



KARTA OPISU PRZEDMIOTU - SYLABUS

Nazwa przedmiotu

Chemia fizyczna [S11ChiP1>CF2]

Przedmiot

Kierunek studiów

Inżynieria chemiczna i procesowa

Rok/Semestr

2/4

Studia w zakresie (specjalność)

–

Profil studiów

ogólnoakademicki

Poziom studiów

pierwszego stopnia

Język oferowanego przedmiotu

polski

Forma studiów

stacjonarne

Wymagalność

obligatoryjny

Liczba godzin

Wykład

15

Laboratorium

45

Inne (np. online)

0

Ćwiczenia

0

Projekty/seminaria

0

Liczba punktów ECTS

5,00

Koordynatorzy

dr hab. inż. Agnieszka Świdarska-Mocek

agnieszka.swiderska-mocek@put.poznan.pl

Wykładowcy

Wymagania wstępne

Ma wiedzę z zakresu chemii ogólnej (pisanie reakcji chemicznych, przeliczanie stężeń, znajomość szkła laboratoryjnego i podstawowych urządzeń laboratoryjnych). Ma wiedzę z zakresu matematyki i fizyki umożliwiającą wprowadzenie zagadnień z chemii fizycznej (podstawowe prawa fizyki, aparat różniczkowy). Potrafi przygotować roztwory o danych stężeniach. Posiadanie świadomości dalszego poszerzania swoich kompetencji.

Cel przedmiotu

Zapoznanie studentów z podstawowymi zagadnieniami z chemii fizycznej i elektrochemii na poziomie akademickim z zakresu: kinetyki chemicznej, reakcji prostych i złożonych, katalizy homo- i heterogenicznej oraz elektrolizy, rodzaju elektrod i typu ogniwa.

Przedmiotowe efekty uczenia się

Wiedza:

potrafi definiować i objaśniać podstawowe pojęcia i koncepcje z zakresu kinetyki chemicznej, takie jak: szybkość, rzędowość i cząsteczkowość, okres połowicznego przereagowania czy energia aktywacji, teoria zderzeń aktywnych i kompleksu aktywnego. k_w03, k_w10

potrafi definiować i objaśniać podstawowe pojęcia i koncepcje z zakresu elektrochemii, takie jak: rodzaje elektrod, typy ogniw, pojęcie elektrolizy czy procesu korozji. k_w03, k_w10
potrafi scharakteryzować, wymienić i rozpoznać reakcje proste i złożone, zdefiniować katalizę homogenną i heterogenną, zdefiniować przyczyny korozji, podać przykłady i praktyczne zastosowanie. k_w03, k_w10

Umiejętności:

potrafi pozyskać informacje z literatury, baz danych i innych źródeł oraz je odpowiednio zinterpretować. k_u01

potrafi zaplanować i przeprowadzić pomiary podstawowych wielkości fizykochemicznych. k_u08
ma umiejętność samokształcenia się z zakresu przedmiotu. k_u05

potrafi opracować, opisać i przedstawić wyniki obliczeń teoretycznych. k_u09

Kompetencje społeczne:

student ma świadomość odpowiedzialności za wspólnie realizowane zadania związaną z pracą zespołową. k_k04

student potrafi odpowiednio określić priorytety służące realizacji zadania. k_k03

Metody weryfikacji efektów uczenia się i kryteria oceny

Efekty uczenia się przedstawione wyżej weryfikowane są w następujący sposób:

Wykład: Wiedza nabyta w ramach wykładu jest weryfikowana podczas egzaminu pisemnego. Egzamin składa się z 3 pytań otwartych za taką samą liczbę punktów i 15 pytań testowych. Próg zaliczeniowy: 53% punktów.

Laboratorium: Ocena na podstawie ilości punktów otrzymanych za wykonanie poszczególnych ćwiczeń. Próg zaliczeniowy: 56% punktów.

Jeżeli zajęcia będą odbywać się w trybie zdalnym, formy zaliczenia przedmiotu pozostają bez zmian i będą przeprowadzane z wykorzystaniem narzędzi udostępnionych przez Politechnikę Poznańską (platforma e-kursy).

Treści programowe

Wykład:

1. Kinetyka chemiczna – pojęcia podstawowe

Definicja szybkości reakcji chemicznej. Koncepcja zderzeń. Częstotliwość reakcji. Równania kinetyczne reakcji prostych jedno- i dwu- cząsteczkowych. Okres połowicznego przereagowania. Rzędowość reakcji. Stała szybkości. Reakcje pseudo pierwszorzędowe. Reakcje rzędu zerowego lub ułamkowego. Zależność stałej szybkości od temperatury – równanie Arrhenius'a. Energia aktywacji procesu.

2. Produkt reakcji powstaje bezpośrednio nie z substratów lecz z kompleksu aktywnego

Koncepcja kompleksu aktywnego. Zależność stałej szybkości od temperatury – równanie Arrhenius'a - równanie Eyringa. Entalpia i entropia aktywacji. Związek pomiędzy parametrami równania Arrhenius'a i Eyring'a. Dwie bariery dla przebiegu reakcji: energetyczna i strukturalna (energia i entropia aktywacji).

Wpływ ciśnienia na szybkość reakcji gazowych.

3. Kinetyka reakcji złożonych

Reakcje odwracalne – równania na stężenia równowagowe. Stała równowagi wynika z kinetyki.

Wydajność reakcji odwracalnych. Reakcje równoległe, równania kinetyczne, w danych warunkach obserwujemy produkt, który powstaje w najszybszej reakcji. Szybkość poszczególnych reakcji równoległych można regulować przy pomocy: zmiany temperatury, zmiany stężenia czy stosując selektywny katalizator. Reakcje następcze. Produkt pośredni.

4. Reakcje łańcuchowe

Łańcuch prosty i rozgałęziony. Przenośniki łańcucha. Reakcje z udziałem wolnych rodników. Inicjowanie reakcji łańcuchowych. Przykłady reakcji łańcuchowych. Założenie stanu stacjonarnego. Szybkość reakcji najwolniejszej określa szybkość całego procesu. Przykłady kinetycznych metod rozwiązywania mechanizmu reakcji. Energia aktywacji procesów następczych.

5. Kataliza homogenna w roztworze

Mechanizm działania katalizatora. Induktor reakcji. Kataliza homo- i hetero- geniczna. Rodzaje katalizatorów homogenicznych w roztworze ciekłym. Zależność szybkości reakcji katalizowanej od ilości katalizatora. Kataliza kwasowo zasadowa. Enzymy.

6. Kataliza heterogenna

Zasada działania katalizatorów heterogennych stałych. Nośnik katalizatora, katalizator. Nośniki proszkowe, monolityczne. Wpływ dyfuzji i adsorpcji na szybkość reakcji katalitycznej. Przykłady różnych

mechanizmów katalizy na kontakcie. Szybkość procesu limitowanego dyfuzją. Współczynniki TON i TOF. 7. Reakcje 'wybuchowe'

Istota reakcji wybuchowej. Moc wybuchu. Detonacja, deflagracja. Materiały napędowe, kruszące, miotające. Inicjatory. Opis matematyczny reakcji rodnikowej z łańcuchem rozgałęzionym- bilans rodników, współczynnik przyspieszenia. Bilans tlenowy. Kompozyty wybuchowe. Zjawisko kumulacji, efekt Monroe.

Ćwiczenia laboratoryjne:

KINETYKA CHEMICZNA

Teoria zderzeń aktywnych, stanu przejściowego. Równanie Eyringa. Szybkość reakcji, stała szybkości reakcji. Rzędowość i cząsteczkowość reakcji. Zależność stałej szybkości reakcji od temperatury. Kinetyka reakcji 0, I, II oraz III rzędu.

Kinetyka reakcji złożonych - odwracalnych, równoległych następczych. Reakcje indukowane. Reakcje katalizowane. Kataliza homogeniczna i heterogeniczna. Reakcje oscylacyjne.

Siła jonowa roztworu. Spektrofotometria. Zasada działania i budowa spektrofotometru. Prawa Lamberta-Beera. Odchylenia od praw absorpcji.

ELEKTROCHEMIA

Prądowe i bezprądowe osadzanie metali. Sposoby ochrony przed korozją. Elektroliza, prawa elektrolizy. Korozja chemiczna i elektrochemiczna (przykłady). Rodzaje elektrod i metody pomiaru ich potencjału.

Ogniwa i metody pomiaru siły elektromotorycznej ogniwi. Rodzaje ogniwi. Akumulatory. Potencjał wydzielania. Nad napięcie wydzielania. Rodzaje nad napięcia (nadpotencjału). Nad napięcie wydzielania wodoru. Ruchliwość jonów. Liczby przenoszenia. Podwójna warstwa elektryczna. Zjawiska elektrokinetyczne. Potencjał dyfuzyjny. Ogniwa stężeniowe.

RÓWNOWAGI FAZOWE

Zależność prężności pary nad cieczą od temperatury, równanie Clausiusa-Clapeyrona. Ciepło i entropia parowania, reguła Troutona. Parowanie w układzie dwuskładnikowym. Prężność pary nad roztworem.

Prawo Raoult'a, prawo Henry'ego. Wykresy fazowe ciecz - para, destylacja, rektyfikacja. Układy azeotropowe. Reguła faz Gibbsa. Typy równowagi ciecz - faza stała układów dwuskładnikowych. Stopy dwu- i wieloskładnikowe. Wykresy fazowe ciecz - ciało stałe. Krzywe stygnięcia. Analiza termiczna.

RÓWNOWAGI CHEMICZNE

Związek funkcji termodynamicznych ze stałą równowagi reakcji. Zależność stałej równowagi reakcji od temperatury. Ciepło reakcji i jego zależność od temperatury. Pojęcie iloczynu rozpuszczalności.

Konduktometria. Pomiar przewodności elektrycznej roztworów elektrolitów. Budowa naczynka konduktometrycznego. Ciepło reakcji i jej pomiar. Prawa termochemiczne. Równania termodynamiczne. Ciepło reakcji przy stałym ciśnieniu lub przy stałej objętości. Molowe entalpie tworzenia, spalania, rozpuszczania, rozcieńczania i inne. Kalorymetria. Budowa i rodzaje kalorymetrów.

Tematyka zajęć

brak

Metody dydaktyczne

Wykład: prezentacja multimedialna

Ćwiczenia laboratoryjne: metoda praktyczna. Planowanie, wykonanie i analiza rezultatów eksperymentu fizykochemicznego.

Literatura

Podstawowa

1. K. Pigoń, Z. Ruziewicz, Chemia Fizyczna, PWN Warszawa 2013
2. P. Atkins, Chemia Fizyczna, PWN, Warszawa 2005
3. A. Molski, Wprowadzenie do kinetyki chemicznej, WNT warszawa 2000
4. L. Sobczyk, Eksperymentalna Chemia Fizyczna, PWN Warszawa 1982

Uzupełniająca

1. P. Atkins, Podstawy Chemii Fizycznej, PWN Warszawa 1999
2. L. Sobczyk, A. Kiszka, Chemia fizyczna dla przyrodników, PWN Warszawa 1977
3. J. Minczewski, Chemia analityczna, PWN Warszawa 2005
4. H. Buchnowski, W. Ufnalski Wykłady z chemii fizycznej, WNT Warszawa 1998
5. Instrukcje do ćwiczeń laboratoryjnych z chemii fizycznej

Bilans nakładu pracy przeciętnego studenta

	Godzin	ECTS
Łączny nakład pracy	115	5,00
Zajęcia wymagające bezpośredniego kontaktu z nauczycielem	60	2,50
Praca własna studenta (studia literaturowe, przygotowanie do zajęć laboratoryjnych/ćwiczeń, przygotowanie do kolokwίων/egzaminu, wykonanie projektu)	55	2,50