



KARTA OPISU PRZEDMIOTU - SYLABUS

Nazwa przedmiotu

Physical chemistry

Przedmiot

Kierunek studiów

Chemical Technology

Studia w zakresie (specjalność)

Poziom studiów

pierwszego stopnia

Forma studiów

stacjonarne

Rok/semestr

II/4

Profil studiów

ogólnoakademicki

Język oferowanego przedmiotu

angielski

Wymagalność

obligatoryjny

Liczba godzin

Wykład

30

Laboratoria

30

Inne (np. online)

0

Ćwiczenia

30

Projekty/seminaria

0

Liczba punktów ECTS

5

Wykładowcy

Odpowiedzialny za przedmiot/wykładowca:

Prof. Andrzej Lewandowski

Odpowiedzialny za przedmiot/wykładowca:

e-mail: andrzej.lewandowski@put.poznan.pl

tel. 061 665 23 09

Wydział Technologii Chemicznej

ul. M. Skłodowskiej-Curie 5, 60-965 Poznań

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 ogniów.

Przedmiotowe efekty uczenia się

Wiedza

Student będzie potrafił scharakteryzować, wymienić i rozpoznać reakcje proste i złożone, zdefiniować katalizę hommo- i heterogenną, układy koloidalne, zdefiniować przyczyny korozji, zdefiniować zjawiska powierzchniowe. K_W03, K_W10

Student będzie potrafił definiować i objaśniać podstawowe pojęcia 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

Student będzie potrafił definiować i objaśniać podstawowe pojęcia z zakresu elektrochemii, takie jak: rodzaje elektrod, typy ogniów, pojęcie elektrolizy czy procesu korozji. K_W03, K_W10

Umiejętności

Student będzie potrafił pozyskać informacje z literatury, baz danych i innych źródeł; dokonywać ich interpretacji, a także wyciągać wnioski oraz formułować i uzasadniać opinie. K_U01

Student będzie potrafił pracować indywidualnie i w zespole; oszacować czas potrzebny na realizację otrzymanego zadania. K_U02

Student będzie posiadał umiejętność samokształcenia się z zakresu przedmiotu. K_U05

Student będzie potrafił opracować, opisać i przedstawić wyniki eksperymentu lub obliczeń teoretycznych. K_U09

Student będzie potrafił rozróżniać typy reakcji chemicznych i posiadał umiejętność ich doboru do realizowanych procesów chemicznych. K_U18.

Kompetencje społeczne

Student będzie rozumiał potrzebę dokształcania się i podnoszenia swoich kompetencji zawodowych. K_K01.

Student będzie potrafił odpowiednio określić priorytety służące realizacji wyznaczonego zadania. K_K04

Metody weryfikacji efektów uczenia się i kryteria oceny

Efekty uczenia się przedstawione wyżej weryfikowane są w następujący sposób:

Wykład: egzamin

Ćwiczenia laboratoryjne: ocena na podstawie ilości punktów otrzymanych za wykonanie poszczególnych ćwiczeń. Próg zaliczeniowy: 56% punktów.



Ćwiczenia rachunkowe: ocena na podstawie zdobytych punktów za aktywność w trakcie zajęć, napisanie kartkówki i kolokwiów. Próg zaliczeniowy: 60% punktów.

Treści programowe

Wykład:

1. Fizykochemia roztworów

Równowaga podziału składnika pomiędzy dwa roztwory ciekłe, prawo podziału Nernst'a, ekstrakcja. Osmoza. Odwrócona osmoza, oczyszczanie wody. Membrany. Temperatura wrzenia i krzepnięcia roztworu substancji nielotnej. Stała ebulioskopowa i krioskopowa rozpuszczalnika. Rozpuszczalność gazów w cieczach – zależność od temperatury i ciśnienia. Rozpuszczalność ciał stałych w cieczach, zależność od temperatury.

2. Adsorpcja na ciele stałym

Adsorpcja na ciele stałym. Adsorpcja fizyczna i chemiczna. Ciepło adsorpcji. Adsorpcja jedno- i wielowarstwowa. Centra aktywne. Adsorpcja chemiczna, izoterma Langmuir'a. Izoterma Freundlich'a. Struktura adsorbentów, mikro-, mezo- i makro- pory. Węgla aktywne. Kondensacja kapilarna gazów. Typy izoterm adsorpcji. Izoterma BET. Wyznaczanie powierzchni właściwej adsorbentów z izoterm BET. Modyfikacja powierzchni adsorbentów stałych. Zastosowanie adsorbentów stałych. Adsorpcja na granicy ciecz/ciecz lub ciecz/gaz. Napięcie międzyfazowe. Środki powierzchniowo czynne, ich adsorpcja.

3. Układy koloidalne

Dyspersja, definicja układów koloidalnych. Podziały układów koloidalnych. Gazozole, liozole, zole stałe. Koloidy liofilowe i liofobowe. Układy fazowe, cząsteczkowe i micelarne. Tworzenie układów koloidalnych: metody dyspersyjne i kondensacyjne. Tworzenie emulsji. Struktura miceli. Ładunek ochronny. Potencjał zeta. Elektroforeza. Efekt Tyndall'a. Lepkość układów koloidalnych. Niszczenie układów koloidalnych. Koagulacja-peptyzacja.

4. Kinetyka chemiczna – pojęcia podstawowe

Definicja szybkości reakcji chemicznej. Koncepcja zderzeń. Cząsteczkowość 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.

5. 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.



6. 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.

7. 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.

8. 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.

9. Kataliza heterogenna

Zasada działania katalizatorów heterogennych stałych. Nośnik katalizatora, katalizator. Nośniki proszkowe, monolityczne. Wpływ dyfuzji i adsorpcji na szybkość reakcji katalizacyjnej. Przykłady różnych mechanizmów katalizy na kontakcie. Szybkość procesu limitowanego dyfuzją. Współczynniki TON i TOF.

10. 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.

11. Kinetyka reakcji elektrodowej – warunki równowagowe

Podwójna warstwa elektryczna. Reakcja przejścia. Obwód zastępczy dla prostej reakcji elektrodowej. Równanie Eyring'a dla procesu elektrodowego. Współczynnik przejścia. Prąd proporcjonalny do szybkości procesu. Kinetyka reakcji w stanie równowagi – równanie Nernst'a. Potencjał standardowy wynika z kinetyki procesu. Prąd wymiany.

12. Kinetyka reakcji elektrodowej – warunki nierównowagowe

Równanie Eyring'a dla elektrody nie będącej w stanie równowagi. Równanie Butler'a-Volmer'a. Polaryzacja aktywacyjna. Polaryzacja omowa i dyfuzyjna (stężeniowa).

13. Korozja elektrochemiczna



Mechanizm korozji stali. Konstrukcja wykresów Pourbaix. Wykresy Pourbaix dla żelaza chromu, stal kwasoodporna. Korozja naprężeniowa, w makroogniwach, w ogniwach stężeniowych tlenowych. Ochrona anodowa i katodowa przed korozją.

14. Chemiczne źródła prądu

Termodynamika reakcji w ogniwie, sprawność ogniwa. Ogniwa pierwotne. Ogniwa rezerwowe. Ogniwa wtórne (akumulatory): kwasowe, zasadowe, niklowo-wodorkowe. Ogniwo litowo-jonowe. Inne ogniwa. Ogniwa paliwowe, ich typy. Ogniwo wodorowo – tlenowe. Niskotemperaturowe utlenianie alkoholi.

Ćwiczenia rachunkowe i laboratoryjne:

Obliczenia fizykochemiczne z zakresu:

Zapoznanie się z matematycznym opisem szybkości reakcji chemicznych. Wyznaczanie szybkości, stałych szybkości prostych reakcji chemicznych. Obliczanie rzędu reakcji chemicznych na podstawie danych doświadczalnych. Metody wyznaczania rzędów reakcji chemicznych. Kinetyka reakcji złożonych. Zależność stałej szybkości reakcji od temperatury – obliczanie energii aktywacji reakcji z równania Arrheniusa. Równanie Eyringa – wyznaczanie entalpii i entropii aktywacji kompleksu aktywnego. Obliczenia dotyczące własności elektrycznych roztworów elektrolitów: liczby przenoszenia, przewodność, ruchliwość jonów. Elektroliza, prawa Faradaya, obliczenia elektrochemiczne. Potencjały elektrod, wyznaczanie potencjałów standardowych półogniw – równanie Nernsta. Teoretycznie konstruowanie ogniw galwanicznych, obliczanie sił elektromotorycznych. Równanie procesu będącego źródłem pracy elektrycznej. Wyznaczanie standardowej SEM. Obliczanie standardowych funkcji termodynamicznych reakcji chemicznej na podstawie pomiaru SEM ogniw.

KINETYKA CHEMICZNA Szybkość reakcji, stała szybkości reakcji. Rzędowość i cząsteczkowość reakcji. Teoria zderzeń aktywnych, stanu przejściowego. Zależność stałej szybkości reakcji od temperatury. Równanie Eyringa. Równanie Arrheniusa. Energia aktywacji procesu. Kinetyka reakcji 0, I, II oraz III rzędu. Siła jonowa roztworu. Spektrofotometria. Zasadę działania i budowa spektrofotometru. Prawa Lamberta-Beera. Odchylenia od praw absorpcji.

ELEKTROCHEMIA Elektroliza, prawa elektrolizy. Korozja chemiczna i elektrochemiczna (przykłady). Rodzaje elektrod i metody pomiaru ich potencjału. Potencjał standardowy. Ogniwa i metody pomiaru siły elektromotorycznej ogniw. Rodzaje ogniw. Akumulatory. Kinetyka reakcji w stanie równowagi – równanie Nernst'a. Potencjał wydzielenia. Nadnapięcie wydzielenia. Rodzaje nadnapięcia (nadpotencjału). Nadnapięcie wydzielenia wodoru. Ruchliwość jonów. Liczby przenoszenia. Podwójna warstwa elektryczna. Zjawiska elektrokinetyczne. Potencjał dyfuzyjny. Ogniwa stężeniowe.

RÓWNOWAGI POWIERZCHNIOWE Rodzaje adsorpcji. Adsorpcja na ciele stałym. Adsorpcja fizyczna i chemiczna. Rodzaje adsorbentów. Izotermy adsorpcji. Spektrofotometria: budowa i zasada działania spektrofotometru, prawa Lamberta-Beera. Napięcie powierzchniowe i metody pomiaru. Izoterma adsorpcji Gibbsa. Flotacja Środki powierzchniowo-czynne. Piany i emulsje.



Metody dydaktyczne

Wykład: prezentacja multimedialna

Laboratorium - metoda praktyczna - ćwiczenia laboratoryjne. Planowanie, wykonanie i analiza rezultatów eksperymentu fizykochemicznego.

Ćwiczenia rachunkowe z dyskusją. Metoda dedukcyjna. Ćwiczenia polegają na rozwiązywaniu zadań cząstkowych i rozwiązywaniu problemów szczegółowych.

Literatura

Podstawowa

1. K. Pigoń, Z. Ruziewicz, Chemia Fizyczna, PWN Warszawa 2013
2. P. Atkins, Chemia Fizyczna, PWN Warszawa 2019
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	150	5,0
Zajęcia wymagające bezpośredniego kontaktu z nauczycielem	95	3,0
Praca własna studenta (studia literaturowe, przygotowanie do zajęć laboratoryjnych, przygotowanie do egzaminu i kolokwium, przygotowanie protokołów) ¹	55	2,0

¹ niepotrzebne skreślić lub dopisać inne czynności