**Nazwa przedmiotu:**

Chemia fizyczna

**Koordynator przedmiotu:**

prof. nzw. dr hab. inż. Ewa Dłuska

**Status przedmiotu:**

Obowiązkowy

**Poziom kształcenia:**

Studia I stopnia

**Program:**

Inzynieria Chemiczna i Procesowa

**Grupa przedmiotów:**

Obowiązkowe

**Kod przedmiotu:**

IC.IK312

**Semestr nominalny:**

3 / rok ak. 2018/2019

**Liczba punktów ECTS:**

5

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

1. Godziny kontaktowe z nauczycielem akademickim wynikające z planu studiów 105
2. Godziny kontaktowe z nauczycielem akademickim w ramach konsultacji 6
3. Godziny kontaktowe z nauczycielem akademickim w ramach zaliczeń i egzaminów 6
4. Przygotowanie do zajęć (studiowanie literatury, odrabianie prac domowych itp.) 8
5. Zbieranie informacji, opracowanie wyników 2
6. Przygotowanie sprawozdania, prezentacji, raportu, dyskusji -
7. Nauka samodzielna – przygotowanie do zaliczenia/kolokwium/egzaminu 23
Sumaryczne obciążenie studenta pracą 150 godz.

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

3,9 ECTS

**Język prowadzenia zajęć:**

polski

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

1,1 ECTS

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

|  |  |
| --- | --- |
| Wykład:  | 60h |
| Ćwiczenia:  | 45h |
| Laboratorium:  | 0h |
| Projekt:  | 0h |
| Lekcje komputerowe:  | 0h |

**Wymagania wstępne:**

Znajomość podstaw chemii ogólnej, fizyki i matematyki (rachunek różniczkowy i całkowy, równania różniczkowe zwyczajne, elementy statystyki stosowanej).

**Limit liczby studentów:**

90/20

**Cel przedmiotu:**

Zapoznanie studentów z podstawami chemii fizycznej, w tym z elementami termodynamiki, statyką reakcji chemicznych, równowagami fazowymi, prawami i przemianami gazów doskonałych i rzeczywistych, modelami stanu stałego i ciekłego, kinetyką chemiczną i elektrochemią.

**Treści kształcenia:**

Wykład
1. Podstawowe pojęcia i definicje: układ i otoczenie, definicja układu otwartego, zamkniętego i izolowanego, pojęcie fazy i składnika układu, sposoby przedstawiania stężeń składnika układu.
2. Termodynamika układów zamkniętych, proces termodynamiczny i opis stanu układu-funkcje termodynamiczne i parametry stanu, I zasada termodynamiki, praca i ciepło, doświadczenie Joule’a. Cechy i właściwości funkcji stanu, związek między funkcjami stanu.
3. Analiza termodynamiczna podstawowych przemian gazów doskonałych, model i prawa gazu doskonałego, zasada ekwipartycji, rozkład Maxwella-Boltzmana, izotermiczne sprężanie i rozprężanie- proces odwracalny, kwazistatyczny i nieodwracalny, adiabatyczny proces odwracalny, przemiana izobaryczna i izochoryczna, związki między Cv i Cp, metody obliczania Cp. Gazy rzeczywiste: współczynnik Joule’a – Thompsona, prawa gazu rzeczywistego: równania wirialne, równanie van der Waalsa.
4. II zasada termodynamiki-entropia, procesy odwracalne i nieodwracalne, cykl Carnota, obliczanie entropii, statystyczna interpretacja entropii, III zasada termodynamiki, zero bezwzględne, teoremat Nernsta i postulat Plancka. Równania Maxwella.
5. Funkcje mieszania i funkcje nadmiarowe: entropia i entalpia mieszania, molekularna interpretacja entropii mieszania, inne funkcje termodynamiczne.
6. Termochemia, prawa Hessa i Kirchoffa, reakcje egzo- i endotermiczne, entalpia przemian chemicznych, zależność temperaturowa entalpii tworzenia, własności termodynamiczne roztworów doskonałych.
7. Statyka chemiczna, powinowactwo chemiczne, prawo działania mas, związek stałej równowagi z funkcjami termodynamicznymi, zapis i obliczanie stałych równowagi, skrócona i pełna izobara van’t Hoffa, przypadki zakłócenia stanu równowagi, teorematy van’t Hoffa i la Chetelliera, równanie Clausiusa – Clapeyrona, wpływ dodatku gazu obojętnego na układ w stanie równowagi, równowagi przy jednoczesnym przebiegu kilku reakcji chemicznych.
8. Oddziaływania międzycząsteczkowe, energia całkowita układu dwóch cząsteczek, równanie Lenarda – Jonesa, kompleksy, wiązania wodorowe. Stany skupienia, stan szklisty, ciekłe kryształy, anizotropia. Lepkość, prawo Stokesa, metody pomiaru lepkości, wpływ temperatury na lepkość cieczy i gazów.
9. Pojęcie granicy faz -powierzchnia międzyfazowa i zjawiska na granicy faz. Napięcie powierzchniowe, metody pomiaru napięcia powierzchniowego, prężność pary nad meniskiem zakrzywionym, nadmiar powierzchniowy - podstawy teorii Gibbsa, sorpcja, izotermy adsorpcji.
10. Podstawy zjawisk przenoszenia- prawa Ficka, transport przez membrany, osmoza i osmoza odwrócona.
11. Równowagi fazowe: podział i sposoby przedstawiania, reguła faz Gibbsa i reguła dźwigni, warunek równowagi fazowej. Równowagi w układzie jednoskładnikowym, punkt potrójny, przemiany fazowe I i II rodzaju, podstawowe równanie równowagi.
12. Równowagi ciecz-gaz dla różnych przypadków: faza ciekła i gazowa doskonałe, faza ciekła doskonała, a gazowa niedoskonała, faza gazowa doskonała, a faza ciekła niedoskonała. Podstawowe prawa równowag: destylacyjnej i absorpcyjnej.
13. Równowaga ciecz-ciecz w układach dwuskładnikowym i trójskładnikowym, prawo podziału, ekstrakcja.
14. Równowaga ciecz – ciało stałe dla różnych przypadków: układ dwuskładnikowy o całkowitej rozpuszczalności w obu fazach, układ o nieograniczonej rozpuszczalności składnika w fazie ciekłej i różnej rozpuszczalności w fazie stałej (całkowity brak rozpuszczalności, rozpuszczalność ograniczona lub całkowita), eutektyki i perytetyki. Właściwości koligatywne.
15. Układy rozproszone - charakterystyka i podstawowe parametry.
16. Kinetyka reakcji chemicznych, szybkość reakcji, zależność szybkości reakcji od temperatury- równanie Arrheniusa, rząd reakcji, wyznaczanie rzędu reakcji, reakcje wolno-rodnikowe, reakcje równoległe, reakcje następcze, reakcje sprzężone, reakcje odwracalne, reakcje łańcuchowe, reakcje polimeryzacji.
17. Podstawy katalizy homogenicznej, ogólny mechanizm działania katalizatora, teoria zderzeń, teoria kompleksu aktywnego. Formalny opis reakcji z udziałem enzymów.
18. Elektrochemia, prawa Faradaya, teoria dysocjacji elektrolitycznej Arrheniusa, iloczyn jonowy wody, bufory, hydroliza soli, aktywność elektrolitów, prawo siły jonowej, równanie Debye’a- Hueckela, przewodnictwo elektrolityczne, prawo niezależnej wędrówki jonów, liczby przenoszenia jonów.
19. Potencjał wewnętrzny fazy, potencjał na granicy faz elektroda-roztwór, potencjał dyfuzyjny, polaryzacja elektrochemiczna, podwójna warstwa elektryczna.
20. Korozja, ogniwa galwaniczne, akumulatory, półogniwa, ogniwa paliwowe.

Ćwiczenia audytoryjne
1. Równanie stanu gazu doskonałego.
2. Prawo Hessa.
3. Statyka reakcji chemicznych.
4. Prawo Raoulta.
5. Równanie Arrheniusa.
6. Kinetyka reakcji chemicznych.
7. Iloczyn rozpuszczalności.
8. Obniżenie prężności pary roztworów.
9. Elektrochemia.

**Metody oceny:**

Wykład - egzamin pisemny.
Warunkiem zaliczenia wykładu jest przystąpienie do egzaminu i uzyskanie pozytywnej oceny z każdego pytania zestawu egzaminacyjnego. Do egzaminu mogą przystąpić osoby, które zaliczyły ćwiczenia audytoryjne.

Ćwiczenia audytoryjne - zaliczenie wszystkich czterech zadań rachunkowych w ramach zorganizowanych dwóch kolokwiów pisemnych.

 Ocena końcowa obliczana jest jako ocena zintegrowana egzaminu i ćwiczeń audytoryjnych, na którą składa się 60% oceny z egzaminu oraz 40% oceny z ćwiczeń audytoryjnych.

**Egzamin:**

tak

**Literatura:**

1. P.W. Atkins, Chemia fizyczna, PWN, Warszawa, 2003.
2. P.W. Atkins, C.A. Trapp, M.P. Cady, C. Giunta, Chemia fizyczna, Zbiór zadań z rozwiązaniami, PWN, 2001
3. G.M. Barrow, Chemia Fizyczna, PWN, 1978.
4. R. Miłek, M. Obrębska, M. Podkowińska-Kalita, Chemia fizyczna ćwiczenia laboratoryjne z elementami teorii, OWPW, 1989.
5. K. Pigoń, Z. Ruziewicz, Chemia fizyczna, T1 i 2, PWN, 2005, J. Demichowicz-Pigoniowa, A.Olszowski, Chemia fizyczna: T3, PWN, 2010; T4, PWN, 2013.
6. W. Tomassi, H. Jankowska, Chemia fizyczna, WNT, 1980.
7. W. Ufnalski, Obliczenia fizykochemiczne, OWPW, Warszawa, 1995.
8. A.G. Whittaker, A.R. Mount, M.R. Heal, Chemia fizyczna krótkie wykłady, PWN, 2004.

**Witryna www przedmiotu:**

w budowie

**Uwagi:**

## Efekty przedmiotowe

### Profil ogólnoakademicki - wiedza

**Efekt W1:**

Podstawy termodynamiki i fizykochemii zjawisk zachodzacych w układach stałych, ciekłych i gazowych.

Weryfikacja:

Egzamin - wiedza teoretyczna, cwiczenia rachunkowe - metody obliczeniowe.

**Powiązane efekty kierunkowe:** K\_W05

**Powiązane efekty obszarowe:** T1A\_W03, T1A\_W04

**Efekt W2:**

Ma wiedzę niezbędną do obliczeń złożonych równowag fazowych i chemicznych.

Weryfikacja:

Egzamin - wiedza teoretyczna, cwiczenia rachunkowe - metody obliczeniowe.

**Powiązane efekty kierunkowe:** K\_W06

**Powiązane efekty obszarowe:** T1A\_W03, T1A\_W04

**Efekt W3:**

Ma wiedzę niezbędną do sporządzania bilansów masy, składnika i energii z uwzględnieniem zjawisk przenoszenia pędu, masy i energii.

Weryfikacja:

Egzamin - wiedza teoretyczna, cwiczenia rachunkowe - metody obliczeniowe.

**Powiązane efekty kierunkowe:** K\_W07

**Powiązane efekty obszarowe:** T1A\_W03, T1A\_W04, T1A\_W07

### Profil ogólnoakademicki - umiejętności

**Efekt U1:**

Potrafi pozyskiwać informacje z literatury, bazy danych oraz innych źródeł; potrafi je interpretować, a także wyciągać wnioski i formułować opinie.

Weryfikacja:

Sprawdziany na cwiczeniach rachunkowych.

**Powiązane efekty kierunkowe:** K\_U01

**Powiązane efekty obszarowe:** T1A\_U01

**Efekt U2:**

Ma umiejętności samokształcenia się.

Weryfikacja:

Sprawdziany na cwiczeniach rachunkowych.

**Powiązane efekty kierunkowe:** K\_U03

**Powiązane efekty obszarowe:** T1A\_U05

### Profil ogólnoakademicki - kompetencje społeczne

**Efekt KS1:**

Zrozumienie potrzeb systematycznej pracy i pracy w grupie.

Weryfikacja:

Frekwencja na wykładach i wyniki egzaminów.

**Powiązane efekty kierunkowe:** K\_K01

**Powiązane efekty obszarowe:** T1A\_K01