

SYLABUS

DOTYCZY CYKLU KSZTAŁCENIA 2019-2023

(skrajne daty)

Rok akademicki 2019/2020

1. PODSTAWOWE INFORMACJE O PRZEDMIOCIE

Nazwa przedmiotu	Chemia fizyczna
Kod przedmiotu*	B//P.8
Nazwa jednostki prowadzącej kierunek	Kolegium Nauk Przyrodniczych
Nazwa jednostki realizującej przedmiot	Kolegium Nauk Przyrodniczych, Instytut Biologii i Biotechnologii
Kierunek studiów	Biotechnologia
Poziom studiów	I stopień
Profil	ogólnoakademicki
Forma studiów	stacjonarne
Rok i semestr/y studiów	rok I, semestr 2
Rodzaj przedmiotu	podstawowy
Język wykładowy	język polski
Koordinator	dr hab. prof. UR Robert Pązik
Imię i nazwisko osoby prowadzącej / osób prowadzących	dr hab. prof. UR Robert Pązik, dr hab. prof. UR Dariusz Pogocki

* -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
2	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)**

Zaliczenie z oceną

2. WYMAGANIA WSTĘPNE

Ukończone kursy: Chemia Ogólna i Nieorganiczna, Fizyka

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

3.1 Cele przedmiotu

C ₁	Celem przedmiotu jest zapoznanie studentów z podstawowymi pojęciami chemii fizycznej stosowanymi w termodynamice oraz kinetyce chemicznej wykorzystywanych w takich dziedzinach jak chemia nieorganiczna, chemia organiczna, chemia i biotechnologia medyczna, biochemia oraz biotechnologia.
C ₂	Zapoznanie studentów z prawami rządzącymi podstawowymi procesami fizykochemicznymi oraz wyjaśnieniem podstaw, na których bazują nowoczesne fizykochemiczne metody badawcze.
C ₃	Zaznajomienie studentów z metodyką i aparaturą stosowaną do pomiarów podstawowych wielkości fizycznych układów takich jak: lepkość, napięcie powierzchniowe, gęstość, stała dysocjacji, rozmiar hydrodynamiczny, potencjał zeta
C ₄	Nabywanie przez studentów umiejętności samodzielnej i zespołowej koordynacji przeprowadzania eksperymentów doświadczalnych, przygotowywania raportów (sprawozdań) oraz analizy danych doświadczalnych.

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 definiuje podstawowe pojęcia z zakresu termodynamiki chemicznej, termochemii, statyki, kinetyki chemicznej, elektrochemii.	K_Wo2
Ek_02	Student stosuje odpowiednie wzory do jakościowego i ilościowego opisu zjawisk fizykochemicznych z zakresu termodynamiki oraz kinetyki chemicznej	K_Wo2
Ek_03	Student charakteryzuje związki pomiędzy poszczególnymi funkcjami stanu.	K_Wo2
Ek_04	Student opisuje podstawy zjawisk i procesów chemicznych zachodzących w przyrodzie.	K_Wo2
Ek_05	Student w oparciu o stosowane prawa i reguły przewiduje kierunek reakcji chemicznych indukowanych zmianą parametrów fizykochemicznych (temperatura, ciśnienie, potencjał, stężenie).	K_Wo2 K_U12
Ek_06	Student określa jakie metody eksperymentalne może zastosować do badania reakcji i procesów fizykochemicznych zachodzących w laboratorium i przyrodzie.	K_Wo2 K_U01
Ek_07	Na podstawie danych doświadczalnych student wyznacza podstawowe wielkości fizykochemiczne (napięcie powierzchniowe, lepkość, gęstość, stałą dysocjacji).	K_U01, K_U12, K_Ko2
Ek_08	Student pracuje zarówno samodzielnie jak i w grupie.	K_U11, K_U12, K_Ko2

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

3.3 Treści programowe

A. Problematyka wykładu

Treści merytoryczne
Wstęp do 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.
I zasada termodynamiki, pojęcie energii wewnętrznej, funkcje stanu, eksperyment Jula, entalpia.
Eksperyment Joula-Thomsona, związek pomiędzy C_p a C_v , termochemia - prawo Hessa i Kirchoffa.
II zasada termodynamiki, procesy samorzutne, nieodwracalne, odwracalne, cykl Carnota.
Entropia w procesach izochorycznych, izobarycznych, entropia gazów doskonałych, entropia przejść fazowych, reguła Troutona, energia wewnętrzna i entalpia jako funkcje stanu i parametrów stanu, zależność entropii od temperatury.
Entropia absolutna, III zasada termodynamiki, kryteria procesów samorzutnych, entalpia swobodna (energia swobodna Gibbsa), energia swobodna (Helmholtza).
Podstawowe równania termodynamiki i związki pomiędzy poszczególnymi funkcjami stanu.
Termodynamika układów otwartych, pojęcie potencjału chemicznego i powinowactwa chemicznego, cząstkowe wielkości molowe.
Właściwości roztworów, równowagi kwasowo-zasadowe, pH, miareczkowanie,
Wstęp do kinetyki chemicznej. Szybkość i rząd reakcji chemicznych. Doświadczalne metody badań kinetycznych, podstawowe równania kinetyczne, kinetyka reakcji złożonych i łańcuchowych.
Mechanizm reakcji elementarnych, równanie Arrheniusa, energia aktywacji, teoria zderzeń aktywnych, stan przejściowy, stała szybkości reakcji. Reakcje jednocząsteczkowe i trójcząsteczkowe, mechanizm reakcji w roztworach.
Elementy katalizy. Katalizatory, kataliza homogeniczna i heterogeniczna, autokataliza, nośniki i promotory, kataliza enzymatyczna.

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

Treści merytoryczne
BHP, współczynnik załamania światła wyznaczenie gęstości cieczy, polarymetria, wyznaczenie napięcia powierzchniowego cieczy.
Podstawy obliczeń stosowanych w chemii – przeliczanie jednostek, stężenia roztworów, pH, prawa gazowe.
Podstawy obliczeń termochemicznych - wyznaczenie entalpii reakcji chemicznych.
Badania kinetyki reakcji chemicznej przez doświadczalne wyznaczenie rzędu reakcji i stałej szybkości reakcji
Podstawy obliczeń z zastosowaniem do kinetyki chemicznej oraz procesów równowagowych, szybkości reakcji, wyznaczenie stałej równowagi i stężenia składników.
Wyznaczanie lepkości cieczy.
Wyznaczanie standardowej entalpii swobodnej reakcji dysocjacji.
Konduktometryczne miareczkowanie słabego i mocnego kwasu
Nowoczesne techniki pomiarowe w chemii fizycznej – rozmiar hydrodynamiczny i potencjał

3.4 Metody dydaktyczne

Wykład – wykład z prezentacją multimedialną.

Ćwiczenia laboratoryjne – praca w laboratorium, praca w grupach, zajęcia praktyczne, rozwiązywanie zadań.

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- Ek_05	Kolokwium, test, obserwacja w trakcie zajęć	w, ćw. lab.
Ek_06	Obserwacja w trakcie zajęć	ćw. lab.
Ek_07	Obserwacja w trakcie zajęć, sprawozdanie	ćw. lab.
Ek_08	Obserwacja w trakcie zajęć	ćw. lab.

4.2 Warunki zaliczenia przedmiotu (kryteria oceniania)

Ćwiczenia: aktywne uczestnictwo we wszystkich zajęciach laboratoryjnych; ocenianie ciągłe, częściowe kolokwia pisemne, pozytywne zaliczenie kolokwiów częściowych.

Wykład: zaliczenie dwóch częściowych kolokwiów, warunek konieczny wszystkie kolokwia z oceną pozytywną

Warunkiem zaliczenia przedmiotu jest osiągnięcie wszystkich założonych efektów uczenia się.

Metody i kryteria oceny:

- A: Pytania z zakresu wiadomości do zapamiętania;
- B: Pytania z zakresu wiadomości do rozumienia;
- C: Rozwiązywanie zadania pisemnego typowego;
- D: Rozwiązywanie zadania pisemnego nietypowego;

Kryteria oceny:

- za niewystarczające rozwiązanie zadań tylko z obszaru A i B =ocena 2,0
- za rozwiązanie zadań tylko z obszaru A i B możliwość uzyskania max oceny 3,0
- za rozwiązanie zadań z obszaru A + B + C możliwość uzyskania max oceny 4,0
- za rozwiązanie zadań z obszaru a + b + c + d możliwość uzyskania oceny 5,0

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

Forma aktywności	Średnia liczba godzinna zrealizowanie aktywności
Godziny kontaktowe wynikające z harmonogramu studiów	60
Inne z udziałem nauczyciela	5

(udział w konsultacjach, egzaminie)	
Godziny niekontaktowe – praca własna studenta (przygotowanie do zajęć, egzaminu, napisanie referatu itp.)	60
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

<p>Literatura podstawowa:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. K. Pigoń, Z. Ruziewicz, Chemia Fizyczna. PWN, Warszawa 2005 2. P.W. Atkins, Chemia Fizyczna, PWN, Warszawa, 2001 3. E.W. Kisielowa, G.S. Karietnikow, I.W. Kudriaszow, Zbiór zadań z chemii fizycznej, Państwowe Wydawnictwo Naukowe, PWN, Warszawa, 1971 4. G. Bartosz: Chemia fizyczna dla biologów. Wydawnictwo Uniwersytetu Rzeszowskiego, Wyd. II poprawione, Rzeszów 2011
<p>Literatura uzupełniająca:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. W. Tomassi, H. Jankowska, Chemia Fizyczna, Wydawnictwo Naukowo-Techniczne, WNT, Warszawa, 1980 2. S. Bursa, Chemia Fizyczna, Państwowe Wydawnictwo Naukowe, PWN, Warszawa, 1979

Akceptacja Kierownika Jednostki lub osoby upoważnionej