



KARTA OPISU PRZEDMIOTU - SYLABUS

Nazwa przedmiotu

Chemia fizyczna

Przedmiot

Kierunek studiów

Inżynieria Farmaceutyczna

Studia w zakresie (specjalność)

-

Poziom studiów

pierwszego stopnia

Forma studiów

stacjonarne

Rok/semestr

2/4

Profil studiów

ogólnoakademicki

Język oferowanego przedmiotu

polski

Wymagalność

obligatoryjny

Liczba godzin

Wykład

30

Ćwiczenia

0

Laboratoria

30

Projekty/seminaria

0

Inne (np. online)

0

Liczba punktów

5

Wykładowcy

Odpowiedzialny za przedmiot/wykładowca:

prof. dr hab. Franciszek Główka

Odpowiedzialny za przedmiot/wykładowca:

Wymagania wstępne

Opanowany materiał z zakresu chemii ogólnej, matematyki oraz fizyki na poziomie szkoły średniej.

Cel przedmiotu

Celem przedmiotu jest zapoznanie studentów z podstawami chemii fizycznej, objaśnienie zagadnień dotyczących zjawisk z zakresu równowag fazowych, zjawisk powierzchniowych, kinetyki, elektrochemii oraz układów koloidalnych. Dostarczenie podstaw do rozumienia problemów technologii chemicznej środków leczniczych, technologii postaci leku i inżynierii farmaceutycznej.



Przedmiotowe efekty uczenia się

Wiedza

1. Student ma uporządkowaną, podbudowaną teoretycznie wiedzę ogólną w zakresie chemii fizycznej pozwalającą na rozumienie, opis i badanie zjawisk oraz procesów chemicznych związanych z inżynierią farmaceutyczną. Student wykonuje obliczenia wybranych parametrów fizykochemicznych (K_W4).
2. Student zna podstawy kinetyki, termodynamiki i katalizy procesów chemicznych (K_W11).
3. Student zna podstawy farmakokinetyki (K_W1).

Umiejętności

1. Student stosuje określony sprzęt i aparaturę badawczą w wyznaczaniu wybranych parametrów fizykochemicznych, opracowuje protokół doświadczenia (K_U8).
2. Student posługuje się poprawnie chemiczną i farmaceutyczną terminologią w zakresie chemii fizycznej (K_U3).

Kompetencje społeczne

1. Student potrafi współdziałać i pracować w 3-4-osobowej grupie w celu przeprowadzenia określonego doświadczenia (K_K2).

Metody weryfikacji efektów uczenia się i kryteria oceny

Efekty uczenia się przedstawione wyżej weryfikowane są w następujący sposób:

METODY WERYFIKACJI EFEKTÓW UCZENIA SIĘ

Wiedza pkt. 1-3: Wejściówka i odpowiedź ustna na ćwiczeniach laboratoryjnych, kolokwium, egzamin.

Umiejętności pkt. 1: Obserwacja studenta podczas ćwiczenia (wykonania zadania), ocena protokołu z wykonanego doświadczenia.

Umiejętności pkt. 2: Wejściówka i odpowiedź ustna na ćwiczeniach laboratoryjnych, ocena protokołu z wykonanego doświadczenia, kolokwium, egzamin.

Kompetencje społeczne pkt. 1: Obserwacja studenta podczas ćwiczenia (wykonania zadania).

KRYTERIA OCENY

Po cyklu wykładów, tj. I – kinetyka i elementy farmakokinetyki, II – termodynamika, III – wybrane właściwości układów jedno- i wieloskładnikowych oraz zjawiska fizykochemiczne, przeprowadzany jest sprawdzian z nabytych wiadomości. Sprawdzian może składać się pytań zamkniętych jednokrotnego i wielokrotnego wyboru w formie elektronicznej (OpenOLAT) oraz pytań otwartych w formie pisemnej. Uzyskanie co najmniej 60% możliwej liczby punktów stanowi podstawę uzyskania oceny pozytywnej.

Podczas ćwiczeń rachunkowych studenci oceniani są za umiejętność samodzielnego rozwiązywania zadań oraz znajomość teorii związanej z danym zagadnieniem.

Podczas każdego ćwiczenia laboratoryjnego studenci oceniani są za przygotowanie teorii (sprawdzian pisemny lub test), praktyczne wykonanie ćwiczenia oraz sposób przedstawienia wyników w formie protokołu. Ocena końcowa z ćwiczeń jest średnią arytmetyczną.

Warunkiem zaliczenia ćwiczeń jest uczęszczanie na zajęcia, wykazanie się umiejętnością rozwiązywania zadań obejmujących część rachunkową ćwiczeń (uzyskanie ocen pozytywnych i poprawienie ocen



niedostatecznych), wykazanie się znajomością zagadnień teoretycznych obejmujących część laboratoryjną ćwiczeń oraz uzyskanie zaliczenia raportów z przeprowadzonych ćwiczeń.

Przedmiot kończy się egzaminem składającym się z pytań zamkniętych jednokrotnego lub wielokrotnego wyboru w formie elektronicznej (OpenOLAT) oraz pytań otwartych w formie pisemnej, które obejmują materiał zrealizowany na wykładach i ćwiczeniach. Uzyskanie co najmniej 60% możliwej liczby punktów stanowi podstawę zaliczenia egzaminu. Do egzaminu mogą przystąpić studenci mający zaliczone ćwiczenia i kolokwia przewidziane planem zajęć.

Treści programowe

WYKŁADY

1. Kinetyka chemiczna z elementami farmakokinetyki:

Pojęcie szybkości, rzędowości, cząsteczkowości reakcji chemicznej. Wyznaczanie rzędowości reakcji. Reakcje zerowego, pierwszego i drugiego rzędu, autokatalityczna reakcja II rzędu. Stała szybkości reakcji. Czas połowicznej przemiany leku $t_{0,5}$ oraz czas trwałości leku $t_{0,1}$. Wpływ temperatury na szybkość reakcji, równanie Arrheniusa, energia aktywacji. Kataliza homogeniczna. Kinetyka reakcji enzymatycznych wg modelu Michaelisa-Menten. Losy leków w ustroju (LADME). Pojęcie kompartmentu. Parametry farmakokinetyczne. Wyznaczanie równań farmakokinetycznych do opisu zmian stężenia leku we krwi oraz ilości leku w moczu po podaniu jednorazowej dawki dożylniej i doustnej w modelu jednokompartamentowym. Równanie Batemana.

2. Elementy termodynamiki:

Praca objętościowa, energia wewnętrzna, pierwsza zasada termodynamiki. Entalpia. Pojemność cieplna układu. Ciepło reakcji chemicznej, ciepło tworzenia, ciepło spalania. Prawo Hessa i prawa Kirchhoffa. Entropia. Procesy odwracalne i nieodwracalne, druga zasada termodynamiki. Energia swobodna i entalpia swobodna. Potencjał chemiczny. Zależność stałych równowagi od temperatury i ciśnienia, izobara i izoterma van't Hoffa. Trzecia zasada termodynamiki.

3. Wybrane właściwości układów jedno- i wieloskładnikowych oraz zjawiska fizykochemiczne:

Przemiany fazowe. Równanie Clausiusa-Clapeyrona. Układy dwuskładnikowe. Definicja roztworu. Ciśnienie całkowite gazów w roztworze gazowym. Proces mieszania gazów jako proces samorzutny. Wyprowadzenie równań na zmianę entropii i entalpii swobodnej podczas mieszania się gazów. Roztwory gazu w cieczy. Prawo Henry'ego. Wpływ temperatury na rozpuszczalność gazu w cieczy. Prężność pary nad roztworem dwóch cieczy o nieograniczonej mieszalności. Prawo Raoult'a i prawo Henry'ego dla roztworu dwóch cieczy. Odstępstwa od prawa Raoult'a. Skład pary nad roztworem dwóch cieczy. Mieszaniny azeotropowe. Temperatura wrzenia roztworu dwóch cieczy mieszających się nieograniczenie. Destylacja.

Wpływ temperatury na rozpuszczalność cieczy mieszających się ograniczenie. Dolna i górna krytyczna temperatura rozpuszczalności. Prężność pary i temperatura wrzenia cieczy o ograniczonej mieszalności. Ciecze niemieszające się. Destylacja z parą wodną. Prawo Daltona.

Prężność pary nad roztworem ciał stałych. Podwyższenie temperatury wrzenia i obniżenie temperatury krzepnięcia roztworu. Ciśnienie osmotyczne, współczynnik izotoniczny van't Hoffa. Wpływ



rozpuszczalnika i temperatury na rozpuszczalność ciał stałych. Szybkość rozpuszczania ciał stałych. Rozpuszczalność słabo rozpuszczalnych elektrolitów. Wpływ pH na rozpuszczalność słabych elektrolitów.

Polimery i biomateriały w farmacji i medycynie; zastosowanie. Metody otrzymywania polimerów (polimeryzacja łańcuchowa i stopniowa). Właściwości polimerów: polidispersyjność, metody wyznaczania masy cząsteczkowej; lepkość, prawo Stokesa, równanie Marka-Houwinka; temperatura zeszklenia; kąt zwilżania.

Definicja i klasyfikacja układów koloidalnych. Własności kinetyczne, optyczne i elektryczne koloidów. Ruchy Browna. Dyfuzja; pierwsze prawo Ficka; współczynnik dyfuzji D . Sedymentacja; wyznaczanie masy molowej makrocząstek z pomiarów współczynnika sedymentacji. Ciśnienie osmotyczne. Rozpraszanie światła. Potencjał elektrokinetyczny; elektroforeza; równowaga Donnana. Trwałość układów koloidalnych; koagulacja. Liczba złota. Emulsje. Liczba HLB. Szybkość rozkładu emulsji. Emulgatory i solubilizatory.

Równowagi w roztworach elektrolitów. Dysocjacja i stopień dysocjacji. Definicje kwasów i zasad. Dysocjacja słabych kwasów i zasad. Stała dysocjacji i wykładnik stałej dysocjacji. Stałe dysocjacji sprzężonego kwasu i zasady. Dysocjacja wody, stała rozpuszczalności K_s . Wykładnik jonów wodorowych (pH). Wpływ pH na stopień dysocjacji słabych kwasów i słabych zasad. pH w stanie równowagi kwasowo-zasadowej. Roztwory buforowe. Równanie Hendersona-Hasselbalcha. Pojemność buforowa. Układy buforowe żywego organizmu. Wpływ pH na rozpuszczalność leków. Wpływ pH na proces przenikania leków przez błony ustrojowe.

Elektrochemia. Reakcje półkowe. Rodzaje półogniw i ogniów. Procesy elektrodowe – konwencja zapisu. Reakcje zachodzące w ogniwach. Napięcie ogniwa. Związek pomiędzy zmianą entalpii swobodnej reakcji a napięciem ogniwa w warunkach bezprądowych. Równanie Nernsta. Ogniwa w stanie równowagi. Elektrody jonoselektywne. Pomiar potencjałów standardowych. Zastosowanie pomiarów napięcia ogniwa w warunkach bezprądowych. Wyznaczanie stałej równowagi K , stałej rozpuszczalności K_s , pomiar pH. Korozja elektrochemiczna. Ogniwa paliwowe i akumulatory. Ruchliwość jonów. Liczby przenoszenia. Przewodnictwo właściwe i równoważnikowe elektrolitów. Zależność przewodnictwa od stężenia i ruchliwości jonów. Elektroliza. Prawa Faradaya. Zastosowanie elektrolizy. Konduktometria i jej zastosowanie.

Adsorpcja fizyczna i chemiczna. Izotermy: Freundlicha, Langmuira, BET. Zjawisko histerezy. Zastosowanie zjawiska adsorpcji. Kataliza heterogeniczna.

ĆWICZENIA - część rachunkowa:

Właściwości roztworów. Równowagi jonowe. Układy koloidalne. Zjawiska powierzchniowe. Kinetyka.

ĆWICZENIA - część laboratoryjna

Pomiar pK_a kwasu acetylosalicylowego metodą miareczkowania potencjometrycznego oraz wyznaczanie iloczynu rozpuszczalności trudno rozpuszczalnej soli wapnia.

Wyznaczanie stałej szybkości oraz parametrów termodynamicznych reakcji hydrolizy kwasu acetylosalicylowego.

Otrzymywanie i rozpoznawanie rodzajów emulsji. Wyznaczanie masy molowej polimeru metodą



wiskozymetryczną. Wyznaczanie punktu izoelektrycznego żelatyny.

Adsorpcja paracetamolu na węglu aktywnym.

Metody dydaktyczne

WYKŁADY: Prezentacja multimedialna, ilustrowana przykładami podawanymi na tablicy.

ĆWICZENIA - część rachunkowa: Dyskusja sposobu rozwiązywania zadań.

ĆWICZENIA - część laboratoryjna: Wykonanie doświadczeń pod nadzorem prowadzącego - ćwiczenia praktyczne.

Literatura

Podstawowa

1. P.W. Atkins, Chemia fizyczna , Wydawnictwo Naukowe PWN, 2007.
2. P.W. Atkins, Podstawy chemii fizycznej , Wydawnictwo Naukowe PWN, 2009.
3. T.W. Hermann (red.), Chemia fizyczna , Wydawnictwo Lekarskie PZWL, 2007.

Uzupełniająca

1. A. Danek Chemia Fizyczna , Wydawnictwo Lekarskie PZWL, 1982.
2. A.G. Whittaker, A.R. Mount, M.R. Heal Chemia Fizyczna , Wydawnictwo Naukowe PWN, 2003.
3. F. Główka (red.) Farmacja fizyczna. Ćwiczenia laboratoryjne dla studentów farmacji i analityki medycznej , Wydawnictwo Naukowe Uniwersytetu Medycznego im. Karola Marcinkowskiego w Poznaniu, 2015.

Bilans nakładu pracy przeciętnego studenta

	Godzin	ECTS
Łączny nakład pracy	135	5,0
Zajęcia wymagające bezpośredniego kontaktu z nauczycielem	75	2,8
Praca własna studenta (studia literaturowe, przygotowanie do zajęć laboratoryjnych, przygotowanie do kolokwίων/egzaminu) ¹	60	2,2

¹ niepotrzebne skreślić lub dopisać inne czynności