperatury w płomieniu i wyjaśnić konsekwencje tego zjawiska dla pomiarów absorpcji atomowej.
15. Omówić prawo Lamberta-Beera i jego stosowalność w pomiarach absorpcji atomowej.
16. Na podstawie wybranych przykładów omówić interferencje spektralne i niespektralne w pomiarach absorpcji lub emisji atomowej.
17. Omówić podobieństwa i różnice w budowie układu do pomiarów absorpcji i emisji atomowej.
18. Omówić podobieństwa i różnice w budowie układu do pomiarów absorpcji i fluorescencji atomowej.
19. Wyjaśnić zasadę działania spektrometru mas.
20. Omówić najważniejsze zalety i możliwości analityczne spektrometrii mas.
21. Omówić działanie kwadrupolowego analizatora mas i analizatora czasu przelotu.
22. Omówić, jakie parametry charakteryzują analizator mas.
23. Omówić, jakie interferencje są charakterystyczne dla spektrometrii mas.
24. Omówić metody eliminacji interferencji w spektrometrii mas.
25. Wyjaśnić zasadę działania dynamicznej komory reakcyjnej w spektrometrze mas, podać przykłady wykorzystywanych reakcji chemicznych.
26. Jakie procesy zachodzą przy wprowadzaniu do płomienia lub plazmy próbek w postaci roztworu.
27. Jakie są zalety wprowadzania do atomizera próbek gazowych; omówić dwa przykłady.
28. Jakie procesy zachodzą przy oddziaływaniu wiązki lasera z powierzchnią ciała stałego.
29. Omówić zalety zastosowania ablacji laserowej do mikropróbkowania ciał stałych.
30. Wyjaśnić podstawy fizykochemiczne trzech metod rozdzielania.

31. Omówić mechanizmy procesu rozdziału w chromatografii adsorpcyjnej, podziałowej, jonowymiennnej i żelowej.
32. Omówić zastosowanie ablacji laserowej jako detektora w chromatografii żelowej.
33. Omówić sposób prowadzenia rozdziału w chromatografii bibułowej.
34. Omówić podobieństwa i różnice między chromatografią cieczową i gazową.
35. Jaki mechanizm jest wykorzystywany w elektroforezie żelowej?
36. Jakie parametry są wykorzystywane do charakterystyki procesu chromatograficznego?
37. Omówić stosowane w chromatografii pojęcie „czas retencji”.
38. Omówić stosowane w chromatografii pojęcie „stała podziału”.
39. Omówić stosowane w chromatografii pojęcie „współczynnik retencji”.
40. Omówić stosowane w chromatografii pojęcie „zdolność rozdzielcza”.
41. Podział elektrod jonoselektywnych ze względu na rodzaj membrany.
42. Rola poszczególnych składników membrany elektrody jonoselektywnej zawierającej polichlorek winylu.
43. Pojęcia potencjału membranowego i potencjału dyfuzyjnego.
44. Zalety potencjometrii w stosunku do metod prądowych.
45. Metody obniżania granicy wykrywalności elektrod jonoselektywnych.
46. Uproszczenia konstrukcyjne elektrod jonoselektywnych.
47. Elektrody jonoselektywne ze stałym kontaktem.
48. Budowa i zasada działania pehametrycznej elektrody szklanej.
49. Budowa chlorosrebrowej elektrody odniesienia.
50. Metody obniżania granicy wykrywalności w metodach prądowych.
51. Metody eliminacji prądu pojemnościowego.
52. Rola elektrolitu podstawowego w metodach prądowych.
53. Zalety metod prądowych w stosunku do potencjometrii.
54. Zalety metod elektroanalitycznych w stosunku do metod spektroskopowych.
55. Polaryzacja stężeniowa w prądowych metodach elektrochemicznych – metody stacjonarne i niestacjonarne.
56. Zakres potencjałowy dla elektrod rtęciowych, platynowych i złotych.
57. Układ trójelektrodowy, rola poszczególnych elektrod.
58. Rodzaje elektrod węglowych.
59. Rodzaje elektrod rtęciowych.
60. Metody pulsowe w voltamperometrii.
61. Rozróżnienie rodzajów transportu w warunkach elektrochemicznych technik prądowych: dyfuzji, konwekcji i migracji.

Zagadnienia z chemii organicznej, technologii chemicznej i biochemii

1. Typy reakcji organicznych.
2. Nukleofilowość i elektrofilowość. Przykłady.
3. Izomeria węglowodorów alifatycznych.
4. Izomeria geometryczna. Cis - trans. Oznaczenia Z i E. Reguły pierwszeństwa.
5. Izomeria optyczna.
6. Węglowodory alifatyczne, nomenklatura, izomeria.
7. Własności chemiczne alkanów, utlenianie, halogenowanie.
8. Alkeny, charakterystyka ogólna, nomenklatura. Otrzymywanie.
9. Alkeny Reakcja addycji elektrofilowej. Reguła Markownikowa.
10. Karbokationy. Trwałość karbokationów. Przegrupowanie karbokationów.
11. Utlenianie alkenów. Ozonoliza związków nienasyconych.

12. Alkiny. Nomenklatura, otrzymywanie. Kwasowość alkinów. Reakcje alkinów.
13. Węglowodory aromatyczne. Struktura benzenu. Pojęcie aromatyczności, reguła Hückela.
14. Substytucja elektrofilowa w pierścieniu aromatycznym. S_E . Wpływ podstawników na przebieg reakcji S_E . Podstawniki aktywujące i dezaktywujące pierścień aromatyczny. Efekt indukcyjny i efekt rezonansowy.
15. Halogenki alkilowe, nomenklatura, ogólna charakterystyka, właściwości fizyczne. Otrzymywanie. Porównanie właściwości chemicznych halogenków alilowych, benzytowych, winyloowych i aromatycznych.
16. Reakcje halogenków alkilowych. Reakcje substytucji, mechanizmy S_N1 i S_N2 . Czynniki decydujące o przebiegu reakcji wg mechanizmów S_N1 lub S_N2 .
17. Halogenki alkilowe Reakcje eliminacji. Regioselektywność reakcji eliminacji - reguła Zajcewa. Mechanizmy reakcji $E1$ i $E2$. Stereochemia reakcji E .
18. Alkohole. Nazewnictwo. Dehydratacja alkoholi, mechanizm $E1$ i $E2$. Przekształcanie alkoholi w halogenki alkilowe.
19. Alkohole pierszo-, drugo- i trzeciorzędowe. Reakcje charakterystyczne.
20. Otrzymywanie alkoholi pierszo-, drugo- i trzeciorzędowych.
21. Otrzymywanie alkoholi w wyniku addycji związków Grignarda do związków karbonylowych.
22. Fenole. Nazewnictwo fenoli. Właściwości chemiczne fenoli. Czynniki wpływające na kwasowość fenoli.
23. Fenole. Reakcje charakterystyczne fenoli.
24. Związki organiczne zawierające azot.
25. Aminy. Nazewnictwo amin, aminy I, II, III rz. oraz IV rz. sole amoniowe. Zasadowe i nukleofilowe właściwości amin.
26. Reakcje amin z halogenkami alkilowymi. Reakcje acylowania amin.
27. Reakcja amin z aldehydami i ketonami. Enaminy.
28. Reakcja amin z kwasem azotowym(III). Sole diazoniowe. Reakcje soli diazoniowych
29. Metody otrzymywania amin.
30. Aldehydy i ketony. Nazewnictwo aldehydów i ketonów. Właściwości chemiczne.
31. Aldehydy i ketony. Budowa. Reakcje addycji do podwójnego wiązania $C=O$.
32. Aldehydy i ketony. Reakcje ze związkami Grignarda.
33. Azotowe pochodne aldehydów i ketonów: reakcja z amoniakiem, hydroksyloaminą, hydrazyną, semikarbazydem.
34. Aldehydy i ketony. Kwasowy charakter wodoru w położeniu α . Enolizacja katalizowana przez kwasy i zasady. α -Halogenowanie. Halogenowanie metyloketonów.
35. Kondensacja aldolowa w środowisku kwaśnym i zasadowym.
36. Reakcja Cannizzaro (samoutleniania i redukcji aldehydów).
37. Otrzymywanie aldehydów i ketonów.
38. Kwasy karboksylowe. Nazewnictwo i właściwości chemiczne kwasów karboksylowych.
39. Otrzymywanie kwasów karboksylowych.
40. Pochodne kwasów karboksylowych. Nazewnictwo. Reaktywność pochodnych kwasów karboksylowych.
41. Chlorki i bezwodniki kwasowe. Nazewnictwo. Reaktywność. Hydroliza.
42. Estry. Nazewnictwo. Otrzymywanie estrów. Hydroliza w środowisku kwaśnym i zasadowym, alkoholiza, amonoliza, reakcje ze związkami Grignarda.
43. Amidy. Nazewnictwo amidów i budowa grupy amidowej. Hydroliza amidów. Redukcja amidów.
44. Hydroksykwas karboksylowe. Nazewnictwo hydroksykwasów. Reakcje hydroksykwasów.

45. Aminokwasy. Nazewnictwo aminokwasów i właściwości kwasowo zasadowe. Otrzymywanie aminokwasów. Reakcje aminokwasów (grupy aminowej i karboksylowej).
46. Peptydy. Nazewnictwo peptydów. Wiązanie peptydowe. Synteza peptydów.
47. Sacharydy. Budowa. Podział.
48. Izomeria cukrów.
49. Disacharydy.
50. Kwasy tłuszczowe. Tłuszcze. Mydła.
51. Chemia ropy naftowej - skład, przetwarzanie, rodzaje produktów uzyskiwanych w rafineriach ropy naftowej oraz w zakładach petrochemicznych.
52. Omówić przemysłowy proces syntezy amoniaku oraz sposób otrzymywania nawozów azotowych.
53. Polimery – definicja, sposoby polimeryzacji i sposoby badania właściwości fizykochemicznych polimerów.
54. Wolne rodniki – budowa, trwałość, reaktywność, mechanizmy reakcji przebiegających z udziałem wolnych rodników i sposoby ich badania.
55. Podać i omówić trzy dowolnie wybrane przykłady metod badania mechanizmów reakcji organicznych.
56. Rodzaje i cechy katalizatorów stosowanych w przemyśle chemicznym.
57. Rodzaje metod instrumentalnych wykorzystywanych w badaniach czystości substancji chemicznych.
58. Omów budowę nukleozydów i nukleotydów wchodzących w skład kwasów nukleinowych.
59. Omów budowę DNA oraz oddziaływania stabilizujące strukturę podwójnej helisy.
60. Co to jest replikacja, gdzie i w jaki sposób przebiega? Reakcja PCR.
61. Jakie znasz rodzaje RNA? Scharakteryzuj ich budowę oraz opisz funkcję.
62. Jakie procesy składają się na ekspresję genów, gdzie przebiegają i w jaki sposób?
63. Omów strukturę pierwszo-, drugo-, trzecio- i czwartorzędową białek. Co to są struktury ponad drugorzędowe? Podaj ich przykłady.
64. Omów metody wyznaczania oraz przewidywania struktury białek.
65. Na czym polega denaturacja białek i jakie czynniki mogą ją spowodować?
66. Jakie funkcje pełnią białka w organizmie? Omów zależność między strukturą i funkcją.
67. Omów budowę, charakterystykę i klasyfikację enzymów.
68. Omów mechanizm działania enzymów i rolę centrum aktywnego.
69. Omów czynniki wpływające na szybkość reakcji enzymatycznej. Kinetyka Michaelisa-Menten.
70. W jaki sposób jest regulowana aktywności enzymów w organizmie? Wymień strategie regulacyjne i omów bardziej szczegółowo dwie z nich.
71. ATP jako główny nośnik energii w komórce – budowa, sposób powstawania (fosforylacja substratowa i oksydacyjna) i działania.
72. Jakie etapy wchodzi w skład oddychania komórkowego i na czym one polegają? Omów istotę każdego z nich.

Zagadnienia z chemii fizycznej i spektroskopii

1. Gaz rzeczywisty i gaz doskonały, równanie van der Waalsa, izotermy – porównanie.
2. Ciepła reakcji a funkcje stanu. Zależność ciepła reakcji od T.
3. I zasada termodynamiki w układach izolowanym, zamkniętym.
4. Opis równowagi termodynamicznej poprzez zmiany funkcji termodynamicznych.
5. Jak zmienia się entalpia swobodna wraz z temperaturą w fazie gazowej, ciekłej i stałej przy stałym ciśnieniu?

6. Jak zmienia się entalpia swobodna wraz z ciśnieniem przy stałej temperaturze w przypadku fazy gazowej, ciekłej i stałej?
7. Kiedy zmiana entalpii reakcji równa jest zmianie energii wewnętrznej.
8. Podaj definicje entalpii swobodnej i energii swobodnej oraz odpowiednie równania różniczkowe.
9. Jak obliczyć zmianę entropii układu w pewnym przedziale temperaturowym przy stałym ciśnieniu bez przejścia fazowego i z przejściem fazowym.
10. Definicja potencjału chemicznego oraz zależność potencjału chemicznego od temperatury przy stałym ciśnieniu.
11. Stała równowagi reakcji, zależność od temperatury, izoterma, izobara, reakcji
12. Diagramy fazowe dla azeotropów, azeotropów.
13. Diagram fazowy w układzie dwuskładnikowym, ciecz/ciecz, ciecz/ciało stałe- układ eutektyczny.
14. Omówić wpływ ciśnienia na temperaturę przejść fazowych, na przykładzie diagramu fazowego dla wody. Zależność Clausiusa
15. Właściwości koligatywne – wpływ substancji rozpuszczonej na zmianę temperatury wrzenia i krzepnięcia rozpuszczalnika.
16. Zjawisko osmozy i jego praktyczne wykorzystanie
17. Reakcje I i II rzędu, wyznaczanie stałych szybkości reakcji, wyznaczanie rzędu reakcji.
18. Zależność stałej szybkości reakcji od temperatury.
19. Stała szybkości reakcji w teorii kompleksu aktywnego.
20. Adsorpcja, adsorpcja fizyczna i chemiczna – porównanie. Izoterma Langmuira – wyprowadzenie i wykres.
21. Napięcie powierzchniowe, definicja, jednostki, zależność od temperatury i stężenia (izoterma Gibbsa), surfaktanty – ich działanie.
22. Właściwości koloidów liofilowych i liofobowych.
23. Przewodność właściwa, molowa roztworów elektrolitów, zależność od stężenia – wykresy i ich interpretacja.
24. Współczynnik aktywności – definicja, prawo graniczne Debye'a-Hückela, wykres zależności $\log \gamma_{\pm}$ od $I^{1/2}$.
25. Równanie Nernsta. Przykłady elektrod I i II rodzaju.
26. Półogniwa, które można zastosować do wyznaczania pH.
27. Siła elektromotoryczna, definicja, określanie maksymalnej pracy elektrycznej jaką może wykonać ogniwo.
28. Praktyczne zastosowanie SEM – wyznaczanie wielkości termodynamicznych, współczynników aktywności, stałej równowagi reakcji.
29. Ogniwo galwaniczne a ogniwo elektrolityczne.
30. Różnica między prądem kinetycznym a dyfuzyjnym.
31. Dyfuzja – co jest przyczyną dyfuzji, od czego zależy współczynnik dyfuzji, jakie są jego jednostki, I prawo Ficka.
32. Lepkość kinematyczna i dynamiczna – definicje i jednostki.
33. Trwały i indukowany moment dipolowy. Trwały moment dipolowy a budowa chemiczna molekuł.
34. Podać poprawną definicję przesunięcia chemicznego NMR i opisać związek tego parametru z magnetycznym ekranowaniem jąder atomowych.
35. Parametry widm NMR – sens fizyczny, wykorzystanie w chemii.
36. Od czego zależy wielkość izotropowego sprzężenia spinowo-spinowego w widmach NMR?
37. Jakie oddziaływania molekularne mają wpływ na relaksację spinowo-sieciową w NMR?
38. W jaki sposób można potwierdzić istnienie wiązań wodorowych z pomocą widm NMR?

39. Czym się różni obserwacja widm NMR w cieczech i w ciałach stałych, jaka jest główna przyczyna tego zróżnicowania?
40. Zjawiska fluorescencji i fosforescencji – porównanie mechanizmu procesów.
41. Jakie informacje o molekułach otrzymujemy w spektroskopii mikrofalowej, podczerwieni ultrafioletu i świetle widzialnym
42. Omówić zjawisko rozproszenia światła.
43. Energia dysocjacji i wiązania chemicznego – jak wyznaczyć energię dysocjacji z widm elektronowych.
44. Zastosowanie spektroskopii molekularnej w ilościowej i jakościowej analizie chemicznej.
45. Przybliżenie Borna-Oppenheimera w spektroskopii molekularnej.
46. Koncepcja drgań charakterystycznych w spektroskopii oscylacyjnej. Drgania charakterystyczne a drgania normalne.
47. Konsekwencje anharmoniczności w widmie oscylacyjnym.
48. Komplementarność widm Ramana i w podczerwieni.
49. Obsadzenie poziomów oscylacyjnych i rotacyjnych w warunkach równowagi termicznej.
50. Dipolowy moment przejścia. Związek z intensywnością widm optycznych.
51. Zależność intensywności widm Ramana i podczerwieni od stężenia.
52. Wpływ podstawienia izotopowego na widmo oscylacyjne.
53. Warunki uzyskiwania akcji laserowej.
54. Rodzaje promieniowania jądrowego. Pojęcie czasu połowicznego rozpadu.
55. Oddziaływanie promieniowania jonizującego z materią.
56. Zastosowanie izotopów promieniotwórczych w medycynie i technice.
57. Energetyka jądrowa - reaktory jądrowe, kwestie bezpieczeństwa.

Zagadnienia z chemii kwantowej i krystalografii

1. Co to jest symetria i jakie ma zastosowania w odniesieniu do struktury ciała stałego i struktury cząsteczki.
2. Grupy punktowe i ich zastosowanie do opisu struktury kryształów.
3. Co to są grupy Lauego i jakie mają zastosowania w krystalografii?
4. Jak definiuje się sieć krystaliczną? Układy krystalograficzne – ich definicja i właściwości.
5. Podaj definicję kryształu oraz główne cechy, które odróżniają stan krystaliczny od innych stanów materii. Jak opisuje się symetrię sieci krystalicznych?
6. Grupy przestrzenne – definicja i zastosowania.
7. Sieci Bravais i grupy dyfrakcyjne - definicja i zastosowania. W jaki sposób oblicza się w przypadku ogólnym objętość komórki elementarnej.
8. Struktury gęsto i najgęściej upakowane. W jaki sposób można obliczyć długość wiązania i wartość kąta walencyjnego w strukturze cząsteczki, tworzącej badany kryształ.
9. Właściwości i zastosowanie promieniowania rentgenowskiego w badaniach struktury kryształów. Równania Bragga i Lauego - definicja i zastosowanie.
10. Źródła promieniowania rentgenowskiego stosowane w badaniach strukturalnych. Konstrukcja Ewalda – definicja i zastosowanie.
11. Definicja sieci odwrotnej, główne właściwości i zastosowania.
12. Definicja komórki elementarnej i jej rola w krystalografii.
13. Jakie znasz klasyczne metody rentgenowskie badań struktury kryształów: ich rola i zastosowania.
14. Jakie znasz metody goniometryczne badań struktury kryształów – ich zastosowania. Czynniki wpływające na intensywność wiązki promieniowania rentgenowskiego ugiętego na kryształe.

15. Jaka jest różnica w rozpraszaniu promieniowania rentgenowskiego i neutronowego na kryształach?
16. Promieniowanie rentgenowskie a promieniowanie widzialne – czy można zobaczyć obiekty, na których promieniowanie rentgenowskie ulega rozproszeniu?
17. Co to jest czynnik struktury – jego definicja i rola w krystalografii.
18. Na czym polega problem fazowy w krystalografii? Jakie są metody rozwiązywania problemu fazowego w krystalografii?
19. 20, Atomowy czynnik rozpraszania – definicja i rola.
20. Główne idee metod bezpośrednich. Zinterpretuj następujące symbole: $4/m$, (123) , $[UVW]$, $P2_1/c$, $B222$.
21. Synteza Pattersona a synteza Fouriera – podobieństwa i różnice, oraz zastosowania.
22. Na czym polega udokładnienie struktury kryształu?
23. Co to są wygaszenia systematyczne w krystalografii – ich definicja i zastosowania.
24. Czym różnią się płaszczyzny poślizgu i osie śrubowe od zwykłych płaszczyzn symetrii i zwykłych osi symetrii? Rachunek pasowy – jego rola w krystalografii.
25. Jakie właściwości obrazu dyfrakcyjnego zależne są od pozycji atomów w komórce elementarnej? Zinterpretuj terminy: płaszczyzna poślizgu, cięcie Harkera, komórka elementarna, równania Lauego, czynnik struktury.
26. Zdefiniuj wskaźniki rozbieżności w rentgenowskich badaniach struktury kryształów i podaj, do czego one służą.
27. Zdefiniuj główne etapy procesu rozwiązywania struktury kryształu. Do czego służy krzywa Wilsona – definicja i zastosowania.
28. Jakościowe versus ilościowe badania rozkładów gęstości elektronowej w kryształach – podobieństwa i różnice. Zinterpretuj terminy: oś śrubowa, relacja trypletowa, czworościan zasadniczy, konstrukcja Ewalda, elementy symetrii.
29. Podobieństwa i różnice w badaniach struktury kryształów małych cząsteczek i makromolekuł (białek). Zinterpretuj następujące symbole: 2 , $[123]$, (hkl) , $Pbca$, c , Cc , 2_1
30. Omówić równanie Schroedingera zależne od czasu i równanie Schroedingera dla stanów stacjonarnych. Rozważyć przykład cząstki w pudle.
31. Jak wyglądają rozwiązania równania Schroedingera dla oscylatora harmonicznego?
32. Jak wyglądają rozwiązania równania Schroedingera dla rotatora sztywnego?
33. Omówić orbitale atomu wodoru.
34. Co to jest spin cząstki kwantowej?
35. Co to są bozony i fermiony, jakie są matematyczne warunki nałożone na funkcje falowe wielu identycznych bozonów i wielu identycznych fermionów? Co to jest zakaz Pauliego?
36. Co to jest zasada wariacyjna i metoda wariacyjna?
37. Na czym polega rachunek zaburzeń?
38. Omówić przybliżenie adiabatyczne i przybliżenie Borna-Oppenheimera. Jaki jest ich związek z pojęciem geometrii (równowagowej) molekuly, oraz pojęciem hiperpowierzchni energii potencjalnej dla ruchu jąder w molekule? Na czym polega proces optymalizacji geometrii molekuly?
39. Omówić kwantowy wielowymiarowy oscylator harmoniczny oraz jego związek z modelowaniem drgań molekuly wieloatomowej. Co to są drgania normalne molekuly?
41. Omówić strukturę elektronowo-oscylacyjno-rotacyjną poziomów energetycznych molekuly dwuatomowych.
40. Omówić budowę, własności i zastosowania wyznacznika Slatera.
41. Na czym polega metoda Hartree-Focka? Dlaczego metoda Hartree-Focka jest przybliżeniem? Co to jest korelacja elektronowa?
42. Jak wyznaczamy orbitale molekularne? Co to jest metoda LCAO MO, omówić jej sens i znaczenie. Co to są STO i GTO?

43. Objąć pojęcia: orbital wiążący, orbital wirtualny, HOMO, LUMO, orbital atomowy zhybrydowany, orbital molekularny zlokalizowany. Jak wyglądają orbitale zlokalizowane molekuly wody?
44. Co to jest energia dysocjacji molekuly dwuatomowej? Jak wygląda opis dysocjacji H_2 w ramach metody Hartree-Focka? Jak można poprawić ten opis?
45. Co to jest energia wiązania chemicznego? Wyłumaczyć przyczynę wiązania chemicznego w jonie molekularnym H_2^+ .
46. Podać i wyjaśnić reguły Hunda.
47. Na czym polega metoda oddziaływania konfiguracji (CI)? Omówić na przykładzie metody CISD.
48. Na czym polega wielokonfiguracyjna metoda pola samouzgodnionego (MC SCF) i metoda pola samouzgodnionego w zupełnej przestrzeni aktywnej (CAS SCF)?
49. Na czym polega metoda sprzężonych klasterów (CC)? Omówić na przykładzie metody CCSD.
50. Co to jest wielociałowy rachunek zaburzeń Moellera-Plesseta (MP)? Omówić na przykładzie metody MP2.
51. Co to jest teoria funkcjonału gęstości (DFT)? Omówić na przykładzie metody Kohna-Shama.
52. Zdefiniować adiabatyczny potencjał jonizacji oraz adiabatyczne powinowactwo elektronowe molekuly.
53. Omówić dwie wybrane metody znajdowania elektronowych stanów wzbudzonych. Zdefiniować najważniejsze wielkości, pozwalające na teoretyczne odtworzenie widma UV/Vis.
54. Co to jest energia oddziaływania dwóch molekuly? Jaki podział energii oddziaływania międzymolekularnego oferuje rachunek zaburzeń o adaptowanej symetrii oraz jaka jest interpretacja fizyczna poszczególnych składowych? Dlaczego w ramach teorii Hartree-Focka nie można objaśnić oddziaływania atomów gazów szlachetnych, znanego jako tzw. siły Van der Waalsa?
55. Jak w ramach chemii kwantowej można opisać wiązanie wodorowe?
56. Omów teorię reakcji przeniesienia elektronu Marcusa.
57. Co to jest wewnętrzna współrzędna reakcji? Jak można scharakteryzować stan przejściowy (ang. transition state) molekuly biorących udział w reakcji chemicznej? Co to jest energia aktywacji?
58. Omówić metody obliczania momentu dipolowego oraz polaryzowalności statycznej molekuly.

Załącznik 4

do uchwały nr 8 Rady Dydaktycznej Wydziału Chemii z dnia 3 kwietnia 2020 r. w sprawie wytycznych dotyczących procesu dyplomowania na Wydziale Chemii Uniwersytetu Warszawskiego

WZÓR WNIOSKU O ZGODĘ NA WSPÓLKIEROWANIE PRACĄ DYPLOMOWĄ PRZEZ OSOBĘ SPOZA UNIwersYTETU WARSZAWSKIEGO

Wniosek o powołanie współkierującego pracą dyplomowej		
..... typ pracy dyplomowej		
..... imię i nazwisko, tytuł naukowy kierującego pracą dyplomową (pracownika Wydziału Chemii UW)		
..... imię i nazwisko studenta numer indeksu studenta kierunek studiów
..... imię i nazwisko, tytuł naukowy proponowanego współkierującego pracą dyplomową (spoza UW)		
..... miejsce zatrudnienia		
Opis projektu dyplomowego		

Uzasadnienie podjęcia współpracy

Uprzejmie przypominamy, że jeżeli wyniki badań przeprowadzonych przez studenta w trakcie realizacji pracy dyplomowej zostaną opublikowane, student powinien umieścić przy swoim nazwisku również afiliację Uniwersytetu Warszawskiego oraz przypominamy, że współkierujący pracą dyplomową jest zobowiązany do napisania recenzji pracy zgodnie z zasadami dyplomowania na WCh UW.

.....

imię i nazwisko
proponowanego współkierującego pracą
(spoza WCh)

imię i nazwisko
kierującego pracą z WCh UW