



Kod przedmiotu	1070-IC000-ISP-312	Nazwa przedmiotu	w j. polskim	Chemia fizyczna	
			w j. angielskim	Physical Chemistry	
Kierownik przedmiotu	dr hab. inż. Ewa Dłuska, profesor uczelni				
Jednostka prowadząca	WICHiP PW	Kierunek studiów	Inżynieria chemiczna i procesowa		
Profil i poziom kształcenia	ogólnoakademicki studia I stopnia stacjonarne	Semestr studiów	3	Specjalność	-
Rodzaj przedmiotu	obowiązkowy		Język zajęć		polski
Forma zaliczenia: Egzamin (Tak/Nie)	Tak	Sumaryczna liczba godzin w semestrze	105	Sumaryczna liczba ECTS	5
Typ zajęć		Wykład	Ćwiczenia audytoryjne	Ćwiczenia projektowe	Laboratorium
Liczba godzin zajęć	Tygodniowo	4	3	-	-
	łącznie w semestrze	60	45	-	-

I. Wymagania wstępne i dodatkowe

I.1.	Znajomość podstaw chemii ogólnej, fizyki i matematyki (rachunek różniczkowy i całkowy, równania różniczkowe zwyczajne, elementy statystyki stosowanej).
------	---

II. Cele przedmiotu

II.1.	Zapoznanie studentów z podstawami chemii fizycznej, w tym z elementami termodynamiki, prawami i przemianami gazów doskonałych, statyką reakcji chemicznych, równowagami fazowymi układów jedno i wieloskładnikowych, kinetyką reakcji chemicznych, elektrochemią, rodzajami oddziaływań międzycząsteczkowych i zjawiskami powierzchniowymi oraz charakterystyką układów rozproszonych.
-------	--

III. Treści programowe przedmiotu (dla każdego typu zajęć oddzielnie)

III.1. Wykład

Lp.	Treść	Liczba godz.
1.	Podstawowe pojęcia i definicje: układ i otoczenie, definicja układu otwartego, zamkniętego i izolowanego, pojęcie fazy i składnika układu, sposoby przedstawiania stężeń składnika układu.	1
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, równania Maxwella.	4
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 C_v i C_p , metody obliczania C_p .	4
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.	3
5.	Termodynamika roztworów doskonałych i rzeczywistych: Funkcje mieszania i funkcje nadmiarowe - entropia i entalpia mieszania, molekularna interpretacja entropii mieszania.	1
6.	Termochemia, prawa Hessa i Kirchoffa, reakcje egz- i endotermiczne, entalpia i energia wewnętrzna przemian chemicznych, zależność temperaturowa entalpii tworzenia.	2
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.	4
8.	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.	4
9.	Równowagi ciecz-gaz dla różnych przypadków: faza ciekła i gazowa doskonała, faza ciekła doskonała, a gazowa niedoskonała, faza gazowa doskonała, a faza ciekła niedoskonała. Podstawowe prawa równowag: destylacyjnej i absorpcyjnej.	3
10.	Równowaga ciecz-ciecz w układach dwuskładnikowym i trójskładnikowym, prawo podziału, ekstrakcja.	2
11.	Równowaga ciecz – ciało stałe: układ dwuskładnikowy o całkowitej rozpuszczalności w obu fazach, układ o całkowitej rozpuszczalności składnika w fazie ciekłej i różnej rozpuszczalności w fazie stałej: brak rozpuszczalności, rozpuszczalność ograniczona, całkowita rozpuszczalność), eutektyki i perytektiki. Równowaga w układzie trójskładnikowym. Właściwości koligatywne.	2
12.	Kinetyka reakcji chemicznych, szybkość reakcji, zależność szybkości reakcji od temperatury- równanie Arrheniusa, rząd reakcji, metody wyznaczania rzędu reakcji, reakcje wolnorodnikowe, reakcje równoległe, reakcje następcze, reakcje sprzężone, reakcje odwracalne, reakcje łańcuchowe, reakcje polimeryzacji.	5

13.	Podstawy katalizy homogenicznej, ogólny mechanizm działania katalizatora, teoria zderzeń, teoria kompleksu aktywnego. Formalny opis reakcji z udziałem katalizatora .	3
14.	Elektrochemia cz.1: Przewodnictwo elektrolityczne, teoria dysocjacji elektrolitycznej Arrheniusa, aktywność elektrolitów, prawo niezależnej wędrówki jonów, siła jonowa, równania Debye'a- Hueckela, prawo siły jonowej, liczby przenoszenia jonów, iloczyn rozpuszczalności i termodynamiczny iloczyn rozpuszczalności, iloczyn jonowy wody.	3
15.	Elektrochemia cz.2: Potencjał wewnętrzny fazy, potencjał na granicy faz elektroda-roztwór, potencjał dyfuzyjny, podwójna warstwa elektryczna.	3
16.	Elektrochemia cz. 3: Półogniwa, ogniwa galwaniczne, ogniwa paliwowe -podział i charakterystyka, siła elektromotoryczna ogniwa, termodynamika ogniwa, elektroliza: prawa Faradaya, polaryzacja elektrochemiczna, mechanizmy transportu w polu elektrycznym i elektrochemiczna przyścienna warstwa stężeniowa.	5
17.	Podstawy zjawisk przenoszenia- prawa Ficka, transport przez membrany, osmoza i osmoza odwrócona.	1
18.	Oddziaływania międzycząsteczkowe, energia całkowita układu dwóch cząsteczek, model i równanie Lenarda – Jonesa, kompleksy, wiązania wodorowe. Stany skupienia, stan szklisty, ciekłe kryształy, anizotropia. Lepkość i krzywe reologiczne, lepkość pozorna, płyny newtonowskie i nienewtonowskie, równanie Newtona i prawo Stokesa, wpływ temperatury na lepkość cieczy i gazów.	4
19.	Pojęcie granicy faz -powierzchnia międzyfazowa i zjawiska na granicy faz. Napięcie powierzchniowe/międzyfazowe, zwilżalność powierzchni i kąta zwilżania, prężność pary nad meniskiem zakrzywionym, nadmiar powierzchniowy - podstawy teorii Gibbsa, sorpcja, izotermy adsorpcji.	4
20.	Układy rozproszone - charakterystyka i podstawowe parametry.	2
III.2. Ćwiczenia audytoryjne		
Lp.	Treść	Liczba godz.
1.	Termodynamika.	5
2.	Termochemia.	5
3.	Statyka reakcji chemicznych.	7
4.	Równowaga ciecz-para.	8
5.	Kinetyka reakcji chemicznych.	8
6.	Iloczyn rozpuszczalności.	5
7.	Elektrochemia.	7

IV. Wykaz efektów uczenia się dla przedmiotu				
Rodzaj efektu	Symbol efektu uczenia się	Odniesienie do kierunkowych efektów uczenia się	Efekt uczenia się	Metody weryfikacji osiągnięcia efektu uczenia się*
WIEDZA				
W1	K1_W01 K1_W02 K1_W03	I.P6S_WG.o P6U_W	Ma wiedzę niezbędną do opisu przemian gazowych, statyki reakcji chemicznych, równowag fazowych, kinetyki reakcji chemicznych, elektrochemii oraz wykonywania analiz chemicznych.	EP, K, D
W2	K1_W06	I.P6S_WG.o III.P56_WG P6U_W	Ma wiedzę niezbędną do wyznaczania wybranych właściwości fizykochemicznych, badania równowag fazowych i chemicznych.	EP, K, D
W3	K1_W11	I.P6S_WG.o III.P56_WG P6U_W	Ma podstawową wiedzę z zakresu zagadnień chemii fizycznej z elementami termodynamiki i kinetyki stosowanych w inżynierii chemicznej.	EP, K, D
W4	K1_W12	I.P6S_WG.o III.P56_WG P6U_W	Ma wiedzę o najnowszych metodach opisu matematycznego i modelowania zjawisk fizykochemicznych, termodynamicznych, równowag fazowych oraz oddziaływań międzycząsteczkowych w inżynierii chemicznej i procesowej.	EP, K, D
UMIEJĘTNOŚCI				
U1	K1_U01	I.P6S_UW.o III.P6S_UW.o I.P6S_UK P6U_U	Potrafi korzystać z dostępnych tematycznych informacji i je analizować.	EP, K, D
U2	K1_U21	I.P6S_UU P6U_U	Ma umiejętność samokształcenia.	D
KOMPETENCJE SPOŁECZNE				
KS1	K1_K01	I.P6S_KK P6U_K	Rozumie potrzebę dokończenia się i podnoszenia swoich kompetencji zawodowych i osobistych.	EP, D
KS2	K1_K02	I.P6S_KR P6U_K	Prawidłowo reaguje na problemy związane z pracą inżyniera.	D
KS3	K1_K03	I.P6S_KO P6U_K	Potrafi myśleć i działać efektywnie i kreatywnie.	D
KS4	K1_K04	I.P6S_KO I.P6S_KK P6U_K	W sposób zrozumiały podaje do wiadomości publicznej informacje o inżynierii chemicznej.	D
* - Metody weryfikacji: np. egzamin pisemny/ustny (EP/EU), sprawdzian pisemny/ustny (SP/SU), kolokwium (K), wykonanie projektu (WP), sprawozdanie (SPR), referat (R), test (T), praca domowa (PDM), dyskusja (D), seminarium (SEM).				

V. Literatura zalecana i dodatkowa

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.

VI. Nakład pracy studenta niezbędny do osiągnięcia efektów uczenia się

Lp.	Treść	Liczba godz.
1.	Godziny kontaktowe z nauczycielem akademickim wynikające z planu studiów	105
2.	Godziny kontaktowe z nauczycielem akademickim w ramach konsultacji, egzaminów, sprawdzianów etc.	25
3.	Godziny pracy samodzielnej studenta w ramach przygotowania do zajęć oraz opracowania sprawozdań, projektów, prezentacji, raportów, prac domowych etc.	20
4.	Godziny pracy samodzielnej studenta w ramach przygotowania do egzaminu, sprawdzianu, zaliczenia etc.	45
Sumaryczny nakład pracy studenta		195
Liczba punktów ECTS		7