

SYLABUS
dotyczy cyklu kształcenia 2023/2024–2026/2027
(skrajne daty)
 Rok akademicki 2023/24

1. Podstawowe informacje o przedmiocie

Nazwa przedmiotu	Chemia
Kod przedmiotu*	
Nazwa jednostki prowadzącej kierunek	Kolegium Nauk Przyrodniczych
Nazwa jednostki realizującej przedmiot	Kolegium Nauk Przyrodniczych
Kierunek studiów	Optometria
Poziom studiów	studia pierwszego stopnia, inż.
Profil	ogólnoakademicki
Forma studiów	stacjonarne
Rok i semestr/y studiów	rok I, semestr 1
Rodzaj przedmiotu	podstawowy
Język wykładowy	polski
Koordinator	dr inż. Kamil Szmuc
Imię i nazwisko osoby prowadzącej / osób prowadzących	dr inż. Kamil Szmuc

* -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
1	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)

Wykład - zaliczenie bez oceny
 laboratorium – zaliczenie z oceną

2. Wymagania wstępne

Znajomość matematyki, fizyki i chemii na poziomie szkoły średniej

3. Cele, efekty uczenia się, treści programowe i stosowane metody dydaktyczne

3.1. Cele przedmiotu

C1	zapoznanie studenta z najważniejszymi zagadnieniami chemii ogólnej, nieorganicznej i organicznej oraz z ich znaczeniem w naukach przyrodniczych i biologiczno-medycznych
C2	wyrobienie u studenta umiejętności bezpiecznej pracy w laboratorium chemicznym, przeprowadzenia prostych eksperymentów chemicznych, zapisu obserwacji i wyciągania wniosków z przeprowadzonych doświadczeń
C3	przygotowanie studenta do badań naukowych z zakresu chemii

3.2. Efekty uczenia się dla przedmiotu

EK (efekt uczenia się)	Treść efektu uczenia się zdefiniowanego dla przedmiotu	Odniesienie do efektów kierunkowych
EK_01	Student zna i rozumie, twierdzenia i prawa opisujące zjawiska chemii nieorganicznej oraz chemii organicznej. Dodatkowo student zna i rozumie rolę mikro i makroelementów w organizmie człowieka. Student zna także metodologię badań naukowych z zakresu wybranych zagadnień chemii	K_Wo2
EK_02	Student zna i rozumie dylematy związane z zawodem właściwym dla absolwenta kierunku Optometria na tle fundamentalnych dylematów i wyzwań współczesnej cywilizacji	K_Wo6
EK_03	Student potrafi planować i wykonywać proste badania doświadczalne lub obserwacje z zakresu chemii, oraz analizować ich wyniki. Dodatkowo student zna i rozumie medyczne konsekwencje ekspozycji organizmu na różne czynniki chemiczne.	K_Uo5
EK_04	Student potrafi przygotować sprawozdanie z przeprowadzonych doświadczeń, wraz z analizą otrzymanych wyników i ich interpretacją. Potrafi również omówić najważniejsze rezultaty w zwięzłej wypowiedzi .	K_Uo8
EK_05	student jest gotów do poszerzania znajomości zastosowania wiedzy z zakresu chemii w optometrii i medycynie, w związku z rozwojem technologicznym.	K_Ko1

3.3. Treści programowe

A. Problematyka wykładu

Podstawowe pojęcia chemii. Prawa stechiometrii. Prawo stałości składu. Prawo stałych stosunków stechiometrycznych i jego wersje: prawa stałych stosunków molowych, wagowych i objętościowych. Odstępstwa od praw stechiometrii. Prawo okresowości – 1 godz.
Budowa, pierwiastki chemiczne i izotopy. Orbitale atomowe. Atomy wieloelektronowe: kolejność zapełniania podpowłok, konfiguracje elektronowe – 2 godz.

<p>Układ okresowy a właściwości chemiczne i fizyczne pierwiastków: elektroujemność. Podział na metale, niemetale i amfolity oraz jego relacje z właściwościami fizycznymi: przewodniki, izolatory i półprzewodniki – 1 godz.</p>
<p>Budowa cząsteczek chemicznych. Typy wiązań chemicznych: elektronowa teoria wiązań chemicznych Lewisa i Kossela. Wartościowości i stopnie utlenienia pierwiastków; teoria orbitali molekularnych, wiązania σ i π, orbitale wiążące i antywiążące hybrydyzacja orbitali. Oddziaływania międzycząsteczkowe van der Waalsa – 2 godz.</p>
<p>Ważniejsze grupy związków nieorganicznych: tlenki, wodoroki, wodorotlenki, kwasy tlenowe i beztlenowe, sole, hydroksosole i wodorosole – 1 godz.</p>
<p>Reakcje jonowe i teorie kwasów i zasad: teoria dysocjacji elektrolitycznej Arheniusa, teoria Brönsteda, teoria elektronowa Lewisa – 1 godz.</p>
<p>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. Hydroliza soli słabych kwasów i zasad. Roztwory buforowe – 2 godz.</p>
<p>Procesy utleniania i redukcji. Bilans elektronowy reakcji redoks – 1 godz.</p>
<p>Potencjały standardowe - szereg elektrochemiczny. Rodzaje półogniw, półogniwa redoks. Potencjały (siły elektromotoryczne, SEM) półogniw i ogniw elektrochemicznych - równanie Nernsta. Prawa elektrolizy Faradaya – 2 godz.</p>
<p>Podstawy termochemii i termodynamiki chemicznej. Pierwsza zasada termodynamiki, energia wewnętrzna, praca objętościowa i ciepło. Procesy w warunkach izobarycznych, entalpia. Termochemia, prawo Hessa, standardowe molowe entalpie tworzenia związków chemicznych – 1 godz.</p>
<p>Druza zasada termodynamiki - definicja entropii. Odwracalność i samorzutność procesów w układach zamkniętych i izolowanych – 1 godz.</p>
<p>Warunki samorzutności procesów/reakcji warunkach izochorycznych oraz izobarycznych. Energia swobodna F i entalpia swobodna Gibbsa G – 1 godz.</p>
<p>Elementy kinetyki chemicznej. Definicja szybkości reakcji. Równania kinetyczne, stała szybkości reakcji, rząd reakcji, kinetyka rzędu 0, 1, 2, 3. Czas połowicznego rozpadu. Molekularna interpretacja kinetyki chemicznej: zależność stałej szybkości reakcji, od temperatury – równanie Arrheniusa, teoria zderzeń efektywnych i teoria kompleksu aktywnego. Kataliza i katalizatory, inhibitory – 2 godz.</p>
<p>Węglowodory nasycone, reakcja substytucji nukleofilowej. Węglowodory nienasycone i reakcja addycji. Izomeria geometryczna alkenów. Węglowodory aromatyczne, substytucja elektrofilowa. Właściwości chemiczne i fizyczne, reaktywność. Izomeria szkieletowa i izomeria położenia – 2 godz.</p>
<p>Jednofunkcyjne związki organiczne. Izomeria położenia – 1 godz.</p>
<p>Chlorowcopochodne węglowodorów oraz związki hydroksylowe: alkohole i fenole – otrzymywanie, właściwości i reakcje chemiczne oraz znaczenie biologiczne – 1 godz.</p>
<p>Aldehydy i ketony – otrzymywanie, właściwości i reakcje chemiczne oraz znaczenie biologiczne – 1 godz.</p>
<p>Kwasy karboksylowe – otrzymywanie, właściwości i reakcje chemiczne oraz znaczenie biologiczne – 1 godz.</p>
<p>Estry, bezwodniki kwasowe – otrzymywanie, właściwości i reakcje chemiczne oraz znaczenie biologiczne – 1 godz.</p>
<p>Aminy – otrzymywanie, właściwości i reakcje chemiczne oraz znaczenie biologiczne – 1 godz.</p>
<p>Cukry. Właściwości chemiczne i reaktywność. Izomeria keto-enolowa. Izomeria optyczna – 1 godz.</p>

Amidy i aminokwasy. Białka. Właściwości chemiczne i reaktywność. Struktura I-, II i III-rzędowa białek – 1 godz.
Tłuszcze, kwasy tłuszczowe, mydła i detergenty. Związki powierzchniowo czynne. Tworzenie warstw monomolekularnych i miceli. Molekularne błony półprzepuszczalne i ich znaczenie w biochemii – 1 godz.
Związki biologicznie aktywne: witaminy i hormony, antyutleniacze, związki zawierające układ porfirynewy – 1 godz.

B. Problematyka ćwiczeń laboratoryjnych

Ćwiczenia organizacyjne. Zapoznanie się z przepisami BHP i regulaminem pracowni chemicznej – 2 godz.
Podstawowe czynności laboratoryjne. Nauka ważenia – sporządzanie naważek. Sporządzanie roztworów o zadanym stężeniu. Rozcieńczanie roztworów – 2 godz.
Właściwości i reakcje chemiczne pierwiastków oraz ich tlenków – klasyfikacja i właściwości związków nieorganicznych – 2 godz.
Kwasy, zasady – reakcje zobojętniania – 2 godz.
Skala pH, wskaźniki kwasowo – zasadowe. Miareczkowanie alkacymetryczne – 2 godz.
Sole, reakcje wytrącania, iloczyn rozpuszczalności – 2 godz.
Równowagi kwasowo-zasadowe, hydroliza soli i roztwory buforowe – 2 godz.
Reakcje utleniania i redukcji – 2 godz.
Reaktywność metali wynikająca z położenia w szeregu elektrochemicznym. Określenie wpływu reaktywności na kierunek reakcji chemicznych – 2 godz.
Określenie grupy rozpuszczalności związków organicznych oraz określenie charakteru badanego związku – 2 godz.
Właściwości fizyczne i chemiczne: alkoholi, aldehydów, ketonów i kwasów karboksylowych – 2 godz.
Hydroliza estrów – 2 godz.
Badanie właściwości chemicznych cukrów prostych: aldoz i ketoz – 2 godz.
Skręcalność optyczna cukrów prostych. Badanie wpływu temperatury i katalizatora (kwasu solnego) na szybkość reakcji chemicznych na przykładzie hydrolizy sacharozy – 2 godz.
Badanie właściwości i wyrywanie białek – 2 godz.

3.4. Metody dydaktyczne

Wykład z prezentacją multimedialną,

Laboratorium: planowanie, projektowanie i wykonywanie doświadczeń.

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	kolokwium, sprawozdanie, obserwacja w trakcie zajęć	w; lab
EK_02	obserwacja w trakcie zajęć	lab
EK_03	kolokwium, sprawozdanie, obserwacja w trakcie zajęć	lab

EK_04	kolokwium, sprawozdanie, obserwacja w trakcie zajęć	lab
EK_05	obserwacja w trakcie zajęć	w; lab

4.2. Warunki zaliczenia przedmiotu (kryteria oceniania)

Wykład zaliczany na podstawie obecności na zajęciach oraz testu końcowego. W przypadku nieobecności usprawiedliwionej konieczne jest przygotowanie prezentacji z tematyki poruszanej na opuszczanym wykładzie.

Test końcowy będzie miał formę pytań zamkniętych na platformie MS-Teams lub w formie wydrukowanych pytań przygotowanych wcześniej przez prowadzącego zajęcia. Aby go zaliczyć należy odpowiedzieć pozytywnie na minimum 51% pytań.

Laboratorium zaliczane na podstawie średniej ważonej ocen ze sprawozdań i kolokwium zaliczeniowego:

$\bar{s}rOs * 0,3 + OK * 0,7 =$ ocena z laboratorium, gdzie:

$\bar{s}rOs$ – średnia ocena ze sprawozdań.

OK – ocena z kolokwium zaliczeniowego.

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	60
Inne z udziałem nauczyciela akademickiego (udział w konsultacjach)	2
Godziny niekontaktowe – praca własna studenta (przygotowanie do zajęć, napisanie referatów)	63
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	–
zasady i formy odbywania praktyk	–

7. LITERATURA

Literatura podstawowa:

1. Jones L., Atkins P., *Chemia ogólna*, PWN, Warszawa 2004.
2. Cox P.A., *Krótkie wykłady. „Chemia Nieorganiczna”*, PWN, Warszawa 2003.

3. Całus H., *Podstawy obliczeń chemicznych*, WNT, Warszawa. (podręcznik udostępniany przez wykładowcę)
4. Śliwa A., *Obliczenia chemiczne. Zbiór zadań z chemii ogólnej i analitycznej, nieorganicznej*, PWN, Warszawa. (podręcznik udostępniany przez wykładowcę)
5. Mastalerz P., *Chemia organiczna*, Wydawnictwo Chemiczne, 2000. (podręcznik udostępniany przez wykładowcę)
6. Mastalerz P., *Podręcznik chemii organicznej*, Wydawnictwo Chemiczne, Wrocław 1998. (podręcznik udostępniany przez wykładowcę)

Literatura uzupełniająca:

1. Bielański A., *Podstawy chemii nieorganicznej*, PWN, Warszawa 2010.
2. Atkins P.W., *Podstawy chemii fizycznej*, PWN, Warszawa 2009.
3. McMurry J., *Chemia organiczna; t. 1-5*, PWN, Warszawa 2005.
4. Morrison R.T., Boyd R.N., *Chemia organiczna*, PWN, Warszawa 2009.

Akceptacja Kierownika Jednostki lub osoby upoważnionej