**Nazwa przedmiotu:**

Chemia Fizyczna 2

**Koordynator przedmiotu:**

prof. dr hab. inż. Andrzej Chmielewski, dr inż. Maria Obrębska

**Status przedmiotu:**

Obowiązkowy

**Poziom kształcenia:**

Studia I stopnia

**Program:**

Inzynieria Chemiczna i Procesowa

**Grupa przedmiotów:**

Obowiązkowe

**Kod przedmiotu:**

brak

**Semestr nominalny:**

4 / rok ak. 2009/2010

**Liczba punktów ECTS:**

3

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

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

**Język prowadzenia zajęć:**

polski

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

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

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

**Wymagania wstępne:**

Wykład i ćwiczenia: znajomość matematyki (rachunek różniczkowy i całkowy, równania różniczkowe zwyczajne, elementy statystyki stosowanej) oraz podstaw chemii ogólnej i fizyki.
Laboratorium: kurs chemii fizycznej (włączając ćwiczenia rachunkowe); wymagane co najmniej zdanie egzaminu lub zaliczenie ćwiczeń rachunkowych w poprzednim semestrze.

**Limit liczby studentów:**

**Cel przedmiotu:**

Wykład obejmuje podstawy chemii fizycznej: podstawy termodynamiki, równowagi fazowych, prawa gazów doskonałych i rzeczywistych, modele stanu stałego i ciekłego, kinetykę chemiczną, elektrochemię, fotochemię i chemię radiacyjnej.
Ćwiczenia rachunkowe stanowią praktyczną realizację materiału wykładowego.
Ćwiczenia laboratoryjne stanowią praktyczną ilustrację wybranych (ze szczególnym uwzględnieniem równowag fazowych) zagadnień omawianych na wykładzie. Umożliwiają zapoznanie się z technikami pomiarowymi stosowanymi podczas prowadzenia badań o charakterze doświadczalnym oraz metodami ich interpretacji.

**Treści kształcenia:**

Wykład: Definicje, prawa mechaniki kwantowej, zasada ekwipartycji, rozkład Maxwella-Boltzmana; Termodynamika, definicja układu otwartego i zamkniętego: I zasada termodynamiki, przemiana izobaryczna i izochoryczna, związki między Cv i Cp, metody obliczania Cp; II zasada termodynamiki, stan równowagi termodynamicznej, III zasada termodynamiki, cykl Carnota; Zero bezwzględne, obliczanie entropii, przemiany fazowe I i II rodzaju, entropia i entalpia mieszania, molekularna interpretacja entropii mieszania, inne funkcje termodynamiczne; Termochemia, prawa Hessa i Kirchoffa, reakcje egzo- i endotermiczne, entalpia przemian chemicznych, zależność temperaturowa entalpii tworzenia, własności termodynamiczne roztworów doskonałych; Statyka chemiczna, powinowactwo chemiczne, prawo działania mas, związek stałej równowagi z funkcjami termodynamicznymi, zapis i obliczania 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; Gaz doskonały, prawa gazu doskonałego, doświadczenie Joule’a, gazy rzeczywiste, teoremat stanów odpowiadających sobie, współczynnik Joule’a – Thompsona, rozprężanie gazów, prawa gazu rzeczywistego, równania wirialne, równanie van der Waalsa; Oddziaływania międzycząsteczkowe, energia całkowita układu dwu cząsteczek, równanie Lenarda – Jonesa, kompleksy, wiązania wodorowe; Stany skupienia, ciała stałe, anizotropia, typy wiązań, ciepło molowe fazy stałej; Ciecze, komórkowa teoria stanu ciekłego, badania widm w podczerwieni, napięcie powierzchniowe, metody pomiaru napięcia powierzchniowego, prężność pary nad meniskiem zakrzywionym, lepkość, prawo Stokesa, metody pomiaru lepkości, wpływ temperatury na lepkość; Stan szklisty, ciekłe kryształy, układy koloidalne, izotermy adsorpcji, emulsje, flotacja; Równowagi fazowe, reguła faz Gibbsa, układy jednoskładnikowe, punkt potrójny; Równowaga ciecz-para dla różnych przypadków; faza ciekła i gazowa doskonałe, faza ciekła doskonała a gazowa niedoskonała, faza gazowa doskonała a faza ciekła niedoskonała; Równowaga ciecz w układach; dwuskładnikowym i trójskładnikowym, prawo podziału, ekstrakcja; Rozpuszczalność ciał stałych w cieczy, osmoza; Równowaga ciecz – ciało stałe dla różnych przypadków; układ dwuskładnikowy o całkowitej rozpuszczalności w obu fazach, układ o nieograniczonej rozpuszczalności składnika w fazie ciekłej i całkowitym braku rozpuszczalności w fazie stałej, układy ze składnikami topiącymi się kongruentnie i nie kongruentnie, eutektyki i perytetyki; Kinetyka reakcji chemicznych, szybkość reakcji, rząd reakcji, wyznaczanie rzędu reakcji, reakcje wolno-rodnikowe, reakcje enzymatyczne, reakcje równoległe, reakcje następcze, reakcje sprzężone, reakcje odwracalne, reakcje łańcuchowe, reakcje polimeryzacji; Kataliza, zależność szybkości reakcji od temperatury, teoria zderzeń, teoria stanu przejściowego; Elektrochemia, prawo 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; Potencjał na granicy faz elektroda-roztwór, potencjał dyfuzyjny, polaryzacja elektrochemiczna, prawa Ficka, podwójna warstwa elektryczna; Ogniwa galwaniczne, akumulatory, półogniwa, korozja, ogniwa paliwowe; Fotochemia, sonochemia, chemia radiacyjna.
Ćwiczenia: Równanie stanu gazu doskonałego; Prawo Hessa; Statyka reakcji chemicznych; Prawo Raoulta; Równanie Arrheniusa; Kinetyka reakcji chemicznych; Iloczyn rozpuszczalności; Obniżenie prężności pary roztworów; Elektrochemia.
Laboratorium: Wyznaczanie zależności prężności pary od temperatury i obliczanie molowych entalpii parowania dla wody toluenu. Wyznaczanie izobary wrzenia i rosy dla układu metanol – etanol. Wyznaczanie górnego krytycznego punktu mieszalności dla układu fenol – woda i dolnego punktu krytycznego mieszalności dla układu trietyloamina – woda. Wyznaczanie krzywej równowagi fazowej oraz cięciwy równowagi dla układu woda – propanol – toluen. Pomiar temperatury rozpuszczania, konstrukcja wykresu fazowego dla układu eutektycznego heksadekan – naftalen. Wyznaczanie zależności napięcia powierzchniowgo od stężenia dla wodnych roztworów n-butanolu i wykreślenie izotermy adsorpcji Gibbsa. Wyznaczanie punktu izoelektrycznego żelatyny z zlewności lepkości jej wodnych roztworów od pH. Badanie kinetyki reakcji chemicznej. Wyznaczanie molowej entalpii mieszania. Przewodnictwo elektryczne roztworów. Wyznaczanie liczby przenoszenia jonu wodorowego metoda samorzutnie powstającej granicy. Siła elektromotoryczna ogniwa galwanicznego.

**Metody oceny:**

Wykład: Egzamin pisemny.
Ćwiczenia: Zaliczenie ćwiczeń wymaga zaliczenia 4 sprawdzianów pisemnych (a’ 10 pkt.); do zaliczenia ćwiczeń wymagane jest uzyskanie 21/40 pkt., przy zaliczeniu na co najmniej 5.0 pkt. każdego z kolokwiów.
Laboratorium: Zaliczenia sprawozdań z wykonanych ćwiczeń (w postaci odrębnych kolokwiów), co składa się na końcową ocenę zajęć.

**Egzamin:**

**Literatura:**

P.W. Atkins, Chemia fizyczna, PWN, Warszawa, 2001.
A.G. Whittaker, A.R. Mount, M.R. Heal, Chemia fizyczna – krótkie wykłady, PWN, 2004.
W. Ufnalski, Obliczenia fizykochemiczne, OWPW, Warszawa, 1995.
W. Ufnalski, Wprowadzenie do termodynamiki chemicznej, OWPW, Warszawa, 2004.
H. Buchowski, W. Ufnalski, Fizykochemia gazów i cieczy, WNT, Warszawa, 1998.
H. Buchowski, W. Ufnalski, Roztwory, WNT, Warszawa, 1995.
A. Molski, Wprowadzenie do kinetyki chemicznej, WNT, Warszawa, 2001.
G.M. Barrow, Chemia Fizyczna, PWN, 1978.
Chemia fizyczna (praca zbiorowa), PWN, 1980.
W. Tomassi, H. Jankowska, Chemia fizyczna, WNT, 1980.
R. Miłek, M. Obrębska, M. Podkowińska-Kalita, Chemia fizyczna ćwiczenia laboratoryjne z elementami teorii, OWPW, 1989.
D. Kocot-Bończak, Ćwiczenie laboratoryjne z chemii fizycznej, PZWL, 1977.

**Witryna www przedmiotu:**

**Uwagi:**

## Efekty przedmiotowe