

POLITECHNIKA KRAKOWSKA IM. TADEUSZA KOŚCIUSZKI

KARTA PRZEDMIOTU

obowiązuje studentów rozpoczynających studia w roku akademickim 2017/2018

Wydział Inżynierii i Technologii Chemicznej

Kierunek studiów: Inżynieria Chemiczna i Procesowa

Profil: Ogólnoakademicki

Forma studiów: stacjonarne

Kod kierunku: I

Stopień studiów: I

Specjalności: Inżynieria Odnawialnych Źródeł Energii, Inżynieria Procesów Technologicznych

1 INFORMACJE O PRZEDMIOCIE

NAZWA PRZEDMIOTU	SI-1 Chemia fizyczna
NAZWA PRZEDMIOTU W JĘZYKU ANGIELSKIM	Physical chemistry
KOD PRZEDMIOTU	WITCh ICHIP oIS B18 17/18
KATEGORIA PRZEDMIOTU	Przedmioty podstawowe
LICZBA PUNKTÓW ECTS	6.00
SEMESTRY	3 4

2 RODZAJ ZAJĘĆ, LICZBA GODZIN W PLANIE STUDIÓW

SEMESTR	WYKŁADY	ĆWICZENIA	LABORATORIUM	LABORATORIUM KOMPUTERO- WE	PROJEKT	SEMINARIUM
3	15	15	30	0	0	0
4	30	0	0	0	0	0

3 CELE PRZEDMIOTU

Cel 1 Poznanie podstaw termodynamicznych procesów chemicznych, przemian fazowych i zjawisk powierzchniowych. Przewidywanie kierunku zachodzenia procesów samorzutnych oraz wyliczanie parametrów dla równowag chemicznych i fizycznych, a także określanie wpływu temperatury, ciśnienia i stężenia na stany równowago-

we. Poznanie zasad rządzących kinetyką reakcji chemicznych. Uświadomienie znaczenia zdobywanej wiedzy w projektowaniu i kontroli procesów i aparatów chemicznych.

Cel 2 Nabycie praktycznej umiejętności wyliczania parametrów termodynamicznych i kinetycznych procesów chemicznych oraz przewidywania zachowania się układów w różnych warunkach na podstawie obliczeń i znajomości wykresów fazowych.

Cel 3 Nabycie praktycznej umiejętności wykonywania pomiarów fizykochemicznych i interpretacji ich wyników.

4 WYMAGANIA WSTĘPNE W ZAKRESIE WIEDZY, UMIEJĘTNOŚCI I INNYCH KOMPETENCJI

1 Podstawowy kurs matematyki, rachunku różniczkowego i całkowego, podstawowy kurs fizyki oraz chemii ogólnej.

5 EFEKTY KSZTAŁCENIA

EK1 Wiedza Zrozumienie podstaw termodynamiki chemicznej i znaczenia termodynamicznych funkcji stanu oraz ich zmian w określaniu stanów równowagi fizycznej i chemicznej oraz kierunku przebiegu reakcji chemicznych i przemian fazowych. Poznanie podstaw elektrochemicznych procesów równowagowych, ogniwa elektrochemiczne.

EK2 Umiejętności Umiejętność obliczania wartości termodynamicznych funkcji stanu z wyników pomiarów doświadczalnych oraz na podstawie stabelaryzowanych wartości standardowych. Umiejętność obliczania zmian wartości funkcji termodynamicznych z temperaturą i ciśnieniem i wykorzystania ich do przewidywania zmian stanów równowagi. Powyższe umiejętności stosowane w odniesieniu do czystych substancji oraz roztworów.

EK3 Umiejętności Umiejętność wykorzystywania wykresów, w tym przede wszystkim wykresów fazowych, do określania zmian przy zmianie temperatury, ciśnienia i stężenia oraz przewidywania przebiegu procesów przemian fazowych, określania składów faz będących w równowadze i ilości tych faz.

EK4 Wiedza Poznanie zjawisk powierzchniowych, stanów równowagi z nimi związanych, napięcia powierzchniowego i adsorpcji oraz mieszanin koloidalnych.

EK5 Wiedza Poznanie praw kinetyki chemicznej, równań kinetycznych i wpływu temperatury na szybkość reakcji.

EK6 Umiejętności Umiejętność wyliczenia składu reagującej mieszaniny po pewnym czasie oraz czasu potrzebnego do uzyskania określonego stopnia przereagowania pod kątem znaczenia tych obliczeń przy projektowaniu reaktorów. Umiejętność przewidzenia zmian szybkości reakcji przy zmianie temperatury, ciśnienia i stężenia.

EK7 Umiejętności Umiejętność wykonania pomiarów fizykochemicznych i interpretacji wyników takich pomiarów.

6 TREŚCI PROGRAMOWE

ĆWICZENIA		
LP	TEMATYKA ZAJĘĆ OPIS SZCZEGÓŁOWY BLOKÓW TEMATYCZNYCH	LICZBA GODZIN
C1	Równanie stanu gazu doskonałego. Termochemia. Prawo Hessa. Standardowe entalpie tworzenia i spalania. Termochemiczne energie wiązań. Cykl termochemiczny. Zależność entalpii i entropii reakcji od temperatury. Równowaga chemiczna. Bilans materiałowy układu reagującego. Wyznaczanie stałej równowagi reakcji i obliczanie stężeń reagentów w stanie równowagi. Wpływ ciśnienia i temperatury na stan równowagi ujęcie ilościowe.	15

WYKŁADY		
LP	TEMATYKA ZAJĘĆ OPIS SZCZEGÓŁOWY BLOKÓW TEMATYCZNYCH	LICZBA GODZIN
W1	Właściwości gazów. Gaz doskonały. Równanie stanu. Gazy rzeczywiste. Mieszaniny gazów. Termodynamika, termodynamika chemiczna wprowadzenie. Pojęcia podstawowe. Zerowa zasada termodynamiki. Temperatura i skala temperatury. Energia ciepło i praca. Termodynamiczne funkcje stanu. Układ i otoczenie, typy układów. Wielkości ekstensywne i intensywne. I Zasada termodynamiki. Rodzaje pracy. Procesy nieodwracalne i odwracalne. Pojemność cieplna. Stan standardowy. Termochemia. Prawo Hessa. Ciepło tworzenia i ciepło spalania. Termochemiczne energie wiązań. Cykl termochemiczny. Zależność entalpii reakcji od temperatury. Samorzutność procesów. Entropia. II Zasada termodynamiki. III Zasada termodynamiki. Entropia absolutna. Energia Helmholtza i Gibbsa. Warunki samorzutności procesów w różnych układach. Maksymalna praca i jej związek z funkcjami Helmholtza i Gibbsa. Zależność wartości funkcji termodynamicznych od temperatury i ciśnienia. Statyka chemiczna. Energia Gibbsa reakcji. Bilans materiałowy układu reagującego. Prawo działania mas. Termodynamiczna stała równowagi reakcji. Związki między stałymi równowagi. Reguła przekory. Wpływ ciśnienia i temperatury na stan równowagi ujęcie ilościowe. Równanie izobary van Hoffa.	15
W2	Stan równowagi. Warunki termodynamiczne. Równowaga w układach jednoskładnikowych. Wykresy fazowe. Przemiany i równowagi fazowe. Zależność stabilności faz od temperatury i ciśnienia. Równanie Clausiusa-Clapeyrona. Równanie Antoinea. Potencjał chemiczny. Termodynamika prostych mieszanin i procesów mieszania. Prawo Raoult'a. Prawo Henry'ego. Wykresy fazowe izobary i izoterm dla układów dwuskładnikowych ciecz-para. Destylacja prosta i frakcjonowana. Zeotropy i azeotropy. Równowagi fazowe ciecz-para dla układów niemiesających się i o ograniczonej mieszalności. Równowagi fazowe ciecz-ciecz. Równowagi fazowe ciało stałe-ciecz. Krzywe chłodzenia. Roztwory stałe i eutektyki. Układy z tworzącym się związkiem chemicznym topiącym się kongruentnie i niekongruentnie. Równowagi dla układów trójskładnikowych. Trójkąt Gibbsa. Ekstrakcja i prawo podziału Nernsta. Właściwości koligatywne podwyższenie temperatury wrzenia, obniżenie temperatury krzepnięcia, obniżenie prężności pary i osmoza. Roztwory rzeczywiste. Stany standardowe. Aktywność. Współczynnik aktywności i funkcje nadmiarowe. Doskonałość i niedoskonałość. Oddziaływania międzycząsteczkowe. Oddziaływania van der Waalsa. Zjawiska powierzchniowe. Napięcie powierzchniowe. Efekt kapilarny. Zwilżalność i niezwilżalność. Kąt zwilżania. Surfaktanty. Hydrofobowość i hydrofilowość. Termodynamika hydratacji węglowodorów. Adsorpcja. Adsorpcja fizyczna i chemiczna. Izoterm adsorpcji. Izoterma Langmuira. Izoterma BET. Zależność adsorpcji od temperatury i entalpia adsorpcji. Koloidy. Stabilność koloidów. Zarys teorii DLVO. Koagulacja i flokulacja. Koagulanty. Micele. Krytyczne stężenie micelizacji. Elektrochemia równowagowa. Ogniwa elektrochemiczne. Rodzaje półogniw. Związek energii Gibbsa reakcji z potencjałem ogniwa. Równanie Nernsta. Potencjały (standardowe) półogniw. Energie Gibbsa solwatacji jonów. Aktywności jonów. Wyznaczanie współczynnika aktywności. Wyznaczanie funkcji termodynamicznych z pomiarów potencjału ogniwa. Szybkość reakcji chemicznych i równania kinetyczne. Rząd reakcji. Postać całkowita równania kinetycznego dla reakcji zerowego, pierwszego i drugiego rzędu. Czas połowicznego zaniku. Zależność szybkości reakcji od temperatury. Parametry w równaniu Arrheniusa. Zarys teorii stanu przejściowego. Kataliza. Lepkość. Dyfuzja. Przewodnictwo elektrolitów.	30

LABORATORIUM		
LP	TEMATYKA ZAJĘĆ OPIS SZCZEGÓŁOWY BLOKÓW TEMATYCZNYCH	LICZBA GODZIN
L1	Wprowadzenie. Stosowane techniki laboratoryjne. BHP w laboratorium chemii fizycznej.	2
L2	Napięcie powierzchniowe.	4
L3	Zależność prężności pary od temperatury mierzona metodą izoteniskopową. Entalpia parowania.	4
L4	Równowaga ciecz-para w układach dwuskładnikowych. Destylacja.	4
L5	Równowaga ciecz-ciecz w układach trójskładnikowych. Trójkąt Gibbsa.	4
L6	Prawo podziału Nernsta. Ekstrakcja.	4
L7	Wyznaczanie izotermy adsorpcji z fazy ciekłej.	4
L8	Podsumowanie. Odrabianie ćwiczeń niezaliczonych.	4

7 NARZĘDZIA DYDAKTYCZNE

N1 Wykłady

N2 Ćwiczenia tablicowe

N3 Ćwiczenia laboratoryjne

8 OBCIĄŻENIE PRACĄ STUDENTA

FORMA AKTYWNOŚCI	ŚREDNIA LICZBA GODZIN NA ZREALIZOWANIE AKTYWNOŚCI
Godziny kontaktowe z nauczycielem akademickim, w tym:	
Godziny wynikające z planu studiów	90
Konsultacje przedmiotowe	6
Egzaminy i zaliczenia w sesji	6
Godziny bez udziału nauczyciela akademickiego wynikające z nakładu pracy studenta, w tym:	
Przygotowanie się do zajęć, w tym studiowanie zalecanej literatury	50
Opracowanie wyników	28
Przygotowanie raportu, projektu, prezentacji, dyskusji	30
SUMARYCZNA LICZBA GODZIN DLA PRZEDMIOTU WYNIKAJĄCA Z CAŁEGO NAKŁADU PRACY STUDENTA	210
SUMARYCZNA LICZBA PUNKTÓW ECTS DLA PRZEDMIOTU	6.00

9 SPOSOBY OCENY

OCENA FORMUJĄCA

F1 Egzamin pisemny i ustny z części wykładowej

F2 Ocena z ćwiczeń rachunkowych (semestr III)

F3 Ocena z laboratorium (semestr III)

OCENA PODSUMOWUJĄCA

P1 Średnia ważona ocen formujących

WARUNKI ZALICZENIA PRZEDMIOTU

W1 Uzyskanie zaliczenia z ćwiczeń tablicowych, laboratorium i oceny pozytywnej z egzaminu (semestr III)

W2 Uzyskanie oceny pozytywnej z egzaminu (semestr IV)

KRYTERIA OCENY

EFEKT KSZTAŁCENIA 1	
NA OCENĘ 2.0	<50%
NA OCENĘ 3.0	równe lub powyżej 50% do 60%

NA OCENĘ 3.5	równe lub powyżej 60% do 70%
NA OCENĘ 4.0	równe lub powyżej 70% do 80%
NA OCENĘ 4.5	równe lub powyżej 80% do 90%
NA OCENĘ 5.0	równe lub powyżej 90%
EFEKT KSZTAŁCENIA 2	
NA OCENĘ 2.0	<50%
NA OCENĘ 3.0	równe lub powyżej 50% do 60%
NA OCENĘ 3.5	równe lub powyżej 60% do 70%
NA OCENĘ 4.0	równe lub powyżej 70% do 80%
NA OCENĘ 4.5	równe lub powyżej 80% do 90%
NA OCENĘ 5.0	równe lub powyżej 90%
EFEKT KSZTAŁCENIA 3	
NA OCENĘ 2.0	<50%
NA OCENĘ 3.0	równe lub powyżej 50% do 60%
NA OCENĘ 3.5	równe lub powyżej 60% do 70%
NA OCENĘ 4.0	równe lub powyżej 70% do 80%
NA OCENĘ 4.5	równe lub powyżej 80% do 90%
NA OCENĘ 5.0	równe lub powyżej 90%
EFEKT KSZTAŁCENIA 4	
NA OCENĘ 2.0	<50%
NA OCENĘ 3.0	równe lub powyżej 50% do 60%
NA OCENĘ 3.5	równe lub powyżej 60% do 70%
NA OCENĘ 4.0	równe lub powyżej 70% do 80%
NA OCENĘ 4.5	równe lub powyżej 80% do 90%
NA OCENĘ 5.0	równe lub powyżej 90%
EFEKT KSZTAŁCENIA 5	
NA OCENĘ 2.0	<50%
NA OCENĘ 3.0	równe lub powyżej 50% do 60%

NA OCENĘ 3.5	równe lub powyżej 60% do 70%
NA OCENĘ 4.0	równe lub powyżej 70% do 80%
NA OCENĘ 4.5	równe lub powyżej 80% do 90%
NA OCENĘ 5.0	równe lub powyżej 90%
EFEKT KSZTAŁCENIA 6	
NA OCENĘ 2.0	<50%
NA OCENĘ 3.0	równe lub powyżej 50% do 60%
NA OCENĘ 3.5	równe lub powyżej 60% do 70%
NA OCENĘ 4.0	równe lub powyżej 70% do 80%
NA OCENĘ 4.5	równe lub powyżej 80% do 90%
NA OCENĘ 5.0	równe lub powyżej 90%
EFEKT KSZTAŁCENIA 7	
NA OCENĘ 2.0	<50%
NA OCENĘ 3.0	równe lub powyżej 50% do 60%
NA OCENĘ 3.5	równe lub powyżej 60% do 70%
NA OCENĘ 4.0	równe lub powyżej 70% do 80%
NA OCENĘ 4.5	równe lub powyżej 80% do 90%
NA OCENĘ 5.0	równe lub powyżej 90%

10 MACIERZ REALIZACJI PRZEDMIOTU

EFEKT KSZTAŁCENIA	ODNIESIENIE DANEGO EFEKTU DO SZCZEGÓŁOWYCH EFEKTÓW ZDEFINIOWANYCH DLA PROGRAMU	CELE PRZEDMIOTU	TREŚCI PROGRAMOWE	NARZĘDZIA DYDAKTYCZNE	SPOSOBY OCENY
EK1	K_W03 K_W08 K_W09	Cel 1	W1 L3 L4 L5 L6 L8	N1	F1
EK2	K_U01 K_U09	Cel 2	C1 W1 L3 L4	N1 N2	F1 F2

EFEKT KSZTAŁCENIA	ODNIESIENIE DANEGO EFEKTU DO SZCZEGÓŁOWYCH EFEKTÓW ZDEFINIOWANYCH DLA PROGRAMU	CELE PRZEDMIOTU	TREŚCI PROGRAMOWE	NARZĘDZIA DYDAKTYCZNE	SPOSOBY OCENY
EK3	K_U01 K_U15	Cel 1 Cel 2	W1 L4 L5	N1 N2	F1 F3
EK4	K_W03 K_W08	Cel 1 Cel 2	W2 L2 L7 L8	N1 N3	F1 F3
EK5	K_W03 K_W08	Cel 2	W2	N1	F1
EK6	K_U01 K_U09 K_U15	Cel 2	W2	N1	F1
EK7	K_U16 K_U22	Cel 3	L1 L2 L3 L4 L5 L6 L7 L8	N3	F3

11 WYKAZ LITERATURY

LITERATURA PODSTAWOWA

- [1] | P. W. Atkins, J. de Paula — *Chemia fizyczna*, Warszawa, 2016, Wydawnictwo Naukowe PWN
- [2] | K. Pigoń, Z. Ruziewicz — *Chemia fizyczna*, Warszawa, 2017, Wydawnictwo Naukowe PWN
- [3] | E. T. Dutkiewicz — *Fizykochemia powierzchni*, Warszawa, 1998, WNT
- [4] | P. W. Atkins, C. A. Trapp — *Chemia fizyczna. Zbiór zadań z rozwiązaniami*, Warszawa, 2001, Wydawnictwo Naukowe PWN
- [5] | S. Kurek, A. Włodarczyk — *Zadania z chemii fizycznej*, Kraków, 1990, PK

LITERATURA UZUPEŁNIAJĄCA

- [1] | A. Stokłosa — *Podstawy termodynamiki fenomenologicznej i statystycznej dla chemików*, Kraków, 1998, PK

12 INFORMACJE O NAUCZYCIELACH AKADEMICKICH

OSOBA ODPOWIEDZIALNA ZA KARTĘ

dr inż. Stefan Kurek (kontakt: stefan.kurek@pk.edu.pl)

OSOBY PROWADZĄCE PRZEDMIOT

- 1 dr inż. Stefan Kurek (kontakt: skurek@chemia.pk.edu.pl)
- 2 dr hab. Piotr Romańczyk (kontakt: pr@chemia.pk.edu.pl)
- 3 dr Barbara Laskowska (kontakt: bjd@chemia.pk.edu.pl)
- 4 dr Tomasz Lubera (kontakt: luberski@interia.pl)
- 5 dr inż. Wiktor Kasprzyk (kontakt: jumper.wk@gmail.com)



13 ZATWIERDZENIE KARTY PRZEDMIOTU DO REALIZACJI

(miejscowość, data)

(odpowiedzialny za przedmiot)

(dziekan)

PRZYJMUJĘ DO REALIZACJI (data i podpisy osób prowadzących przedmiot)

.....
.....
.....
.....
.....