

(pieczęć wydziału)

KARTA PRZEDMIOTU

Z1-PU7

WYDANIE N1

Strona 1 z 4

1. Nazwa przedmiotu: CHEMIA FIZYCZNA		2. Kod przedmiotu:		
3. Karta przedmiotu ważna od roku akademickiego: 2017/18				
4. Forma kształcenia: studia pierwszego stopnia				
5. Forma studiów: studia stacjonarne				
6. Kierunek studiów: INŻYNIERIA CHEMICZNA I PROCESOWA				
7. Profil studiów: ogólnoakademicki				
8. Specjalność:				
9. Semestr: III i IV				
10. Jednostka prowadząca przedmiot: Katedra Fizykochemii i Technologii Polimerów				
11. Prowadzący przedmiot: dr inż. Krzysztof Kozieł				
12. Przynależność do grupy przedmiotów: przedmioty wspólne				
13. Status przedmiotu: obowiązkowy				
14. Język prowadzenia zajęć: polski				
15. Przedmioty wprowadzające oraz wymagania wstępne: matematyka, fizyka, chemia ogólna				
16. Cel przedmiotu: Dzięki uczestnictwu w wykładach, ćwiczeniach rachunkowych i laboratoryjnych studenci nabierają umiejętności określania podstawowych wielkości fizykochemicznych, rozumienia zjawisk i procesów fizykochemicznych w przyrodzie oraz wykorzystywania praw przyrody w technice i życiu codziennym.				
17. Efekty kształcenia: ¹				
Nr	Opis efektu kształcenia	Metoda sprawdzenia efektu kształcenia	Forma prowadzenia zajęć	Odniesienie do efektów dla kierunku studiów
1	Zna podstawowe prawa termodynamiki chemicznej i potrafi je zastosować do obliczania zmian funkcji termodynamicznych reakcji chemicznych	egzamin, kolokwium zaliczeniowe	wykład, ćwiczenia tabl. i lab.	K_W10 +++ K_U13 ++
2	Potrafi scharakteryzować stany skupienia materii, zna podstawowe zagadnienia związane z przemianami fazowymi	egzamin, kolokwium zaliczeniowe	wykład, ćwiczenia tablicowe	K_W02 ++ K_U10 ++
3	Potrafi przeprowadzić obliczenia szybkości reakcji chemicznych oraz składu mieszaniny reakcyjnej dla określonych warunków prowadzenia procesu	egzamin, kolokwium zaliczeniowe	wykład, ćw. tabl. i laboratoryjne	K_W10 +++ K_U09 ++ K_U20 +
4	Zna podstawowe zagadnienia z zakresu zjawisk powierzchniowych	egzamin	wykład	K_W02 ++ K_U10 ++
5	Rozumie zjawiska zachodzące podczas przepływu prądu elektrycznego przez roztwory elektrolitów, zna budowę ogniw galwanicznych, potrafi wyznaczyć SEM ogniwa	egzamin, kolokwium zaliczeniowe	wykład, ćwiczenia laboratoryjne	K_W02 ++ K_W07 ++ K_U20 +
6	Rozumie potrzebę doksztalcenia się, uzupełniania i poszerzania swojej wiedzy	egzamin	wykład, ćw. tabl. i lab.	K_K01 +
18. Formy zajęć dydaktycznych i ich wymiar (liczba godzin)				
semestr 3 W. 30 h Ćw. 30 h				
semestr 4 W. 30 h Ćw. 15 h L. 45 h				

19. Treści kształcenia:

Program wykładów:

SEMESTR III

TERMODYNAAMIKA CHEMICZNA

Układ, otoczenie, układy zamknięte i otwarte. Stan układu, parametry stanu układu, funkcje stanu. Energia wewnętrzna. Praca elementarna, praca objętościowa i nieobjętościowa. Entalpia. Pierwsza zasada termodynamiki. Ciepło właściwe w stałej objętości i pod stałym ciśnieniem. Zależność C_p od temperatury. Zależność pomiędzy C_p i C_v . Zależność między energią wewnętrzną i entalpią reakcji. Prawo Hessa. Molowe entalpie spalania, entalpie tworzenia. Zależność ciepła reakcji od temperatury. Prawo Kirchhoffa. Druga zasada termodynamiki. Entropia. Energia swobodna i entalpia swobodna. Kryteria równowagi termodynamicznej. Związki matematyczne między funkcjami termodynamicznymi. Równania Gibbsa-Helmholtza. Entropia molowa jako funkcja temperatury. Teoremat Nernsta i postulat Plancka (trzecia zasada termodynamiki).

STANY SKUPIENIA

Gazy

Stany skupienia materii (zagadnienia ogólne).

Gazy doskonałe, prawo Boyle'a-Mariotte'a, prawo Gay-Lussaca, prawo Charlesa, równanie stanu gazu doskonałego, prawo Daltona. Energia wewnętrzna, entalpia i entropia gazu doskonałego. Model gazu doskonałego (teoria kinetyczno-cząsteczkowa). Ciepło molowe gazów doskonałych. Gazy rzeczywiste. Niedoskonałe zachowanie się gazów, współczynnik ściśliwości, temperatura Boyle'a. Równanie van der Waalsa, równanie Berthelota, równanie wirialne. Skraplanie gazów i zjawiska krytyczne. Równanie van der Waalsa a stan krytyczny. Dyfuzja gazów, pierwsze i drugie prawo Ficka.

Ciecze

Stan ciekły. Siły oddziaływania między cząsteczkami cieczy, wykres zależności energii potencjalnej od odległości cząsteczek. Ciśnienie wewnętrzne, napięcie powierzchniowe (międzyfazowe), zależność napięcia powierzchniowego od temperatury. Pomiar napięcia powierzchniowego. Lepkość cieczy. Ciekłe kryształy i ich zastosowania.

Ciała stałe

Ogólna charakterystyka fazy stałej. Ciepło molowe ciał stałych. Energia sieci krystalicznej, cykl Borna-Habera. Przewodnictwo elektryczne ciał stałych: teoria elektronowa metali, teoria pasmowa ciała stałego, podział na przewodniki, izolatory i półprzewodniki.

STATYKA CHEMICZNA

Potencjał chemiczny, aktywność termodynamiczna składnika mieszaniny. Równanie Gibbsa-Duhema. Prawo działania mas i jego zastosowanie. Zależność między standardową entalpią swobodną ΔG° a stałą równowagi reakcji (izoterma van't Hoffa). Zależność stałej równowagi reakcji od temperatury - izobara van't Hoffa. Zasada Le Chateliera – Brauna (reguła przekory).

KINETYKA CHEMICZNA

Podstawowe pojęcia kinetyki chemicznej: szybkość reakcji, równanie kinetyczne, rząd reakcji, stała szybkości, cząsteczkowość reakcji, stopień przemiany (przereagowania) α , czas połowicznej przemiany $\tau_{1/2}$. Równania kinetyczne prostych reakcji. Reakcje rzędu: zerowego, pierwszego, drugiego, trzeciego. Równania kinetyczne reakcji złożonych: reakcje wyraźnie odwracalne, reakcje równoległe, reakcje następne. Wyznaczanie parametrów kinetycznych reakcji: metoda różnicowa van't Hoffa, metoda izolacyjna (nadmiaru) Ostwalda, metoda całkowita. Wpływ temperatury na szybkość reakcji, równanie Arrheniusa, energia aktywacji reakcji. Teoria kompleksu aktywnego (stanu przejściowego, bezwzględnej szybkości reakcji). Teoria zderzeń aktywnych. Kataliza – podstawowe pojęcia, charakterystyka różnych rodzajów katalizy. Przykładowe zastosowania katalizy w przemyśle.

RÓWNOWAGI FAZOWE CZ.I

Prawo równowagi w układzie wielofazowym i wieloskładnikowym, reguła faz. Układy jednoskładnikowe wielofazowe, równanie Clausiusa-Clapeyrona. Wykresy fazowe wody, CO_2 i siarki. Układy wieloskładnikowe jednofazowe. Funkcje termodynamiczne składników roztworu, potencjał chemiczny jako funkcja składu roztworu.

SEMESTR IV

RÓWNOWAGI FAZOWE CZ.II

Układy dwuskładnikowe wielofazowe (faza ciekła-para). Równowaga mieszaniny dwu cieczy z parą. Prawo Raoult'a. Układy doskonałe i niedoskonałe. Układy wykazujące dodatnie i ujemne odchylenia od prawa Raoult'a. Rozpuszczalność gazów w cieczach – prawo Henry'ego. Izotermiczne równowagi ciecz-para układów dwuskładnikowych: skład pary w równowadze z cieczą. Układy zeotropowe i azeotropowe, azeotropy ujemne, azeotropy dodatnie. Izobaryczne równowagi ciecz-para układów dwuskładnikowych: układy zeotropowe, azeotrop ujemny, azeotrop dodatni. Destylacja i rektyfikacja mieszanin dwuskładnikowych i wieloskładnikowych. Układy dwuskładnikowe ciekłe (równowaga ciecz-ciecz). Górna krytyczna temperatura mieszalności, dolna krytyczna

temperatura mieszalności, wykresy fazowe układów dwuskładnikowych częściowo mieszających się cieczy. Układy dwuskładnikowe wielofazowe (faza stała-ciecz). Układy eutektyczne dwuskładnikowe proste. Układy dwuskładnikowe, w których w całym zakresie stężeń tworzą się roztwory stałe.

Układy trójskładnikowe ciekłe, trójkąt Gibbsa. Układy: jedna para cieczy, dwie pary cieczy, trzy pary cieczy o ograniczonej rozpuszczalności wzajemnej. Prawo podziału Nernsta. Ekstrakcja.

RÓWNOWAGI W ROZTWORACH ROZCIĘNZONYCH

Obniżenie temperatury krzepnięcia roztworu, stała krioskopowa, wyznaczanie masy cząsteczkowej substancji nielotnej. Pomiar temperatury krzepnięcia. Obniżenie prężności pary nad roztworem substancji nielotnej.

Podwyższenie temperatury wrzenia roztworu substancji nielotnej, stała ebulioskopowa. Równowaga osmotyczna.

Zjawisko osmozy. Ciśnienie osmotyczne.

ZJAWISKA POWIERZCHNIOWE

Zjawisko adsorpcji. Zjawiska na granicy faz ciało stałe-gaz lub ciało stałe-ciecz. Podstawowe pojęcia adsorpcji.

Adsorpcja na granicy faz ciecz-gaz, równanie Gibbsa, substancje powierzchniowo czynne. Wpływ błonek adsorpcyjnych na właściwości powierzchni, flotacja.

Rodzaje adsorpcji, cechy charakterystyczne adsorpcji fizycznej i chemicznej. Izotermy adsorpcji fizycznej. Izotermy adsorpcji chemicznej. Zastosowania adsorpcji, chromatografia. Znaczenie adsorpcji w katalizie heterogenicznej.

KOLOIDY

Pojęcie stanu koloidalnego. Rodzaje układów koloidowych, podział koloidów, koloidy liofobowe i liofilowe. Metody otrzymywania układów koloidalnych, metody dyspersyjne, metody kondensacyjne, metody oczyszczania koloidów.

Właściwości optyczne układów koloidowych, efekt Tyndalla,. Właściwości elektryczne układów koloidowych: elektroforeza i elektroosmoza, potencjał elektrokinetyczny.

PRZEWODNICTWO W ROZTWORACH ELEKTROLITÓW. TEORIA DYSOCJACJI ELEKTROLITYCZNEJ

Przewodnictwo elektrolitów. Przewodnictwo właściwe, molowe i równoważnikowe. Przewodnictwo graniczne, zależność przewodnictwa równoważnikowego od stężenia, równanie Kohlrauscha, prawo niezależnego ruchu jonów.

Liczby przenoszenia i ruchliwości jonów. Miareczkowanie konduktometryczne. Teoria dysocjacji elektrolitycznej, podział elektrolitów, obliczanie współczynników aktywności w rozcieńczonych roztworach mocnych elektrolitów.

OGNIWA GALWANICZNE

Typy elektrod, podział półogniw na pierwszego i drugiego rodzaju, przykłady i reakcje elektrodowe. Potencjał półogniwa (elektrody). Budowa ogniwa, SEM ogniwa, konwencja sztokholmska. Zależność SEM od aktywności reagentów, wzór Nernsta.

Elektrody porównawcze, elektroda wodorowa, kalomelowa, chlorosrebrowa. Ogniwo Westona. Szereg napięciowy.

Chemiczne źródła prądu. Techniczne ogniwa galwaniczne: ogniwo Volty, Daniella, Leclanchego. Akumulatory: ołowiowy, żelazowo-niklowy, kadmowo-niklowy. Ogniwa paliwowe.

Pomiar SEM ogniw. Zależność SEM od temperatury. Wyznaczanie funkcji termodynamicznych reakcji zachodzących w ogniwach.

WŁAŚCIWOŚCI ELEKTRYCZNE I MAGNETYCZNE CZĄSTECZEK

Właściwości elektryczne: polarność cząsteczek chemicznych, pojęcie dipola, polaryzowalność.

Właściwości magnetyczne: klasyfikacja właściwości magnetycznych, ferromagnetyzm, paramagnetyzm, podatność magnetyczna.

FOTOCHEMIA

Rodzaje fal elektromagnetycznych, prawo Grotthussa-Drapera, prawo Einsteina, prawo Lamberta, prawo Lamberta-Beera, Sensybilizacja fizyczna i chemiczna, luminescencja, fluorescencja, fosforescencja.

Chemiluminescencja, elektrochemiluminescencja. Proces fotograficzny, fotosynteza.

PODSTAWY METOD SPEKTROSKOPOWYCH

Spektroskopia rotacyjna, spektroskopia wibracyjna, spektroskopia elektronowa, spektroskopia jądrowego rezonansu magnetycznego, spektroskopia elektronowego rezonansu paramagnetycznego.

Program ćwiczeń rachunkowych

Na ćwiczeniach tablicowych studenci rozwiązują zadania, których tematyka dotyczy wybranych zagadnień omawianych w na wykładach.

Semestr III

Pierwsza zasada termodynamiki i termochemia, druga i trzecia zasada termodynamiki, termodynamiczny opis równowag fazowych w układach jednoskładnikowych, statyka chemiczna, kinetyka chemiczna.

Semestr IV

Równowagi fazowe – prawo Raoult'a, prawo Henry'ego, prawo podziału Nernsta. Elektrochemia (przewodnictwo w roztworach elektrolitów, ogniwa galwaniczne).

Ocena z ćwiczeń zależy od liczby punktów uzyskanych podczas kolokwii, kartkówek oraz od aktywności na zajęciach.

Program ćwiczeń laboratoryjnych (semestr IV):	
1. Symulacja kinetyki złożonych reakcji chemicznych 2. Szybkość reakcji jonowych w zależności od siły jonowej roztworu 3. Oznaczanie aktywności oraz okresu półtrwania substancji promieniotwórczej 4. Wyznaczanie przewodnictwa granicznego elektrolitu 5. Potencjometryczny pomiar pH 6. Wyznaczanie funkcji termodynamicznych reakcji chemicznych z pomiarów SEM ogniwa 7. Wyznaczanie stałej dysocjacji słabego kwasu metodą konduktometryczną i potencjometryczną 8. Spektrofotometryczne badanie równowag kwasowo-zasadowych w roztworach wodnych	
Ocena z laboratorium jest wystawiana na podstawie sumy punktów uzyskanych podczas wykonywania poszczególnych ćwiczeń oraz wyniku kolokwium zaliczeniowego na końcu semestru.	
20. Egzamin: tak (po zakończeniu semestru IV)	
21. Literatura podstawowa:	
1. P. W. Atkins, Podstawy chemii fizycznej, PWN, Warszawa 2002 2. P. W. Atkins, Chemia fizyczna, PWN, Warszawa 2001 3. K. Pigoń, Z. Ruziewicz, Chemia fizyczna, PWN, Warszawa 1981 4. Praca zbiorowa, Chemia fizyczna, PWN, Warszawa 1980 5. J. Izydoreczek, J. Salwiński, W. Turek, Z. Uziel, Termodynamika, statyka chemiczna i równowagi fazowe w przykładach i zadaniach, Wyd. II, Wydawnictwo Politechniki Śl., Gliwice, 2011 6. W. Turek, Z. Uziel, Wykłady i zadania obliczeniowe z kinetyki chemicznej i adsorpcji z elementami katalizy Wydawnictwo Politechniki Śl., Gliwice 2010 7. J. Izydoreczek, W. Turek, Z. Uziel, Obliczenia fizykochemiczne z elektrochemii i równowag jonowych, Wydawnictwo Politechniki Śl., Gliwice, 2008	
22. Literatura uzupełniająca:	
1. S. Bursa, Chemia fizyczna, PWN, Warszawa 1976 2. K. Gumiński, Wykłady z chemii fizycznej, PWN, Warszawa 1973 3. W. Tomassi, Chemia fizyczna, PWN, Warszawa 1973 4. G.M. Barrow, Chemia fizyczna, PWN, Warszawa 1978 5. P.W. Atkins i in., Chemia fizyczna – zbiór zadań z rozwiązaniami, Wyd. Naukowe PWN, Warszawa, 2001 6. J. Kislewa, G. Karetnikow, I. Kudriasow, Zbiór zadań z chemii fizycznej z przykładami PWN, Warszawa, 1969. 7. A. Kisz, P. Freundlich, Ćwiczenia rachunkowe z chemii fizycznej, Wyd. Uniw. Wroc., Wrocław, 2004 8. J. Demichowicz-Pigoniowa, Obliczenia fizykochemiczne, PWN, Warszawa, 1984 9. A.A. Adamson, Zadania z chemii fizycznej, PWN, Warszawa, 1978 10. H.N. Avery, D.J. Shaw, Ćwiczenia rachunkowe z chemii fizycznej, PWN, Warszawa, 1977	
23. Nakład pracy studenta potrzebny do osiągnięcia efektów kształcenia	
Rodzaj zajęć	Liczba godzin kontaktowych/pracy studenta
wykład	60/40
ćwiczenia rachunkowe	45/60
ćwiczenia laboratoryjne	45/50
24. Suma wszystkich godzin: 300	
25. Liczba punktów ECTS: semestr zimowy 4, semestr letni 6	
26. Liczba punktów ECTS uzyskanych na zajęciach z bezpośrednim udziałem nauczyciela akademickiego 5	
27. Liczba punktów ECTS uzyskanych na zajęciach o charakterze praktycznym (laboratoria, projekty) 2	
26. Uwagi:	

Zatwierdzono:

.....
(data i podpis prowadzącego)

.....
(data i podpis dyrektora instytutu/kierownika katedry/)