

SYLABUS

DOTYCZY CYKLU KSZTAŁCENIA ..2024-2028...

(skrajne daty)

Rok akademicki 2024/2025

1. PODSTAWOWE INFORMACJE O PRZEDMIOCIE

Nazwa przedmiotu	Chemia
Kod przedmiotu*	
nazwa jednostki prowadzącej kierunek	Wydział Nauk Ścisłych i Technicznych
Nazwa jednostki realizującej przedmiot	Wydział Nauk Ścisłych i Technicznych, Instytut Inżynierii materiałowej
Kierunek studiów	Nanotechnologia
Poziom studiów	studia pierwszego stopnia
Profil	ogólnoakademicki
Forma studiów	studia stacjonarne
Rok i semestr/y studiów	I rok/ I semestr, II semestr
Rodzaj przedmiotu	Przedmiot podstawowy
Język wykładowy	Język polski
Koordinator	Dr Renata Wojnarowska-Nowak
Imię i nazwisko osoby prowadzącej / osób prowadzących	Dr Renata Wojnarowska-Nowak

* -opcjonalnie, zgodnie z ustaleniami w Jednostce

1.1. Formy zajęć dydaktycznych, wymiar godzin i punktów ECTS

Semestr (nr)	Wykł.	Ćw.	Konw.	Lab.	Sem.	ZP	Prakt.	Inne (jakie?)	Liczba pkt. ECTS
I	30	30							5
II	30			30					5

1.2. Sposób realizacji zajęć

- ☒ zajęcia w formie tradycyjnej
- ☒ zajęcia realizowane z wykorzystaniem metod i technik kształcenia na odległość

1.3 Forma zaliczenia przedmiotu (z toku) (egzamin, zaliczenie z oceną, zaliczenie bez oceny)

EGZAMIN

2. WYMAGANIA WSTĘPNE

Znajomość chemii i fizyki na poziomie szkoły średniej

3. CELE, EFEKTY UCZENIA SIĘ, TREŚCI PROGRAMOWE I STOSOWANE METODY DYDAKTYCZNE

3.1 Cele przedmiotu

C1	Zapoznanie studentów z terminologią i nomenklaturą chemiczną, podstawowymi prawami i pojęciami chemicznymi
C2	Zdobycie przez studentów wiadomości z zakresu chemii ogólnej i nieorganicznej, z elementami chemii fizycznej, organicznej i analitycznej
C3	Zapoznanie studentów z zasadami bezpiecznej pracy z odczynnikami chemicznymi oraz umiejętności pracy w laboratorium chemicznym
C4	Zdobycie umiejętności przeprowadzenia eksperymentów chemicznych, zapisu obserwacji i wyciągania wniosków z przeprowadzonych doświadczeń
C5	Nabycie umiejętności wykonywania podstawowych obliczeń chemicznych

3.2 Efekty uczenia się dla przedmiotu

EK (efekt uczenia się)	Treść efektu uczenia się zdefiniowanego dla przedmiotu	Odniesienie do efektów kierunkowych ¹
EK_01	Student posiada wiedzę w zakresie chemii ogólnej, nieorganicznej i organicznej, chemii fizycznej oraz elementów biochemii zna podstawy budowy materii, klasyfikacje i właściwości pierwiastków i związków chemicznych, podstawowe prawa chemii	K_Wo3
EK_02	Potrafi wykorzystać przekaz słowny i graficzny treści nauczania z zakresu chemii i nanochemii, aby pozyskiwać wyselekcjonowane informacje pogłębiające dotychczasową wiedzę, które mogą być wykorzystane w sposób praktyczny i użyteczny, potrafi dokonać selekcji informacji i określić ich istotność	K_Uo6
EK_03	Potrafi dokonać doboru metod i technik badawczych, metod eksperymentalnych i metod analizy instrumentalnej do badań związków chemicznych, materiałów i nanomateriałów, zarówno prowadząc	K_Uo7

¹ W przypadku ścieżki kształcenia prowadzącej do uzyskania kwalifikacji nauczycielskich uwzględnić również efekty uczenia się ze standardów kształcenia przygotowującego do wykonywania zawodu nauczyciela.

	analizy jakościowe jak i ilościowe	
EK_04	Posiada kompetencje do właściwego przedstawienia efektów własnej pracy i prezentacji uzyskanych rezultatów zgodnie z zasadami etyki zawodowej, z uwzględnieniem specyfiki pracy indywidualnej oraz pracy w grupach	K_Ko2

3.3 Treści programowe

A. Problematyka wykładu

Treści merytoryczne
Semestr I
1. Podstawowe pojęcia chemiczne. Stany skupienia, pierwiastek, związek, mieszanina (jednorodna, niejednorodna). Podstawowe prawa chemiczne. Zakresy zainteresowań głównych działów chemii: analitycznej, fizycznej, nieorganicznej, organicznej, biochemii.
2. Budowa atomu. Atomy, molekuły i jony. Radioaktywność, liczba masowa, liczba atomowa, izotopy, wyznaczanie masy atomowej.
3. Elektronowa struktura atomu: liczby kwantowe, orbitale, schemat poziomów energetycznych, zasady wypełniania powłok elektronowych, reguła nieoznaczoności, zakaz Pauliego, reguła Hunda.
4. Układ okresowy pierwiastków. Właściwości chemiczne i fizyczne pierwiastków. Konfiguracje elektronowe, a położenie pierwiastka w układzie okresowym. Efektywny ładunek jądra, przewidywanie trendów – promień atomowy, promień jonowy, energia jonizacji, powinowactwo elektronowe. Aktywność chemiczna pierwiastków. Podział na metale, półmetale i niemetale.
5. Pierwiastki bloku s i p oraz ich właściwości.
6. Pierwiastki bloku d i f oraz ich właściwości
7. Stany skupienia materii. Stan stały: typy sieci krystalicznej, izomorfizm i polimorfizm. Stany ciekłe. Roztwory - podstawowe pojęcia, własności koligatywne, przemiany fazowe, reguła faz, wykresy fazowe. Stan gazowy. Stan plazmy. Elementy chemii koloidów.
8. Reakcje chemiczne i ich stechiometria. Równanie reakcji chemicznej i jego interpretacja. Prawa stechiometrii. Prawo stałości składu. Prawo stałych stosunków stechiometrycznych: molowych, wagowych i objętościowych
9. Roztwór a mieszanina. Rozpuszczalnik, substancja rozpuszczona. Masa i gęstość roztworu. Masa molowa, prawo Avogadro. Stężenie molowe, stężenie procentowe, ułamek wagowy, ułamek molowy. Przeliczanie stężeń. Rozpuszczalność substancji.
10. Reakcje chemiczne i klasyfikacja reakcji chemicznych. Procesy utleniania i redukcji. Stopnie utleniania. Reakcje oksydacyjno-redukcyjne. Utleniacz i reduktor. Zapis i bilansowanie reakcji jonowych.
11. Pojęcie wiązania chemicznego. Rodzaje wiązań: jonowe, kowalencyjne, metaliczne i międzycząsteczkowe. Wartościowości pierwiastków. Teoria orbitali

molekularnych, wiązania σ i π , orbitale wiążące i antywiążące hybrydyzacja orbitali.
12. Klasyfikacja związków nieorganicznych i ich nomenklatura. Wzory związków chemicznych: empiryczne, cząsteczkowe i strukturalne.
13. Ważniejsze grupy związków nieorganicznych: tlenki, wodorki, wodorotlenki, kwasy tlenowe i beztlenowe, sole. Silne i słabe kwasy oraz zasady. Bezpieczeństwo pracy z kwasami i zasadami
14. Związki koordynacyjne. Kompleksy jonowe i obojętne, liczba koordynacyjna, ligandy, trwałość związków kompleksowych i ich budowa, nomenklatura, dysocjacja i izomeria związków kompleksowych.
15. Teoria dysocjacji elektrolitycznej Arheniusa. Reakcje jonowe i teorie kwasów i zasad: reakcje dysocjacji i zobojętniania. Równowagi w wodnych roztworach elektrolitów. Stała równowagi reakcji chemicznej. Stałe dysocjacji kwasów i zasad, stopień dysocjacji, moc kwasów i zasad. Iloczyn rozpuszczalności soli. Iloczyn jonowy wody i skala pH. Wskaźniki kwasowo-zasadowe.
Semestr II
16. Potencjały standardowe – szereg elektrochemiczny. Rodzaje ogniw i półogniw. Potencjały (siły elektromotoryczne, SEM) półogniw i ogniw elektrochemicznych - równanie Nernsta
17. Podstawy termodynamiki. Rodzaje układów, własności fizyczne układów, parametry stanu, zerowa zasada termodynamiki, warunki standardowe i normalne, warunki standardowe w termodynamice, praca objętościowa, gaz doskonały i prawa gazowe, gaz rzeczywisty
18. I zasada termodynamiki, pojęcie energii wewnętrznej, funkcje stanu, eksperyment Julia, entalpia. Prawo Hessa i Kirchhoffa.
19. II zasada termodynamiki, III zasada termodynamiki, procesy samorzutne, nieodwracalne, odwracalne, cykl Carnota.
20. Wstęp do kinetyki chemicznej. Szybkość i rząd reakcji chemicznych. Doświadczalne metody badań kinetycznych, podstawowe równania kinetyczne, kinetyka reakcji złożonych i łańcuchowych.
21. Procesy katalityczne, kataliza, katalizatory.
22. Analiza jakościowa – analiza kationów i anionów
23. Analiza ilościowa – omówienie wybranych metod
24. Podstawy chemii organicznej. Węglowodory alifatyczne: alkany, alkeny, alkiny, cykloalkany jedno- i wielopierścieniowe. Węglowodory aromatyczne: pojęcie aromatyczności, jony aromatyczne, reguła Hückla. Klasyfikacja, nazewnictwo, właściwości chemiczne i fizyczne.
25. Alkohole, aldehydy, ketony, Kwasy karboksylowe, estry, aminy i amidy – budowa, właściwości, reakcje charakterystyczne.
26. Związki metaloorganiczne i ich reaktywność.
27. Polimery oraz ich własności i zastosowania.
28. Związki organiczne występujące naturalnie w organizmach roślinnych i zwierzęcych: alkaloidy, steroidy, lipidy, terpeny, aminokwasy, peptydy, białka, kwasy nukleinowe.
29. Nanochemia – podstawowe nowej dziedziny chemii
30. Nanochemia – przedmiot zainteresowania i zastosowania

B. Problematyka ćwiczeń

Treści merytoryczne
Semestr I
1. Budowa atomów – składniki atomów, izotopy, przemiany jądrowe. Jony.
2. Właściwości i reakcje chemiczne pierwiastków, konfiguracja elektronowa i położenie w układzie okresowym a właściwości pierwiastków.
3. Przekazywanie informacji chemicznych – skład substancji wyrażany wzorami chemicznymi, budowa substancji wyrażana wzorami strukturalnymi
4. Prawa chemiczne – podstawowe obliczenia chemiczne.
5. Stężenia jonów i cząsteczek w ciałach stałych, cieczach i gazach: ułamek masowy (wagowy), procent wagowy (masowy), ułamek molowy, procent molowy i objętościowy - obliczenia.
6. Stężenie molowe i procentowe roztworów – obliczenia.
7. Rozpuszczalność, rozpuszczalność hydratów, iloczyn rozpuszczalności – obliczenia.
8. Przeliczanie stężeń roztworów. Sporządzanie naważek. Sporządzanie roztworów o zadanym stężeniu. Rozcieńczanie i mieszanie roztworów – obliczenia.
9. Przekazywanie informacji chemicznych – przemiany chemiczne przedstawiane za pomocą równań chemicznych
10. Stechiometria reakcji chemicznych. Określanie mas i liczności reagentów.
11. Chemia roztworów wodnych - dysocjacja jonowa, stopień dysocjacji, stała dysocjacji
12. Reakcje utleniania i redukcji, stopień utlenienia - zadania
13. Pierwiastki poszczególnych bloków układu okresowego - zadania
14. Związki nieorganiczne – zadania
15. Nanomateriały, nanotechnologia, nanochemia – zadania.

C. Problematyka ćwiczeń laboratoryjnych

Treści merytoryczne
Semestr II
1. Zapoznanie się z przepisami BHP i zasadami bezpiecznej pracy z chemikaliami, zasadami ich utylizacji. Wykonywanie podstawowych czynności laboratoryjnych, bezpieczne prowadzenie reakcji chemicznych.
2. Przygotowywanie naważek i sporządzanie roztworów o określonym stężeniu procentowym i molowym, rozcieńczanie roztworów.
3. Reakcje chemiczne – przebieg i typy reakcji chemicznych
4. Właściwości i reakcje chemiczne tlenków i związków z wodorem.
5. Kwasy, zasady – reakcje zobojętniania, skala pH, wskaźniki kwasowo – zasadowe.
6. Elektrolity, stała i stopień dysocjacji
7. Hydroliza soli.
8. Miareczkowanie alkacymetryczne – analiza ilościowa.
9. Reakcje jonowe: reakcje wypierania i wytrącania, analiza wybranych kationów i

anionów.
10. Reakcje utleniania i redukcji.
11. Szereg napięciowy metali.
12. Właściwości chemiczne i fizyczne wybranych związków organicznych.
13. Właściwości chemiczne i fizyczne wybranych związków biologicznych.
14. Właściwości chemiczne i fizyczne wybranych polimerów.
15. Pracownia zaliczeniowa

3.4 Metody dydaktyczne

Np.:

Wykład: wykład problemowy, wykład z prezentacją multimedialną, metody kształcenia na odległość

Ćwiczenia: analiza tekstów z dyskusją, metoda projektów (projekt badawczy, wdrożeniowy, praktyczny), praca w grupach (rozwiązywanie zadań, dyskusja), gry dydaktyczne, metody kształcenia na odległość

Laboratorium: wykonywanie doświadczeń, projektowanie doświadczeń

Wykład: wykład z prezentacją multimedialną

Ćwiczenia: rozwiązywanie zadań, wykonywanie zadań obliczeniowych, dyskusja, analiza danych, praca w grupach

Laboratorium: wykonywanie doświadczeń, wykonywanie zadań obliczeniowych, zapisywanie obserwacji, analiza uzyskanych wyników, praca w grupach

4. METODY I KRYTERIA OCENY

4.1 Sposoby weryfikacji efektów uczenia się

Symbol efektu	Metody oceny efektów uczenia się (np.: kolokwium, egzamin ustny, egzamin pisemny, projekt, sprawozdanie, obserwacja w trakcie zajęć)	Forma zajęć dydaktycznych (w, ćw, ...)
EK_01	egzamin pisemny, kolokwium, sprawozdania	W, LAB, ćw
EK_02	egzamin pisemny, kolokwium, , sprawozdania, obserwacja w trakcie zajęć	W, LAB, ćw
EK_03	egzamin pisemny, kolokwium, sprawozdania, obserwacja w trakcie zajęć	W, LAB, ćw
EK_04	sprawozdania, obserwacja w trakcie zajęć	LAB, ćw

4.2 Warunki zaliczenia przedmiotu (kryteria oceniania)

Zaliczenie przedmiotu potwierdzi stopień osiągnięcia przez Studenta zakładanych efektów uczenia się. Weryfikacja osiągniętych efektów uczenia się kontrolowana jest na bieżąco w trakcie przeprowadzenia zajęć. Końcowa ocena będzie odzwierciedleniem stopnia osiągniętych efektów. Weryfikacja efektów uczenia się z wiedzy i umiejętności odbywać się będzie przez egzamin pisemny, kolokwia, sprawozdania, kontrolę przygotowania do zajęć, obserwację w trakcie zajęć; w zakresie kompetencji społecznych poprzez obserwację w trakcie zajęć i przygotowane sprawozdania. Sprawdzenie efektów dla zajęć bez udziału nauczyciela odbywać się będzie poprzez ocenę przygotowania studenta do ćwiczeń, laboratorium oraz egzaminu i właściwe przygotowanie sprawozdań.

Wykład:

- egzamin pisemny
- aby przystąpić do egzaminu student musi uzyskać pozytywną ocenę z laboratorium i zajęć projektowych
- skala ocen:
 - dst. (51-60)% pkt.
 - +dst (61-70)% pkt.
 - db (71-80)% pkt.
 - +db (81-90)% pkt.
 - bdb (91-100)% pkt.

Ćwiczenia:

- obecność na zajęciach (dopuszczalna 1 nieobecność)
- uzyskanie pozytywnych ocen z kolokwiów pisemnych
- Ocena końcowa jest średnią arytmetyczną z ocen cząstkowych uzyskanych z kolokwium i bieżącego przygotowania do wykonywanych ćwiczeń
- skala ocen:
 - dst. (51-60)% pkt.
 - +dst (61-70)% pkt.
 - db (71-80)% pkt.
 - +db (81-90)% pkt.
 - bdb (91-100)% pkt.

Laboratorium:

- wykonanie ćwiczeń praktycznych i przygotowanie sprawozdań
- uzyskanie pozytywnych ocen z kolokwiów pisemnych
- Ocena końcowa jest średnią arytmetyczną z ocen cząstkowych uzyskanych z kolokwium i bieżącego przygotowania do wykonywanych ćwiczeń
- skala ocen:
 - dst. (51-60)% pkt.
 - +dst (61-70)% pkt.
 - db (71-80)% pkt.
 - +db (81-90)% pkt.
 - bdb (91-100)% pkt.

--

5. CAŁKOWITY NAKŁAD PRACY STUDENTA POTRZEBNY DO OSIĄGNIĘCIA ZAŁOŻONYCH EFEKTÓW W GODZINACH ORAZ PUNKTACH ECTS

Forma aktywności	Średnia liczba godzin na zrealizowanie aktywności
Godziny z harmonogramu studiów	120
Inne z udziałem nauczyciela akademickiego (udział w konsultacjach, egzaminie)	4
Godziny niekontaktowe – praca własna studenta (przygotowanie do zajęć, egzaminu, napisanie referatu itp.)	126
SUMA GODZIN	250
SUMARYCZNA LICZBA PUNKTÓW ECTS	10

** Należy uwzględnić, że 1 pkt ECTS odpowiada 25-30 godzin całkowitego nakładu pracy studenta.*

6. PRAKTYKI ZAWODOWE W RAMACH PRZEDMIOTU

wymiar godzinowy	
zasady i formy odbywania praktyk	

7. LITERATURA

Literatura podstawowa: 1. Podstawy chemii nieorganicznej / Adam Bielański, Warszawa : Wydawnictwo Naukowe PWN, 2018 2. Cox P.A. Chemia nieorganiczna Wydawnictwo PWN 2012 3. Przemysław Kolek. „Chemia” - Rzeszów : Uniwersytet Rzeszowski. Wydział Matematyczno-Przyrodniczy. Centrum Dydaktyczno-Naukowe Mikroelektroniki i Nanotechnologii, 2014. - ISBN 978-83-938523-5-2 4. Lech Pajdowski. „Chemia ogólna” - Wyd. 9 uzup. - Warszawa : Wydaw. Naukowe PWN, 1997. - ISBN 83-01-12356-7 5. Nanochemia : podstawowe koncepcje / Ludovico Cademartiri, Geoffrey A. Ozin ; przekł. [z ang.] Andrzej M. Kłonkowski, Warszawa : Wydawnictwo Naukowe PWN, 2011 6. Chemia organiczna / Przemysław Mastalerz, Warszawa : Wydaw. Chemiczne, 2000 7. Chemia fizyczna / Peter William Atkins ; [z ang. tł. Dorota Jamróż i in.] Warszawa : Wydaw. Naukowe PWN, 2016

8. Minczewski J., Marczenko Z., Chemia analityczna, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2005. 9. Cygański A., Chemiczne metody analizy ilościowej, WNT Warszawa 1999. 10. K. M. Pazdro, Zbiór Zadań z Chemii, Oficyna Edukacyjna, Warszawa, 1994
Literatura uzupełniająca: 1. Irena Barycka, Krzysztof Skudlarski. „Podstawy chemii”, - Wyd. 5 popr. i uzup. - Wrocław : Oficyna Wydawnicza Politechniki Wrocławskiej, 2001. 2. A.Cotton, G.Wilkinson, P.Gaus, „Chemia nieorganiczna – podstawy” PWN Warszawa 1995; 3. P. Mastalerz „Elementarna chemia nieorganiczna” wydanie 3, Wydawnictwo Chemiczne, Wrocław 2011, 4. Szmaj S., Lipiec T., Chemia analityczna z elementami analizy instrumentalnej, 5. T. Penkala, Podstawy Chemii Ogólnej, Wydawnictwo Naukowe PWN, 6. P. Atkins, L. Jones, Chemia Ogólna, Cząsteczki, Materia, Reakcje, Wydawnictwo Naukowe PWN, 2012

Akceptacja Kierownika Jednostki lub osoby upoważnionej

