

# Opis poszczególnych przedmiotów (Sylabus)

## Fizyka techniczna, studia pierwszego stopnia

**Nazwa Przedmiotu: Chemia**

**Kod przedmiotu: podstawowy**

**Typ przedmiotu: obowiązkowy**

**Poziom przedmiotu:**

**rok studiów, semestr: pierwszy, semestr II**

**Liczba punktów ECTS: 5**

**Metody nauczania: 15 godz. wykład, 30 godz. laboratorium**

**Język wykładowy: polski**

**Imię i nazwisko wykładowcy: dr Przemysław Kolek**

**Wymagania wstępne:**

Wymagane wiadomości zgodne z programem przedmiotów: chemia i fizyka w zakresie liceum - profil podstawowy.

### **Cele przedmiotu (efekty kształcenia i kompetencji):**

Zapoznanie studentów z zagadnieniami chemii ogólnej i nieorganicznej oraz elementami chemii analitycznej. Zaznajomienie studentów z nowoczesnymi teoriami budowy atomów cząsteczek chemicznych oraz wiązań chemicznych. Wprowadzenie najważniejszych typów reakcji związków nieorganicznych, pojęciem równowagi chemicznej i nowoczesnymi teoriami kwasów i zasad. Zaznajomienie studentów z zagadnieniami dotyczącymi równowag chemicznych, efektów energetycznych reakcji chemicznych i przemian fazowych, oraz kinetyki chemicznej. Umiejętność powiązania właściwości chemicznych i fizycznych oraz znaczenia i zastosowań w technice i innych dziedzinach nauki.

Podczas zajęć laboratoryjnych student nabywa umiejętności niezbędna do pracy w laboratorium chemicznym: posługiwanie się urządzeniami laboratoryjnymi, szkłem chemicznym i odczynnikami, przygotowania roztworów, wykonywania podstawowych oznaczeń chemicznych, prowadzenia reakcji z wykorzystaniem kwasów i zasad oraz reakcji redoks.

LP.	Treści merytoryczne przedmiotu	LICZBA GODZIN
<b>WYKŁAD</b>		
1.	Podstawowe pojęcia chemii. Prawa stechiometrii. Prawo stałości składu i jego wersje; prawa stałych stosunków wagowych i objętościowych. Odstępstwa od praw stechiometrii. Budowa i rozmiary atomu, pierwiastki chemiczne i izotopy. Model atomu Bohra i model kwantowo-mechaniczny, orbitale atomowe.	1
2.	Atomy wieloelektronowe: kolejność zapełniania podpowłok, stałe przesłaniania, konfiguracje elektronowe.	1
3.	Układ okresowy a właściwości chemiczne i fizyczne pierwiastków: elektroujemność i jej związek z energią jonizacji i powinowactwem elektronowym. Podział na metale, niemetale i amfolity oraz jego relacje z właściwościami fizycznymi: przewodniki, izolatory i półprzewodniki. Promienie atomowe i promienie jonowe.	1

4.	Budowa cząsteczek chemicznych. Typy wiązań chemicznych: teoria wiązań chemicznych Lewisa i Kossla i wartościowości i stopnie utlenienia pierwiastków; teoria orbitali molekularnych, wiązania $\sigma$ i $\pi$ , orbitale wiążące i antywiążące hybrydyzacja orbitali.	2
5.	Ważniejsze grupy związków nieorganicznych: tlenki, wodorki, wodorotlenki, kwasy tlenowe i beztlenowe, sole, hydroksosole i wodorosole.	1
6.	Reakcje jonowe i teorie kwasów i zasad: teoria dysocjacji elektrolitycznej Arrheniusa, teoria Brönsteda, teoria elektronowa Lewisa.	1
7.	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
8.	Procesy utleniania i redukcji. Szereg elektrochemiczny jonów metali. Prawa elektrolizy Faradaya. Ogniwa elektrochemiczne i akumulatory. Korozja elektrochemiczna.	2
9.	Potencjały (siły elektromotoryczne, SEM) półogniw i ogniwo elektrochemicznych - równanie Nernsta.	1
10.	Efekt cieplny reakcji w warunkach stałego ciśnienia – Entalpia. Prawo Hessa.	1
11.	Elementy kinetyki chemicznej. Definicja szybkości reakcji. Równania kinetyczne, stała szybkości reakcji, rząd reakcji, kinetyka rzędu 0, 1, 2, 3. Czas połowicznego rozpadu. Kataliza i katalizatory, inhibitory.	2
<b>LABORATORIUM</b>		
1.	Zapoznanie z podstawami pracy ze sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi. Zasady BHP. Ważenie na wagach laboratoryjnych. Sporządzanie roztworów zadanym stężeniu Podstawy obliczeń chemicznych: obliczenia stechiometryczne i obliczanie stężeń roztworów.	2
2.	Iloczyn rozpuszczalności	2
3.	analiza jakościowa kationów	2
4.	analiza jakościowa anionów	2
5.	Równowagi kwasowo-zasadowe	2
6.	hydroliza soli	2
7.	roztwory buforowe	2
8.	Reakcje redoks	2
9.	Elektroliza wodnych roztworów elektrolitów	2
10.	Ilościowa analiza objętościowa: alkacymetria, kompleksometria, miareczkowanie redoks	2
11.	Ogniwa galwaniczne i szereg elektrochemiczny metali. Zależność SEM ogniwa od stężenia elektrolitu.	2
12.	Przewodnictwo wodnych roztworów elektrolitów. Zależność przewodnictwa równoważnikowego od stężenia i rodzaju elektrolitu.	2
13.	Badanie efektu cieplnego reakcji i procesów fizykochemicznych. Procesy egzotermiczne i endotermiczne.	2
14.	Badanie szybkości i kinetyki reakcji chemicznych	2
15.	Metody rozdzielania mieszanin i oczyszczania związków chemicznych	2

### Metody oceny:

#### 1. Cwiczenia Laboratoryjne:

- kolokwia wstępne przed przystąpieniem do wykonania ćwiczeń (ok.15 min.)
- przeprowadzenie doświadczeń chemicznych podczas zajęć
- opracowanie sprawozdań z wykonanych doświadczeń

2. Wykład: egzamin pisemny w sesji egzaminacyjnej,

Spis zalecanych lektur:

1. *L. Pajdowski „Chemia ogólna i nieorganiczna” PWN 1994*
2. *A. Śliwa „Obliczenia chemiczne. Zbiór zadań z chemii ogólnej, analitycznej i nieorganicznej” PWN, 1987*
3. *J. Micznzewski, Z. Marczenko „Chemia analityczna” PWN 1997*
4. *H. Całus „Podstawy obliczeń chemicznych” WNT 1987*

/podpis prowadzącego/

/podpis Kierownika Zakładu/