

**Przedmiot: CHEMIA FIZYCZNA I**

**Kod przedmiotu: WTiCh/ISt/Osr/A-7-1**

- 1. Odpowiedzialny za przedmiot, jego miejsce zatrudnienia i e-mail:** dr hab. inż. Aleksander Przepiera, prof. PS, Instytut Chemii i Podstaw Ochrony Środowiska, alex@ps.pl
- 2. Język wykładowy:** polski
- 3. Liczba punktów:** 6
- 4. Rodzaj studiów, kierunek, specjalność, kierunek dyplomowania:** studia stacjonarne I stopnia, kierunek Ochrona Środowiska
- 5. Status przedmiotu dla ww. studiów:** obowiązkowy
- 6. Informacje o formach zajęć:**  
- współczynniki pracochłonności (wagi formy zajęć):  $W_w=1$ ,  $W_c=0,8$ ,  $W_l=-$ ,  $W_p=-$ ,  $W_s=-$

Sem.	Pkt	Wykład		Zajęcia praktyczne							
				Seminarium		Ćw/ćw. komp.		Laboratorium		Projekt	
		G/sem	F.z.	G/sem	F.z.	G/sem	F.z.	G/sem	F.z.	G/sem	F.z.
IV	6	30	E			30	Z				

Objaśnienia: Pkt – liczba punktów, G/sem. – liczba godzin w semestrze, F.z. – forma zaliczenia zajęć (E – egzamin, Z – zaliczenie). Ćw. komp – zajęcia w formie ćwiczeń, na stanowiskach komputerowych

- 7. Wymagane zaliczenie przedmiotów poprzedzających (lub określenie wymaganej wiedzy):** matematyka, fizyka, chemia nieorganiczna, chemia organiczna

## 8. Program wykładów

Przedmiot chemii fizycznej. Podstawowe pojęcia i wielkości fizykochemiczne. Teoria kinetyczno-molekularna gazów. Postulaty kinetyczno-molekularnej teorii gazów. Prawo rozkładu Maxwella-Boltzmann. Rozkład prędkości cząsteczek w gazach. Prędkość średnia, prędkość średnia kwadratowa, prędkość najbardziej prawdopodobna. Częstość zderzeń międzycząsteczkowych. Średnia droga swobodna cząsteczek. Podstawowe równania charakteryzujące stan gazowy wyprowadzone z teorii kinetyczno-molekularnej. Gazy rzeczywiste. Równanie Van der Waalsa. Reguła stanów odpowiadających sobie. Stan krytyczny i superkrytyczny substancji. Zredukowane równanie stanu gazów. Ważniejsze równania stanu gazów rzeczywistych. Ciepła molowe gazów. Termodynamika chemiczna. Zasady termodynamiki. Formalizm termodynamiki fenomenologicznej. Zmienne termodynamiczne. Temperatura bezwzględna. Przemiany termodynamiczne. Pierwsza zasada termodynamiki i jej wykorzystanie. Entropia i druga zasada termodynamiki. Termodynamiczne funkcje stanu. Entropia jako funkcja stanu. Przemiany odwracalne. Termodynamiczne równania stanu. Związek między  $c_p$  i  $c_v$ . Efekt Joule'a. Dławienie gazów. Efekt Joule'a-Thomsona. Współczynnik Joule'a-Thomsona dla gazów rzeczywistych. Zmiany entropii gazu doskonałego. Entropia mieszania gazów doskonałych. Trzecia zasada termodynamiki, entropia bezwzględna substancji. Potencjały termodynamiczne. Energia swobodna i entalpia swobodna. Równanie Gibbsa-Helmholtza. Równowaga fazowa w układach jednoskładnikowych. Równanie Clausiusa i równanie Clausiusa-Clapeyrona. Prężność pary nad cieczą. Zależność entalpii parowania od temperatury. Wykres fazowy p-T-V na przykładzie wody. Termochemia. Standardowe dane termochemiczne i ich wykorzystanie. Entalpia reakcji i jej zależność od temperatury. Równowaga chemiczna. Równanie reakcji chemicznej i liczba postępu reakcji. Efekty termodynamiczne reakcji chemicznej. Entalpia tworzenia i entalpia spalania substancji. Potencjał termodynamiczny reakcji. Izoterma reakcji (izoterma Van't Hoffa). Izobara Van't Hoffa. Równowaga chemiczna. Termodynamiczna stała równowagi chemicznej. Zależność stałej równowagi reakcji chemicznej od temperatury. Reguła przekory. Kinetyka chemiczna. Przedmiot kinetyki chemicznej. Szybkość reakcji chemicznych. Doświadczalna kinetyka chemiczna. Równania szybkości reakcji. Rząd reakcji i metody wyznaczania rzędu reakcji. Reakcje pierwszego, drugiego i n-tego rzędu. Okres połowicznej przemiany. Zależność szybkości reakcji od temperatury. Równoległe reakcje pierwszego i drugiego rzędu. Reakcje następcze. Zależność szybkości reakcji od temperatury. Teorie kinetyczne

## 9. Program zajęć praktycznych

Ćwiczenia. Przemiany gazu doskonałego. Cykle przemian termodynamicznych. Obliczanie entalpii i entalpii swobodnej reakcji chemicznych. Obliczanie stałej równowagi reakcji chemicznych – izoterma Van't Hoffa. Równanie Clausiusa-Clapeyrona – obliczanie prężności par substancji w funkcji temperatury. Wyznaczanie

stałych szybkości dla reakcji I i II rzędu. Wyznaczanie zależności szybkości reakcji od temperatury – równanie Arrheniusa.

## **10. Literatura**

1. Atkins P.W., Chemia Fizyczna, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2001 2. Atkins P.W., Podstawy Chemii Fizycznej, PWN, Warszawa 1999 3. Atkins P.W., Trapp C.A., Cady M.P., Giunta C., Chemia Fizyczna. Zbiór zadań z rozwiązaniami, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2001