**Nazwa przedmiotu:**

Chemia 1/ Chemistry 1

**Koordynator przedmiotu:**

prof. dr hab. inż. Janusz Płocharski, dr inż. Regina Borkowska

**Status przedmiotu:**

Obowiązkowy

**Poziom kształcenia:**

Studia I stopnia

**Program:**

Inżynieria Materiałowa

**Grupa przedmiotów:**

Obowiązkowy

**Kod przedmiotu:**

CH1

**Semestr nominalny:**

1 / rok ak. 2015/2016

**Liczba punktów ECTS:**

5

**Liczba godzin pracy studenta związanych z osiągnięciem efektów uczenia się:**

Łączna liczba godzin pracy studenta - 150, obejmuje:
1) godziny kontaktowe - 75 godzin, w tym: obecność na wykładach - 45 godzin, udział w ćwiczeniach - 30 godzin;
2) zapoznanie się ze wskazaną literaturą i przygotowanie do ćwiczeń - 35 godzin;
3) przygotowanie do egzaminu i obecność na egzaminie – 40 godzin.

**Liczba punktów ECTS na zajęciach wymagających bezpośredniego udziału nauczycieli akademickich:**

Obecność na wykładach - 45 godzin; udział w ćwiczeniach - 30 godzin; konsultacje do wykładu i ćwiczeń - 15 godzin. Razem 90 godzin - 3 punkty ECTS

**Język prowadzenia zajęć:**

polski

**Liczba punktów ECTS, którą student uzyskuje w ramach zajęć o charakterze praktycznym:**

2 punkty ECTS - udział w ćwiczeniach, przygotowanie się do ćwiczeń

**Formy zajęć i ich wymiar w semestrze:**

|  |  |
| --- | --- |
| Wykład:  | 45h |
| Ćwiczenia:  | 30h |
| Laboratorium:  | 0h |
| Projekt:  | 0h |
| Lekcje komputerowe:  | 0h |

**Wymagania wstępne:**

brak

**Limit liczby studentów:**

brak

**Cel przedmiotu:**

Celem zajęć jest nauczenie studentów podstawowych pojęć, praw oraz zależności obowiązujących w całej dziedzinie wiedzy jaką jest chemia. Najobszerniej potraktowano zagadnienia struktury elektronowej atomów, wiązań chemicznych i budowy cząsteczek oraz reakcji chemicznych w roztworach wodnych (reakcje kwas-zasada, reakcje utleniania – redukcji).

**Treści kształcenia:**

TREŚĆ WYKŁADU
1. Wprowadzenie do chemii:
- 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.
2. Ziarnista budowa materii
- Rodzaje oddziaływań między składnikami materii. Cząstki elementarne. Jądro atomowe. Liczba atomowa i masowa. Trwałość jąder. Przemiany jądrowe.
- Elektrownie atomowe. Datowanie izotopem 14C. Reakcje termojądrowe.
. Elektronowa struktura atomu - 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.
 4. Budowa cząsteczki – wiązania chemiczne - 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. 5. Reakcje chemiczne
- 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. Roztwory
- 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.
7. Charakterystyka stanów skupienia materii - 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.
8. Zjawiska i procesy elektrochemiczne - Ogniwa elektrochemiczne, siła elektromotoryczna, potencjały półogniw, szereg elektrochemiczny metali.
- Elektroliza – procesy utleniania i redukcji na elektrodach, przykłady elektrolizy. Korozja elektrochemiczna.
9. Związki kompleksowe – budowa i właściwości; elementy teorii pola krystalicznego.

TREŚĆ ĆWICZEŃ
1. Podstawowe obliczenia chemiczne
- Sposoby wyrażania stężeń, przeliczanie stężeń, obliczenia;
- Wzory chemiczne, obliczenia związane ze składem związków chemicznych;
- Prawa gazowe, równanie stanu. 2. Struktura cząsteczek, równania chemiczne
- Struktura elektronowa atomów, zapełnianie powłok walencyjnych;
- Bilansowanie równań, ustalanie stopnia utlenienia i jego zmian w reakcjach utleniania – redukcji, obliczenia;
- Wzory Lewisa, geometria cząsteczek (VSEPR). 3. Równowagi chemiczne w roztworach - 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;
4. Potencjały utleniania-redukcji, reakcje elektrodowe, elektroliza i ogniwa galwaniczne – obliczenia oparte na równaniach Nernsta i Faradaya.

**Metody oceny:**

Sposób zaliczenia (ocena zintegrowana): • dwa testy z ćwiczeń rachunkowych – 30% końcowej oceny; • warunkiem przystąpienia do egzaminu jest uzyskanie ≥50% punktów z testów na ćwiczeniach audytoryjnych; • pisemny egzamin z wykładu – 70% końcowej oceny.

**Egzamin:**

tak

**Literatura:**

Literatura podstawowa do wykładu:
1. Adam Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej” tom I, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2010
2. Loretta Jones, Peter Atkins, „Chemia ogólna – cząsteczki, materia, reakcje”, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2006

Literatura do ćwiczeń:
1. A. Śliwa: Obliczenia chemiczne: zbiór zadań z chemii ogólnej i analityki nieorganicznej. PWN, Warszawa, 1987

**Witryna www przedmiotu:**

http://www.ch.pw.edu.pl/~janzac

**Uwagi:**

## Efekty przedmiotowe

### Profil ogólnoakademicki - wiedza

**Efekt Ch\_W1:**

Posiada wiedzę związaną z budową atomową pierwiastków i cząsteczek oraz wiązań chemicznych

Weryfikacja:

Zaliczenie ćwiczeń i egzamin pisemny

**Powiązane efekty kierunkowe:** IM\_W03

**Powiązane efekty obszarowe:** T1A\_W01

**Efekt Ch\_W2:**

Ma wiedzę związaną z termodynamiką, kinetyką chemiczną i elektrochemią

Weryfikacja:

Zaliczenie ćwiczeń i egzamin pisemny

**Powiązane efekty kierunkowe:** IM\_W03

**Powiązane efekty obszarowe:** T1A\_W01

### Profil ogólnoakademicki - umiejętności

**Efekt Ch\_U1:**

Umie rozwiązać zadania rachunkowe z chemii ogólnej

Weryfikacja:

Zaliczenie ćwiczeń

**Powiązane efekty kierunkowe:** IM\_U14

**Powiązane efekty obszarowe:** T1A\_U14

**Efekt Ch\_U2:**

 Umiejętność rozumienia przemian chemicznych i ich znaczenia w wytwarzaniu i kształtowaniu właściwości materiałów inżynierskich

Weryfikacja:

Zaliczenie ćwiczeń i egzamin pisemny

**Powiązane efekty kierunkowe:** IM\_U14

**Powiązane efekty obszarowe:** T1A\_U14

**Efekt Ch\_U3:**

Umie na podstawie wiedzy nabytej podczas wykładu, analizy zalecanej literatury lub innych fachowych źródeł rozszerzyć –poprzez pracę własną- posiadane dotychczas umiejętności i wiedzę z zakresu chemii ogólnej.

Weryfikacja:

Kolokwium, obserwacja i ocena umiejętności studenta w trakcie zajęć.

**Powiązane efekty kierunkowe:** IM\_U05

**Powiązane efekty obszarowe:** T1A\_U05