

(pieczęć wydziału)

KARTA PRZEDMIOTU

1. Nazwa przedmiotu: Chemia Fizyczna	2. Kod przedmiotu:
3. Karta przedmiotu ważna od roku akademickiego: 2012/2013	
4. Forma kształcenia: Studia pierwszego stopnia	
5. Forma studiów: Studia stacjonarne	
6. Kierunek studiów: BIOTECHNOLOGIA	
7. Profil studiów: ogólnoakademicki	
8. Specjalność:	
9. Semestr: 3	
10. Jednostka prowadząca przedmiot: Katedra Fizykochemii i Technologii Polimerów	
11. Prowadzący przedmiot: dr inż. Wojciech Domagała	
12. Przynależność do grupy przedmiotów: przedmiot podstawowy	
13. Status przedmiotu: obowiązkowy	
14. Język prowadzenia zajęć: polski	
15. Przedmioty wprowadzające oraz wymagania wstępne: Student powinien posiadać podstawową wiedzę z zakresu chemii ogólnej, matematyki i fizyki.	
16. Cel przedmiotu: Celem przedmiotu jest zapoznanie studentów z zagadnieniami podstawowych praw Chemii Fizycznej, własności stanów skupienia, termodynamiki chemicznej, statyki chemicznej w tym równowag fazowych, kinetyki chemicznej, zjawisk oraz faz powierzchniowych, katalizy chemicznej oraz elektrochemii.	

17. Efekty kształcenia:¹				
Nr	Opis efektu kształcenia	Metoda sprawdzenia efektu kształcenia	Forma prowadzenia zajęć	Odniesienie do efektów dla kierunku studiów
1	Poznanie stanu ciekłego materii, jako podstawowego ośrodka przebiegu procesów biochemicznych.	egzamin	wykład	K_W08 (++)
2	Zdobycie wiedzy o zagadnieniach termodynamiki reakcji i przemian fizykochemicznych oraz fundamentalnych praw nimi rządzących.	egzamin	wykład	K_W04 ++ K_W08 (+++)
3	Zdobycie wiedzy z zakresu kinetyki reakcji chemicznych różnych typów, ich opisu empirycznego oraz praw nimi rządzących.	egzamin	wykład	K_W08 (+++)
4	Poznanie katalizatorów, ich funkcji i znaczenia oraz zjawisk zachodzących z ich udziałem.	egzamin	wykład	K_W08 (++)
5	Zrozumienie istoty stanu równowagi chemicznej oraz wpływu na jego położenie celem osiągnięcia zamierzonych korzyści.	egzamin	wykład	K_W08 (+++)
6	Zdobycie umiejętności wykorzystania wiedzy teoretycznej w formułowaniu i rozwiązywaniu podstawowych problemów obliczeniowych	kolokwium	seminarium	K_W01, K_U29, K_U22 (+++)
18. Formy zajęć dydaktycznych i ich wymiar (liczba godzin): 2 W., 1 Sem.				
19. Treści kształcenia: <i>(oddzielnie dla każdej z form zajęć dydaktycznych W./Ćw./L./P./Sem.)</i>				
<p>Wykład:</p> <p>TREŚCI WPROWADZAJĄCE</p> <p>Podstawowe prawa, zależności oraz stałe w Chemii Fizycznej.</p> <p>STAN CIEKŁY</p> <p>Porównanie z pozostałymi stanami skupienia materii (zagadnienia ogólne). Siły oraz energie oddziaływania między cząsteczkami cieczy, Siły van der Waalsa (efekt orientacyjny, indukcyjny, dyspersyjny). Wiązanie wodorowe. Lepkość cieczy, równania Newtona, Stokes'a i Poiseulle'a</p> <p>Napięcie powierzchniowe.</p> <p>Roztwory jednorodne (rzeczywiste) i niejednorodne. Sposoby opisu składu roztworów. Rodzaje oddziaływań w roztworach. Opis matematyczny własności roztworów, funkcje mieszania i wielkości parcjalne (cząstkowe).</p>				

¹ należy wskazać ok. 5 – 8 efektów kształcenia

Pojęcie stanu koloidalnego. Rodzaje układów koloidowych, podział koloidów, koloidy liofobowe i liofilowe. wzór Rayleigha-Smoluchowskiego. Właściwości fizykochemiczne układów koloidalnych.

TERMODYNAMIKA CHEMICZNA

Układ, otoczenie, układy zamknięte i otwarte. Stan układu, parametry stanu układu, funkcje stanu. Energia wewnętrzna. Pierwsza zasada termodynamiki. Elementarna praca objętościowa. Funkcja entalpii. Pojemność cieplna i jej temperaturowa zależność. Energia wewnętrzna i entalpia reakcji chemicznej. Molowe entalpie spalania, entalpie tworzenia, energie wiązań chemicznych. Prawo Hessa. Zależność entalpii reakcji od temperatury - prawo Kirchhoffa.

Entropia. Druga zasada termodynamiki. Energia swobodna i entalpia swobodna. Warunki równowagi termodynamicznej. Związki matematyczne między funkcjami termodynamicznymi. Teoremat Nernsta i trzecia zasada termodynamiki. Postulat Plancka.

Termodynamiczny opis roztworów, równanie Gibbsa – Duhema. Roztwory idealne i rzeczywiste, pojęcie aktywności. Efekty energetyczne rozpuszczania i mieszania.

STATYKA CHEMICZNA

Równowagi chemiczne:

Prawo działania mas. Definicja stałej równowagi. Szczególne własności stanu równowagowego. Izoterma i izobara van't Hoffa. Reguła przekory Le Chatelier'a – Braun'a.

Równowagi fazowe:

Podstawowe pojęcia równowag fazowych. Faza, składnik niezależny, parametry intensywne, parametry ekstensywne, stopień swobody, reguła faz Gibbsa.

Układy jednoskładnikowe wielofazowe. Równanie Clausiusa – Clapeyrona. Diagramy fazowe i ich interpretacja.

Układy dwuskładnikowe wielofazowe. Równowaga mieszaniny dwu cieczy i pary. Prawo Raoult'a, prawo Henry'ego. Układy doskonałe, przypadki szczególne. Układy niedoskonałe, dodatnie i ujemne odchylenia od prawa Raoult'a, układy zeotropowe i azeotropowe. Równowaga mieszaniny dwu cieczy i fazy stałej. Układy eutektyczne proste.

Układy trójskładnikowe wielofazowe, prawo podziału Nernsta.

Równowagi w roztworach rozcieńczonych:

Obniżenie temperatury krzepnięcia roztworu, stała krioskopowa. Obniżenie prężności pary roztworu substancji nielotnej, podwyższenie temperatury wrzenia roztworu substancji nielotnej, stała ebulioskopowa. Równowaga osmotyczna. Zjawisko osmozy. Ciśnienie osmotyczne.

KINETYKA CHEMICZNA I PODSTAWY KATALIZY

Kinetyka chemiczna

Podstawowe pojęcia kinetyki chemicznej. Szybkość reakcji i równanie kinetyczne reakcji chemicznej. Rząd reakcji, stała szybkości reakcji. Cząsteczkowość reakcji. Stopień przemiany (przereagowania) α . Czas połowicznej przemiany $\tau_{1/2}$. Stopień zaawansowania reakcji. Sposoby oznaczania stężeń reagentów w kinetyce chemicznej.

Równania kinetyczne prostych reakcji. Reakcje rzędu: zerowego, pierwszego, drugiego, trzeciego. Wyznaczanie rzędu reakcji: metodą różnicową van't Hoffa. Wpływ temperatury na szybkość reakcji,

równanie Arrheniusa, energia aktywacji reakcji. Teoria kompleksu aktywnego (stanu przejściowego, bezwzględnej szybkości reakcji). Teoria zderzeń aktywnych.

Kataliza:

Definicja katalizy i katalizatora. Kataliza a równowaga chemiczna. Kataliza a szybkość reakcji. Podział procesów katalitycznych ze względu na fazowość układu. Ogólny mechanizm katalitycznego działania. Aktywność katalizatora. Selektywne działanie katalizatora. Pojęcia częstości przemian (TON) i ilości cykli katalitycznych (TOF).

Kataliza homogeniczna:

Skład i postać katalizatorów homogenicznych, własności kompleksu, jako katalizatora. Wpływ różnych składników układu katalitycznego na przebieg reakcji. Immobilizacja związków koordynacyjnych oraz wpływ nośnika na aktywność katalizatora. Przykłady reakcji (procesów przemysłowych) katalizowanych przez kompleksy metali przejściowych. Kataliza kwasowo-zasadowa: mechanizmy, kinetyka, przykłady procesów.

Adsorpcja:

Zjawisko adsorpcji. Różne przypadki granicy faz, na których zachodzi zjawisko adsorpcji. Podstawowe pojęcia adsorpcji. Rodzaje adsorpcji. Cechy adsorpcji fizycznej, cechy adsorpcji chemicznej. Przejście od adsorpcji fizycznej do chemicznej (izobara adsorpcji w szerokim zakresie temperatur).

Adsorpcja a kataliza. Zależność między adsorpcją a katalizą. Etapy heterogenicznego procesu katalitycznego

Kataliza heterogeniczna:

Skład i postać katalizatorów heterogenicznych. Otrzymywanie katalizatorów heterogenicznych. Klasyfikacja katalizatorów heterogenicznych i reakcji katalizy heterogenicznej. Metale katalitycznie aktywne i ich zastosowanie. Katalizatory tlenkowe i ich zastosowanie. Glinokrzemiany i zeolity jako katalizatory.

ELEKTROCHEMIA

Roztwory elektrolitów:

Dysocjacja elektrolityczna, podział elektrolitów. Równowagi kwasowo-zasadowe, miara kwasowości. Układy buforowe.

Przewodnictwo w roztworach elektrolitów, ruchliwość jonów, zjawisko elektroforezy.

Ogniwa galwaniczne:

Zjawiska elektryczne na granicy faz elektroda-roztwór, potencjał elektrody. Półogniwa I i II rodzaju – przykłady i reakcje elektrodowe, potencjał półogniwa, ogniwo galwaniczne, siła elektromotoryczna ogniwa (SEM), szereg napięciowy. Zależność SEM od aktywności reagentów, wzór Nernsta. Elektrody porównawcze, normalna elektroda wodorowa, kalomelowa, chlorosrebrowa. Elektroda szklana (pH metryczna), elektrody enzymatyczne. Zależność SEM od temperatury. Związek SEM ze stałą równowagi i funkcjami termodynamicznymi reakcji przebiegającej w ogniwie.

Seminarium:*Termodynamika:*

Obliczanie podstawowych funkcji termodynamicznych reakcji i przemian: ΔH , ΔU , ΔG , ΔS ; obliczanie wartości entropii substancji; zastosowanie prawa Kirchoffa i prawa Hessa w obliczeniach termodynamicznych

Równowagi fazowe w układach jednoskładnikowych:

Równanie Clausiusa – Clapeyrona

Równowagi fazowe w układach wieloskładnikowych:

Prawo Raoult'a, prawo Henry'ego, prawo podziału Nernsta

Statyka chemiczna:

Obliczanie składu równowagowego mieszaniny reakcyjnej, wyznaczanie stałej równowagi reakcji na podstawie danych eksperymentalnych, powiązanie stałej równowagi reakcji z funkcjami termodynamicznymi (izoterma i izobara van't Hoffa)

Kinetyka chemiczna:

Obliczanie parametrów kinetycznych reakcji, wyznaczanie rzędu reakcji, wyznaczanie energii aktywacji reakcji (zależność Arrheniusa)

20. Egzamin: tak**21. Literatura podstawowa:**

1. K. Pigoń, Z. Ruziewicz, Chemia fizyczna, t. 1 Podstawy fenomenologiczne, t. 2 Fizykochemia molekularna, PWN, Warszawa 2006
2. Praca zbiorowa, Chemia fizyczna, PWN, Warszawa 1980
3. K. Gumiński, Wykłady z chemii fizycznej, PWN, Warszawa 1973
4. G. M. Barrow, Chemia fizyczna, PWN, Warszawa 1971
5. R. Brdicka, Podstawy chemii fizycznej, PWN, Warszawa 1970
6. J. Izydorczyk, W. Turek, J. Salwiński, Z. Uziel, Termodynamika, Statyka Chemiczna i Równowagi Fazowe w Przykładach i Zadaniach, Wydawnictwo Politechniki Śląskiej, Gliwice 2011
7. W. Turek, Z. Uziel, Wykłady i Zadania Obliczeniowe z Kinetyki Chemicznej i Adsorpcji z Elementami Katalizy, Wydawnictwo Politechniki Śląskiej, Gliwice 2010
8. M. Ziólek, I. Nowak, Kataliza heterogeniczna, wybrane zagadnienia. Wyd. Nauk. UAM, Poznań 1999
9. B. Grzybowska-Świerkosz, Elementy katalizy heterogenicznej. PWN, Warszawa 1993
10. F. Pruchnik, Kataliza homogeniczna. PWN, Warszawa 1993
11. F. Basolo, R. C. Jonson, Chemia koordynacyjna”, PWN, Warszawa 1968
12. J. Ościk, Adsorpcja. PWN, Warszawa 1983

22. Literatura uzupełniająca:

1. A.G. Whittaker, A.R. Mount, M.R. Heal, Krótkie wykłady Chemia fizyczna, PWN, Wa-wa 2004
2. P. W. Atkins, Podstawy chemii fizycznej, PWN, Warszawa 2002
3. P. W. Atkins, Chemia fizyczna, PWN, Warszawa 2001
4. E. T. Dutkiewicz, Fizykochemia powierzchni. Wykł. z chemii fizycznej, WNT, Wa-wa 1998
5. W. Kołos, J. Sadlej, Atom i cząsteczka, WNT, Warszawa 1998
6. S. Bursa, Chemia fizyczna, PWN, Warszawa 1976

7. W. Tomassi, Chemia fizyczna, PWN, Warszawa 1973
8. H. Buchowski, W. Ufnalski, Fizykochemia gazów i cieczy, WNT, Warszawa 1998
9. P. W. Atkins, Chemia. Przewodnik po chemii fizycznej, PWN, Warszawa 1997
10. G. Rothenberg, Catalysis, Concepts and Green Applications. Wiley – VCH, Weinheim 2008
11. J. M. Thomas, W. J. Thomas, Principle and practice of heterogeneous catalysis, VCH Weinheim, 2008
12. H J Butt, K. Graf, M. Kappl, Physics and Chemistry of Interfaces, Wiley-VCH, 2003
13. Chorkendorff, J. W. Niemantsverdriet, Concepts of modern catalysis and kinetics. Wiley – VCH, Weinheim 2003
14. A. F. Hill, Organotransition Metal Chemistry”, The Royal Society of Chemistry 2002

23. Nakład pracy studenta potrzebny do osiągnięcia efektów kształcenia

Lp.	Forma zajęć	Liczba godzin kontaktowych / pracy studenta
1	Wykład	30 / 30
2	Ćwiczenia	
3	Laboratorium	
4	Projekt	
5	Seminarium	15* / 15*
6	Inne	15**/15**
	Suma godzin:	45 / 45

24. Suma wszystkich godzin: 45/45 (90)**25. Liczba punktów ECTS: 3****26. Liczba punktów ECTS uzyskanych na zajęciach z bezpośrednim udziałem nauczyciela akademickiego: 1,5****27. Liczba punktów ECTS uzyskanych na zajęciach o charakterze praktycznym (laboratoria, projekty): 0****26. Uwagi: * - Seminarium tylko dla studentów Wydziału Chemicznego; ** - dla pozostałych studentów kierunku Biotechnologia**

Zatwierdzono:

.....
(data i podpis prowadzącego).....
(data i podpis dyrektora instytutu/kierownika katedry/
Dyrektora Kolegium Języków Obcych/kierownika lub
dyrektora jednostki międzywydziałowej)