

SYLABUS

DOTYCZY CYKLU KSZTAŁCENIA 2025-2030

Rok akademicki 2025-2026

1. PODSTAWOWE INFORMACJE O PRZEDMIOCIE

Nazwa przedmiotu	Chemia ogólna i nieorganiczna
Kod przedmiotu*	ChOiN
nazwa jednostki prowadzącej kierunek	Collegium Medicum, Wydział Medyczny, Uniwersytet Rzeszowski
Nazwa jednostki realizującej przedmiot	Zakład Toksykologii
Kierunek studiów	Analityka medyczna
Poziom studiów	Jednolite magisterskie
Profil	Praktyczny
Forma studiów	Studia stacjonarne
Rok i semestr/y studiów	I rok, I semestr
Rodzaj przedmiotu	Obowiązkowy
Język wykładowy	Polski
Koordynator	Dr hab. n. med. i n. o zdr. Kamil Jurowski, prof. UR
Imię i nazwisko osoby prowadzącej / osób prowadzących	Dr hab. n. med. i n. o zdr. Kamil Jurowski, prof. UR, mgr inż. Alicja Krośniak

* -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	15				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)**

WYKŁAD: EGZAMIN

LABORATORIA: ZALICZENIE Z OCENĄ

SEMINARIUM: ZALICZENIE Z OCENĄ

2. WYMAGANIA WSTĘPNE

Wiedza z chemii na poziomie szkoły średniej.
--

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

3.1 Cele przedmiotu

C1	Zapoznanie z podstawami chemii ogólnej i nieorganicznej.
C2	Wprowadzenie podstaw chemii analitycznej.

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 zna i rozumie zagadnienia z zakresu chemii ogólnej i nieorganicznej w stopniu niezbędnym do głębszego zrozumienia zagadnień z dyscypliny naukowej nauki chemiczne oraz dyscypliny naukowej nauki biologiczne, a także zasady oznaczania związków nieorganicznych i metody postępowania analitycznego stosowane w laboratoriach medycznych.	B.W1
EK_02	Student zna i rozumie właściwości chemiczne pierwiastków i ich związków.	B.W2
EK_03	Student zna podstawy budowy jądra atomowego i reakcji jądrowej, zwłaszcza rozpadu promieniotwórczego oraz zasady obliczeń szybkości rozpadu radionuklidów.	B.W3
EK_04	Student zna mechanizmy tworzenia i rodzaje wiązań chemicznych oraz mechanizmy oddziaływań międzycząsteczkowych w różnych stanach skupienia materii.	B.W4
EK_05	Student zna analityczne metody jakościowej i ilościowej oceny związków nieorganicznych i organicznych oraz celowość stosowania tych metod w analizie medycznej.	B.W5
EK_06	Student zna nomenklaturę, właściwości oraz metody identyfikacji związków nieorganicznych oraz kompleksowych.	B.W9
EK_07	Student potrafi zastosować podstawowe techniki laboratoryjne, w tym chemiczną analizę jakościową.	B.U1
EK_08	Student potrafi sporządzać roztwory o określonych stężeniach, a także roztwory o określonym pH, zwłaszcza roztwory buforowe.	B.U4
EK_09	Student potrafi opisywać właściwości chemiczne pierwiastków i związków nieorganicznych oraz oceniać trwałość wiązań i reaktywność związków nieorganicznych na podstawie ich budowy.	B.U5
EK_10	Student potrafi zidentyfikować substancje nieorganiczne.	B.U6
EK_11	Student potrafi zmierzyć lub wyznaczyć wielkości fizykochemiczne oraz opisywać i analizować właściwości i	B.U7

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

	procesy fizykochemiczne, stanowiące podstawę farmakokinetyki.	
EK_12	Student potrafi wykonywać wszystkie czynności laboratoryjne z dbałością pozwalającą na zachowanie pełnego bezpieczeństwa swojego i osób współpracujących.	B.U10
EK_13	Student potrafi zaplanować i wykonywać analizy chemiczne oraz interpretować ich wyniki, a także wyciągać wnioski.	B.U14

3.3 Treści programowe

A. Problematyka wykładu

Treści merytoryczne	
1	Wstęp do chemii ogólnej. Jądro atomowe, promieniotwórczość.
2	Elektrony w atomach pierwiastków i wynikające z tego konsekwencje.
3	Elektrony w atomach pierwiastków i wynikające z tego konsekwencje – cd.
4	Zmiany właściwości fizykochemicznych pierwiastków w układzie okresowym pierwiastków chemicznych. Wiązania chemiczne cz. 1.
5	Wiązania chemiczne cz. 2. oddziaływania międzycząsteczkowe. Właściwości związków nieorganicznych z uwagi na występujące wiązania. Wiązanie chemiczne jako orbitale molekularne. Diagramy energetyczne cząsteczek typu A_2 , AB.
6	Kształt i geometria cząsteczek: hybrydyzacja walencyjnych orbitali atomowych, teoria VSEPR.
7	Stechiometria: wzorów chemicznych, równań reakcji chemicznych, mieszanin. Sposoby rozdzielania mieszanin. Stechiometria reakcji współbieżnych. Wydajność reakcji chemicznych.
8	Chemia roztworów wodnych: budowa i rodzaje roztworów, trwałość roztworów koloidalnych, rozpuszczalność substancji. Sposoby wyrażania stężeń: stężenie procentowe, molowe i inne (np. ułamek molowy).
9	Dysocjacja elektrolityczne. Teorie kwasów i zasad. Stopień dysocjacji. Stała dysocjacji. Iloczyn jonowy wody. Pojęcie odczyny i pH roztworu, skala pH. Obliczenia związane z elektrolitami mocnymi.
10	Równowagi jonowe: stężenie i aktywność. Elektrolity słabe. Prawo rozcieńczeń Ostwalda. Kwasy i zasady wieloprotonowe.
11	Wskaźniki. Hydroliza soli. Rozpuszczalność i iloczyn rozpuszczalności. Bufory, pojemność buforowa.
12	Stopień utlenienia i reakcje redoks: reguły związane z ustalaniem stopni utlenienia w związkach nieorganicznych. Sytuacje skomplikowane w równaniach reakcji utlenienia-redukcji z udziałem związków nieorganicznych: dysproporcjonowanie, synproporcjonowanie, reakcje redoks, w których stopień utlenienia przyjmuje wartości ułamkowe, w których stopień utlenienia zmienia wiele różnych atomów różnych rodzajów, ustalanie środowiska reakcji w równaniach reakcji redoks. Zjawisko specjacji i jej wpływ na właściwości substancji.
13	Stopień utlenienia atomów węgla, azotu i tlenu w związkach organicznych. Reguły związane z ustalaniem stopni utlenienia atomów węgla w związkach organicznych. Wybrane równania reakcji redoks w reakcjach z udziałem związków organicznych. Procesy redoks w układach biologicznych.
14	Podstawy elektrochemii: aktywność metali/szereg napięciowy metali, półogniwa/ogniwa chemiczne, siła elektromotoryczna ogniwa. Korozja.
15	Zależność potencjału od stężeń składników układu redoks dla danej reakcji, ogniwa

	stężeniowe.
16	Elektroliza, napięcie rozkładowe, Reguły dotyczące reakcji elektrodowych w zależności od substancji poddawanych elektrolizie. Reguły dotyczące procesów elektrodowych zachodzących podczas elektrolizy z wykorzystaniem elektrod platynowych lub grafitowych wynikające z obliczeń chemicznych. Szczegółowe przykłady elektrolizy w zależności od systematyki związków nieorganicznych.
17	Podstawy termochemii: energia i jej rodzaje, typy układów termochemicznych, typy procesów termochemicznych. Energia wewnętrzna I zasada termodynamiki. Metody obliczeniowe stosowane w obliczeniach zmian entalpii.
18	Profil energetyczny reakcji chemicznej. Entropia i druga zasada termodynamiki. III zasada termodynamiki. Entalpia swobodna i energia swobodna. Związek entalpii swobodnej z SEM ogniwa.
19	Kinetyka chemiczna: czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznych. Definicja i sposoby obliczania szybkości reakcji chemicznych. Równania kinetyczne. Częsteczkowość i rząd reakcji. Szybkość reakcji jako funkcja stanu temperatury i ciśnienia. Reguła van't Hoffa. Kataliza chemiczna. Inhibicja i inhibitory. Podstawy enzymologii.
20	Równowaga (statyka) chemiczna: pojęcia i obliczenia podstawowe, wyrażenie na stałą równowagi. Reguła przekory Le Chateliera Brauna: wpływ zmiany temperatury, ciśnienia i stężenia reagentów. Współczynnik podziału olej-woda i jego zastosowanie.
21	Podstawy farma-/toksykokokinetiki oraz farmako/toksykodynamiki.
22	Systematyka związków nieorganicznych: tlenki, nadtlenki, kwasy, zasady, wodorotlenki, sole. Związki kompleksowe/koordynacyjne – nazewnictwo, budowa. Amfoteryczność. Stała kompleksowania.
23	Charakterystyka, właściwości zastosowanie oraz znaczenie biologiczne wybranych pierwiastków bloku s.
24	Charakterystyka, właściwości zastosowanie oraz znaczenie biologiczne wybranych pierwiastków bloku p.
25	Charakterystyka, właściwości zastosowanie oraz znaczenie biologiczne wybranych pierwiastków bloku d.
26	Sposoby przedstawiania struktury cząsteczek chemicznych.
27	Zjawisko izomerii i implikacje związane z właściwościami substancji.
28	Mechanizmy reakcji chemicznych.
29	Podstawy chemii w biochemii
30	Zależność pomiędzy budową substancji, a jego aktywnością (SAR, QSAR)

B. Problematyka ćwiczeń audytoryjnych, konwersatoryjnych, laboratoryjnych, zajęć praktycznych

Treści merytoryczne	
1	Przepisy BHP i zasady funkcjonowania laboratorium. Podstawowy sprzęt i szkło laboratoryjne. Proste zestawy chemiczne. Sposoby oznakowania substancji.
2	Rozdzielanie mieszanin. Techniki chromatograficzne.
3	Oznaczanie aktywności jonów wodorowych w roztworze, pH roztworu.
4	Wyznaczanie stałej i stopnia dysocjacji wybranych substancji.
5	Stała równowagi kwasowo-zasadowej wodnych roztworów soli.
6	Efekt wspólnego jonu. Iloczyn rozpuszczalności.
7	Roztwory buforowe.
8	Związki koordynacyjne: akwakompleksy, hydroksykompleksy, aminakompleksy,

	chlorokompleksy.
9	Reaktywność metali.
10	Wpływ środowiska na redukcję Mn(VII)
11	Badania kinetyki chemicznej na przykładach przemian z życia codziennego (rozpuszczanie aspiryny, pop-corn)
12	Preparatyka substancji nieorganicznych: chromian(VI) srebra, jodek ołowiu(II), ortofosforan(V) kobaltu(II)
13	Analiza jakościowa wybranych anionów i kationów.

C. Problematyka seminarium

Treści merytoryczne	
1	Obliczenia związane z tematami: Stechiometria: wzorów chemicznych, równań reakcji chemicznych, mieszanin. Sposoby rozdzielania mieszanin. Stechiometria reakcji współbieżnych. Wydajność reakcji chemicznych. Chemia roztworów wodnych: rozpuszczalność substancji. Sposoby wyrażania stężeń: stężenie procentowe, molowe i inne (np. ułamek molowy).
2	
3	
4	
5	Kolokwium I
6	Obliczenia związane z tematami: Dysocjacja elektrolityczne. Teorie kwasów i zasad. Stopień dysocjacji. Stała dysocjacji. Iloczyn jonowy wody. Pojęcie odczynu i pH roztworu, skala pH. Obliczenia związane z elektrolitami mocnymi. Równowagi jonowe: stężenie i aktywność. Elektrolity słabe. Prawo rozcieńczeń Ostwalda. Kwasy i zasady wieloprotonowe. Wskaźniki. Hydroliza soli. Rozpuszczalność i iloczyn rozpuszczalności. Bufory, pojemność buforowa. Stopień utlenienia i reakcje redoks: reguły związane z ustalaniem stopni utlenienia w związkach nieorganicznych. Sytuacje skomplikowane w równaniach reakcji utlenienia-redukcji z udziałem związków nieorganicznych: dysproporcjonowanie, synproporcjonowanie, reakcje redoks, w których stopień utlenienia przyjmuje wartości ułamkowe, w których stopień utlenienia zmienia wiele różnych atomów różnych rodzajów, ustalanie środowiska reakcji w równaniach reakcji redoks. Stopień utlenienia atomów węgla, azotu i tlenu w związkach organicznych. Reguły związane z ustalaniem stopni utlenienia atomów węgla w związkach organicznych. Wybrane równania reakcji redoks w reakcjach z udziałem związków organicznych. Procesy redoks w układach biologicznych.
7	
8	
9	
10	
10	Kolokwium II
11	Podstawy elektrochemii.
12	Podstawy kinetyki chemicznej.
13	Podstawy równowagi chemicznej.
14	Związki kompleksowe/koordynacyjne – nazewnictwo, budowa. Amfoteryczność. Stała kompleksowania.
15	Kolokwium III

3.4 Metody dydaktyczne

Wykład: wykład problemowy, wykład z prezentacją multimedialną

Ćwiczenia: praca w grupach, rozwiązywanie zadań, projektowanie i wykonywanie doświadczenia, dyskusja

Seminaria: prezentacja multimedialna, wykonywanie zadań obliczeniowych, dyskusja

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, lab, ...)
EK_01 – EK_06	EGZAMIN PISEMNY	WYKŁAD
EK_02, EK_03, EK_09	KOLOKWIMUM, OBSERWACJA W TRAKCIE ZAJĘĆ	SEMINARIUM
EK_07 – EK_13	KOLOKWIMUM, SPRAWOZDANIE, OBSERWACJA W TRAKCIE ZAJĘĆ	LABORATORIA

4.2 Warunki zaliczenia przedmiotu (kryteria oceniania)

Warunkiem zaliczenia przedmiotu jest:

- obecność na wszystkich laboratotiach, seminariach i obecność na wykładach;
- wykazanie się wiedzą i umiejętnościami co najmniej na poziomie dostatecznym w zakresie materiału obowiązującego zgodnie z programem;
- wykazanie się umiejętnościami krytycznej analizy przyswojonych informacji i zastosowania wiedzy z chemii ogólnej i nieorganicznej dla analityki medycznej;
- uzyskanie co najmniej dostatecznej oceny z zaliczenia końcowego przedmiotu

Ocena z zaliczenia semestru będzie stanowiła wypadkową wszystkich efektów kształcenia tzn. wiedzy, umiejętności i kompetencji społecznych studenta i będzie opierała się na wewnętrznym regulaminie, który zakłada konieczność zaliczenia laboratoriów i seminariów przed przystąpieniem do egzaminu;

Na dane laboratoria/seminarium obowiązuje materiał z wykładów oraz z bieżącego i poprzedniego ćwiczenia/seminarium. Materiał może być sprawdzany w formie ustnej i/lub pisemnej (o formie decyduje prowadzący). Student może odpowiadać ustnie lub pisemnie niejednokrotnie podczas zajęć.

Warunki zaliczenia laboratoriów i seminariów określa regulamin wewnętrzny.

W trakcie laboratoriów i seminariów zdobywane są punkty z trzech kolokwiiw podsumowujących daną partię materiału. W trakcie laboratoriów /seminariów mogą być również przyznane punkty (dodatnie/ujemne) za odpowiedzi ustne/kolokwia cząstkowe/"wejściówki" itp.

Student może warunkowo przystąpić do egzaminu w terminie „zerowym”, w przypadku niezaliczenia laboratoriów/seminarium, po wcześniejszej zgodzie koordynatora zajęć, który zasięga opinii od prowadzącego laboratoria/seminarium.

Wykład:

Egzamin – pisemny/ustny;

termin „zerowy”: egzamin pisemny - pytania otwarte i zamknięte;

termin I – egzamin pisemny: pytania otwarte i zamknięte;

termin II: egzamin ustny;

termin III: egzamin ustny.

Laboratoria:

I termin: zaliczenie wszystkich ćwiczeń i sprawozdań oraz kolokwiów w trakcie zajęć.

II termin: kolokwium z całości materiału w formie pisemnej lub ustnej

III termin: kolokwium z całości materiału w formie pisemnej lub ustnej

Seminarium:

I termin: zaliczenie wszystkich seminariów oraz kolokwiów w trakcie zajęć.

II termin: kolokwium z całości materiału w formie pisemnej lub ustnej

III termin: kolokwium z całości materiału w formie pisemnej lub ustnej

Ocenę pozytywną z przedmiotu można otrzymać wyłącznie pod warunkiem uzyskania pozytywnej oceny za każdy z ustanowionych efektów kształcenia – ćwiczenia, seminarium i egzamin z wykładu.

Kryteria oceny:

Suma punktów uzyskanych w trakcie laboratoriów/seminariów/egzaminu, po przeliczeniu na procenty kształtuje się następująco:

5.0 – WYKAZUJE ZNAJOMOŚĆ TREŚCI KSZTAŁCENIA NA POZIOMIE 93%-100%

4.5 – WYKAZUJE ZNAJOMOŚĆ TREŚCI KSZTAŁCENIA NA POZIOMIE 85%-92%

4.0 – WYKAZUJE ZNAJOMOŚĆ TREŚCI KSZTAŁCENIA NA POZIOMIE 77%-84%

3.5 – WYKAZUJE ZNAJOMOŚĆ TREŚCI KSZTAŁCENIA NA POZIOMIE 69%-76%

3.0 – WYKAZUJE ZNAJOMOŚĆ TREŚCI KSZTAŁCENIA NA POZIOMIE 60%-68%

2.0 – WYKAZUJE ZNAJOMOŚĆ TREŚCI KSZTAŁCENIA PONIŻEJ 60%

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

Forma aktywności	Średnia liczba godzin na zrealizowanie aktywności
Godziny kontaktowe wynikające z harmonogramu studiów	75
Inne z udziałem nauczyciela akademickiego (udział w konsultacjach, egzaminie)	10
Godziny niekontaktowe – praca własna studenta (przygotowanie do zajęć, egzaminu, napisanie referatu itp.)	40
SUMA GODZIN	125
SUMARYCZNA LICZBA PUNKTÓW ECTS	5

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

6. PRAKTYKI ZAWODOWE W RAMACH PRZEDMIOTU

wymiar godzinowy	Nie dotyczy
zasady i formy odbywania praktyk	Nie dotyczy

7. LITERATURA

Literatura podstawowa:

1. Wykład: Jones L., Atkins, P. Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcja, PWN, 2014 (lub nowsze) - wybrane rozdziały: 1, 2, 3, 4, 6, 7, 8, 9, 12, 13, 14, 15, 16, 17, 18, 22
2. Literatura wskazana przez prowadzącego podczas ćwiczeń i seminariów (wybrane rozdziały podręczników akademickich).

Literatura uzupełniająca:

1. Bielański, A. Podstawy chemii nieorganicznej, PWN, 2006 (lub nowsze wydania)
2. McMurry J., Chemia organiczna, t. 1-5, PWN, 2005 (lub nowsze wydania)
3. Atkins, P. Podstawy chemii fizycznej, PWN, 1999
4. Atkins, P. Chemia fizyczna, PWN, 2007
5. Pigoń K., Ruziewicz Z. Chemia fizyczna, PWN, 1980

Akceptacja Kierownika Jednostki lub osoby upoważnionej