



Kod przedmiotu	1070-IC000-ISP-103	Nazwa przedmiotu	w j. polskim	Chemia	
			w j. angielskim	Chemistry	
Kierownik przedmiotu	prof. dr hab. inż. Janusz Płocharski				
Jednostka prowadząca	WCH PW	Kierunek studiów	Inżynieria chemiczna i procesowa		
Profil i poziom kształcenia	ogólnoakademicki studia I stopnia stacjonarne	Semestr studiów	1	Specjalność	-
Rodzaj przedmiotu	obowiązkowy		Język zajęć		polski
Forma zaliczenia: Egzamin (Tak/Nie)	Tak	Sumaryczna liczba godzin w semestrze	75	Sumaryczna liczba ECTS	5
Typ zajęć		Wykład	Ćwiczenia audytoryjne	Ćwiczenia projektowe	Laboratorium
Liczba godzin zajęć	Tygodniowo	3	2	-	-
	łącznie w semestrze	45	30	-	-

I. Wymagania wstępne i dodatkowe

I.1.	Brak wymagań.
------	---------------

II. Cele przedmiotu

II.1.	Celem zajęć jest nauczenie studentów podstawowych pojęć, praw oraz zależności obowiązujących w całej dziedzinie wiedzy jaką jest chemia. Ze względu na niejednakowy poziom wykształcenia chemicznego wyniesiony ze szkoły średniej wykład przedstawia chemię ogólną praktycznie „od początku”. Treść wykładu odnosi się do wszystkich poziomów organizacji materii, aczkolwiek kwestie związane z cząstkami elementarnymi i budową jądra atomowego są omawiane skrótowo. Najobszerniej potraktowano zagadnienia struktury elektronowej atomów, wiązań chemicznych i budowy cząsteczek oraz reakcji chemicznych w roztworach wodnych (reakcje kwas-zasada, reakcje utleniania – redukcji).
-------	---

III. Treści programowe przedmiotu (dla każdego typu zajęć oddzielnie)

III.1. Wykład

Lp.	Treść	Liczba godz.
1.	Wprowadzenie do chemii: <ul style="list-style-type: none">• podstawowe pojęcia: zjawiska chemiczne i fizyczne;• substancje proste i złożone;• związki chemiczne, mieszaniny fizyczne;• atom, nuklid, izotop;• masa atomowa, masa cząsteczkowa, mol;• podstawowe prawa chemiczne.	1
2.	Ziarnista budowa materii: <ul style="list-style-type: none">• rodzaje oddziaływań między składnikami materii; cząstki elementarne; jądro atomowe; liczba atomowa i masowa; trwałość jąder; przemiany jądrowe;• elektrownie atomowe;• datowanie izotopem ^{14}C;• reakcje termojądrowe.	2
3.	Elektronowa struktura atomu: <ul style="list-style-type: none">• zasada nieoznaczoności Heisenberga;• funkcje falowe i równanie Schrödingera;• model atomu wodoru; elektron jako fala stojąca. Liczby kwantowe. Orbitale atomowe.• układ okresowy pierwiastków.• zapis konfiguracji elektronowych; rozbudowa powłok elektronowych; zakaz Pauli’ego i reguła Hunda; elektrony walencyjne; rdzenie atomowe.	6
4.	Budowa cząsteczki – wiązania chemiczne: <ul style="list-style-type: none">• elektrony walencyjne i wiązania; reguła oktetu; rodzaje wiązań chemicznych; układy niespełniające reguły oktetu;• elektroujemność; energia wiązań chemicznych;• charakterystyka wiązania kowalencyjnego, jonowego i metalicznego; wiązania w zapisie Lewisa; wiązania wielokrotne;• hybrydyzacja orbitali atomowych; metoda VSEPR; wiązania zdelokalizowane; rząd wiązania;• orbitale molekularne; charakterystyka orbitali typu σ i π; struktura orbitali molekularnych w prostych cząsteczkach dwuatomowych – przykłady;• słabe wiązania chemiczne; wiązania wodorowe; siły van der Waalsa;• związki kompleksowe – budowa i właściwości; elementy teorii pola krystalicznego.	13
5.	Reakcje chemiczne: <ul style="list-style-type: none">• pojęcie reakcji chemicznej, substraty, produkty, stechiometria;• reakcje kwasowo-zasadowe; reakcje utleniania i redukcji;• podstawowe wiadomości z kinetyki i katalizy; zależność szybkości reakcji od temperatury;• równowaga chemiczna – pojęcie równowagi dynamicznej; stała równowagi; reguła przekory.	6

6.	Roztwory: <ul style="list-style-type: none"> woda jako substancja o szczególnych właściwościach; rozpuszczalność, dysocjacja, solwatacja; koncepcja kwasów i zasad wg Brønsteda; równowagi w roztworach słabych elektrolitów – dysocjacja, hydroliza, bufory, iloczyn rozpuszczalności, siła jonowa, aktywność; rozpuszczalniki niewodne; kwasy i zasady Lewisa; kwasy i zasady twarde i miękkie. 	6
7.	Charakterystyka stanów skupienia materii: <ul style="list-style-type: none"> gaz doskonały, gazy rzeczywiste; ciała stałe krystaliczne i amorficzne; symetria kryształów, układy krystalograficzne; kryształy jonowe, kowalencyjne i metaliczne, kryształy molekularne; związki o składzie niestechiometrycznym; stan ciekły; charakterystyka i struktura cieczy. 	5
8.	Zjawiska i procesy elektrochemiczne: <ul style="list-style-type: none"> ogniwa elektrochemiczne, siła elektromotoryczna, potencjały półogniw, szereg elektrochemiczny metali; elektroliza – procesy utleniania i redukcji na elektrodach, przykłady elektrolizy; korozja elektrochemiczna. 	6

III.2. Ćwiczenia audytoryjne

Lp.	Treść	Liczba godz.
1.	Podstawowe obliczenia chemiczne: <ul style="list-style-type: none"> sposoby wyrażania stężeń, przeliczanie stężeń, obliczenia; wzory chemiczne, obliczenia związane ze składem związków chemicznych; prawa gazowe, równanie stanu. 	6
2.	Struktura cząsteczek, równania chemiczne <ul style="list-style-type: none"> struktura elektronowa atomów, zapełnianie powłok walencyjnych; bilansowanie równań, ustalanie stopnia utlenienia i jego zmian w reakcjach utleniania – redukcji, obliczenia; wzory Lewisa, geometria cząsteczek (VSEPR). 	8
3.	Równowagi chemiczne w roztworach <ul style="list-style-type: none"> równowaga termodynamiczna, stała równowagi i jej związek z równaniem reakcji; reakcje kwasowo-zasadowe, hydroliza, trudno rozpuszczalne sole, tworzenie kompleksów, reakcje utleniania-redukcji, obliczenia; roztwory buforowe – obliczenia pojemności i rozcieńczeń; 	10
4.	Potencjały utleniania-redukcji, reakcje elektrodowe, elektroliza i ogniwa galwaniczne – obliczenia oparte na równaniach Nernsta i Faradaya.	6

IV. Wykaz efektów uczenia się dla przedmiotu

Rodzaj efektu	Symbol efektu uczenia się	Odniesienie do kierunkowych efektów uczenia się	Efekt uczenia się	Metody weryfikacji osiągnięcia efektu uczenia się*
WIEDZA				
W1	K1_W03	I.P6S_WG.o P6U_W	Ma wiedzę o podstawowych pojęciach, prawach oraz zależnościach obowiązujących w całej dziedzinie wiedzy jaką jest chemia.	EP, EU, K
UMIĘJĘTNOŚCI				
U1	K1_U01	I.P6S_UW.o III.P6S_UW.o I.P6S_UK P6U_U	Potrafi korzystać z wszelkiego rodzaju informacji i je analizować.	EP, EU, K
U2	K1_U21	I.P6S_UU P6U_U	Ma umiejętność samokształcenia.	EP, EU, K
KOMPETENCJE SPOŁECZNE				
KS1	K1_K01	I.P6S_KK P6U_K	Rozumie potrzebę doksztalcenia się i podnoszenia swoich kompetencji zawodowych i osobistych.	EP, EU, K
* - Metody weryfikacji: np. egzamin pisemny/ustny (EP/EU), sprawdzian pisemny/ustny (SP/SU), kolokwium (K), wykonanie projektu (WP), sprawozdanie (SPR), referat (R), test (T), praca domowa (PDM), dyskusja (D), seminarium (SEM).				

V. Literatura zalecana i dodatkowa

- A. Bielański, Podstawy chemii nieorganicznej cz. 1, PWN, Warszawa, 1987, 2002, 2010 (także inne wydania).
- L. Jones, P. Atkins, Chemia ogólna, cząsteczki, materia, reakcje, PWN, Warszawa, 2006 (także inne wydania).
- F. A. Cotton, G. Wilkinson, P. L. Gaus, Chemia nieorganiczna. Podstawy, PWN, Warszawa 1995.
- A. Śliwa, red., Obliczenia chemiczne, PWN, Warszawa, 1987.
- Z. Galus, red., Ćwiczenia rachunkowe z chemii analitycznej, PWN, Warszawa, wyd.5(1994)-wyd.9 (2011).
- K. Juszczyk, J. Nieniewska, Ćwiczenia rachunkowe z chemii ogólnej, Oficyna Wydawnicza Politechniki Warszawskiej, Warszawa, 1996.

VI. Nakład pracy studenta niezbędny do osiągnięcia efektów uczenia się		
Lp.	Treść	Liczba godz.
1.	Godziny kontaktowe z nauczycielem akademickim wynikające z planu studiów	75
2.	Godziny kontaktowe z nauczycielem akademickim w ramach konsultacji, egzaminów, sprawdzianów etc.	9
3.	Godziny pracy samodzielnej studenta w ramach przygotowania do zajęć oraz opracowania sprawozdań, projektów, prezentacji, raportów, prac domowych etc.	16
4.	Godziny pracy samodzielnej studenta w ramach przygotowania do egzaminu, sprawdzianu, zaliczenia etc.	45
Sumaryczny nakład pracy studenta		145
Liczba punktów ECTS		5