



KARTA OPISU PRZEDMIOTU - SYLABUS

Nazwa przedmiotu

Chemia [S1ETI2>CHEM]

Przedmiot

Kierunek studiów

Edukacja techniczno-informatyczna

Studia w zakresie (specjalność)

–

Poziom studiów

pierwszego stopnia

Forma studiów

stacjonarne

Rok/Semestr

1/1

Profil studiów

ogólnoakademicki

Język oferowanego przedmiotu

polski

Wymagalność

obligatoryjny

Liczba godzin

Wykład

30

Laboratorium

15

Inne

0

Ćwiczenia

0

Projekty/seminaria

0

Liczba punktów ECTS

4,00

Koordynatorzy

dr inż. Ewelina Rudnicka

ewelina.rudnicka@put.poznan.pl

Wykładowcy

Manuela Skowron

manuela.skowron@doctorate.put.poznan.pl

dr inż. Krzysztof Nowacki

krzysztof.nowacki@put.poznan.pl

dr inż. Agnieszka Gabryelczyk

agnieszka.gabryelczyk@put.poznan.pl

dr inż. Patrycja Płocienniczak-Bywalska

patrycja.plocienniczak-bywalska@put.poznan.pl

dr inż. Ewelina Rudnicka

ewelina.rudnicka@put.poznan.pl

Wymagania wstępne

Podstawowa wiedza z chemii i matematyki (podstawa programowa dla szkół średnich, poziom podstawowy). Umiejętność rozwiązywania elementarnych problemów z chemii w oparciu o posiadaną wiedzę (np. przygotowywanie roztworów o danych stężeniach, obsługa wag, zastosowanie poznanego sprzętu laboratoryjnego, zastosowanie zagadnień matematycznych oraz chemicznych do obliczeń fizykochemicznych), umiejętność pozyskiwania informacji ze wskazanych źródeł. Zrozumienie potrzeby dalszego kształcenia się; gotowość do podjęcia współpracy w ramach zespołu.

Cel przedmiotu

1. Przekazanie studentom wiedzy z chemii, w zakresie określonym przez treści programowe właściwe dla kierunku studiów. 2. Rozwijanie u studentów umiejętności rozwiązywania prostych problemów i wykonywania prostych eksperymentów oraz analizy wyników w oparciu o uzyskaną wiedzę. 3. Kształtowanie u studentów umiejętności pracy zespołowej.

Przedmiotowe efekty uczenia się

Wiedza:

W wyniku przeprowadzonych zajęć student potrafi:

1. definiować podstawowe pojęcia i wielkości chemiczne w zakresie obejmowanym przez treści programowe właściwe dla kierunku studiów i podać proste przykłady ich zastosowania w otaczającym świecie
2. sformułować i objaśnić podstawowe prawa chemiczne w zakresie obejmowanym przez treści programowe właściwe dla kierunku studiów, określić podstawowe ograniczenia i zakres ich stosowalności oraz podać przykłady zastosowania do opisu zjawisk w otaczającym świecie

Umiejętności:

W wyniku przeprowadzonych zajęć student powinien wykazać się umiejętnościami w zakresie:

1. przeprowadzania standardowych pomiarów podstawowych wielkości fizykochemicznych, identyfikowania i oceny wagi podstawowych czynników zakłócających pomiar
2. dokonania jakościowej i ilościowej analizy wyników prostych eksperymentów chemicznych
3. formułowania wniosków na podstawie uzyskanych wyników obliczeń i wykonanych pomiarów

Kompetencje społeczne:

1. Student współpracuje w ramach zespołu, wywiązuje się z obowiązków powierzonych w ramach podziału pracy w zespole
2. aktywnie angażuje się w rozwiązywanie postawionych zadań, jest odpowiedzialny za rzetelność uzyskanych wyników swojej pracy

Metody weryfikacji efektów uczenia się i kryteria oceny

Efekty uczenia się przedstawione wyżej weryfikowane są w następujący sposób:

Efekt Forma oceny Kryteria oceny

W01, W02, W03 Pisemne zaliczenie 50.1%-70.0% (3)

70.1%-90.0% (4)

od 90.1% (5)

U01, U02 Sprawozdanie z ćwiczeń laboratoryjnych, 50.1%-70.0% (3)

odpowiedzi ustne 70.1%-90.0% (4)

od 90.1% (5)

K01, K02 Ocena realizacji ćwiczenia laboratoryjnego 50.1%-70.0% (3)

Ocena aktywności na ćwiczeniach laboratoryjnych. 70.1%-90.0% (4)

od 90.1% (5)

Treści programowe

Elementy budowy atomu i układ okresowy: atom, teorie, liczby kwantowe, orbitale, zasada rozbudowy powłok elektronowych, naturalne i sztuczne przemiany jądrowe, prawo okresowości, konfiguracje elektronowe pierwiastków, okresowość właściwości chemicznych i fizycznych.

Roztwory: kwasy, zasady, sole - budowa, rodzaje, otrzymywanie, właściwości, dysocjacja elektrolityczna, iloczyn jonowy wody, pH, pOH, wskaźniki kwasowo-zasadowe, miareczkowanie alkacymetryczne, roztwory buforowe, twardość wody - rodzaje i metody usuwania.

Termodynamika: pierwsza zasada termodynamiki, energia wewnętrzna, bilans energetyczny, praca termodynamiczna, skala temperatur, druga zasada termodynamiki, entropia, procesy izobaryczne i izochoryczne, entalpia, pojemność cieplna, kalorymetria, zerowa zasada termodynamiki.

Równowagi fazowe: układy jednoskładnikowe - topnienie, parowanie, sublimacja, reguła faz Gibbsa, równanie Clausiusa-Clapeyrona; układy wieloskładnikowe - azeotropia, destylacja, układy eutektyczne, wykresy fazowe.

Równowaga reakcji chemicznej i fizykochemia roztworów: stała równowagi, entalpia swobodna, izoterma van't Hoffa, równowaga podziału, prawo Nernsta, osmoza, odwrócona osmoza, membrany,

oczyszczanie wody.

Kinetyka chemiczna: szybkość reakcji, cząsteczkowość, rząd reakcji, stała szybkości, okres połowicznego przereagowania, równanie Arrheniusa, energia aktywacji.

Elektrochemia: elektroliza, prawa elektrolizy, korozja chemiczna i elektrochemiczna, rodzaje ogniw, akumulatory, potencjały elektrod, nad napięcie wydzielania wodoru, ruchliwość jonów, podwójna warstwa elektryczna, potencjał dyfuzyjny, ogniwa stężeniowe.

Adsorpcja na ciele stałym: adsorpcja fizyczna i chemiczna, ciepło adsorpcji, izoterma Langmuira i Freundlicha, struktura porowata adsorbentów, kondensacja kapilarna, izoterma BET, powierzchnia właściwa, zastosowanie adsorbentów, środki powierzchniowo-czynne.

Tematyka zajęć

1. Elementy budowy atomu. Układ okresowy

Podstawowe prawa i pojęcia. Atom (budowa, teorie, liczby kwantowe, orbitale, zasada rozbudowy powłok elektronowych). Naturalne i sztuczne przemiany atomowe Prawo okresowości. Budowa współczesnego układu okresowego. Konfiguracje elektronowe pierwiastków a prawo okresowości. Okresowość cech chemicznych i fizycznych pierwiastków.

2. Roztwory

Kwasy, zasady, sole - budowa, rodzaje, otrzymywanie, właściwości. Dysocjacja elektrolityczna kwasów, zasad i soli, stała i stopień dysocjacji. Iloczyn jonowy wody. pH oraz pOH. Metody pomiaru pH. Wskaźniki kwasowo-zasadowe. Miareczkowanie alkacymetryczne (kwas-zasada), PK (punkt końcowy) miareczkowania. Roztwory buforowe. Twardość wody i jej rodzaje. Usuwanie twardości wody.

3. Pierwsza zasada termodynamiki - zasada zachowania energii

Koncepcja energii wewnętrznej. Bilans energetyczny reakcji (procesu) - bilans energii wewnętrznej. Różnica energii zawartej w produktach i substratach wymieniana z otoczeniem. Zasada zachowania energii, jej postać matematyczna (pierwsza zasada termodynamiki). Definicja termodynamiczna pracy, jej rodzaje. Temperatura, różne jej skale.

4. Druga zasada termodynamiki, Termochemia

Układ dąży do maksymalnego chaosu - jest to stan najbardziej prawdopodobny. Proste przykłady. Koncepcja entropii jako miary chaosu. Całkowita entropia może rosnąć, ale nie może się zmniejszać (druga zasada termodynamiki). Zerowa (trzecia) zasada termodynamiki. Proces izobaryczny i izochoryczny. Pojęcie entalpii. Pojemność cieplna. Pomiar ciepła - kalorymetr.

5. Równowagi fazowe - układy jednoskładnikowe

Reguła faz Gibbs'a. Topnienie, parowanie, sublimacja. Równowaga ciecz-gaz. Zależność prężności pary cieczy od temperatury: równanie Clausius'a-Clapeyron'a. Przemiana ciecz - ciało stałe. Zależność temperatury topnienia od ciśnienia. Przemiana ciało stałe - gaz: sublimacja. Wykresy zależności ciśnienie-temperatura dla równowag ciecz-gaz, ciecz-ciało stałe oraz ciało stałe-gaz. Płyn nadkrytyczny. Nadkrytyczny CO₂ - wykres fazowy, zastosowania.

6. Równowagi fazowe - układy wieloskładnikowe

Analiza termiczna układu wieloskładnikowego. Wykres fazowy. Równowagi fazowe ciecz - gaz dla układów wieloskładnikowych. Azeotropia. Destylacja. Rektyfikacja. Destylacja próżniowa. Równowagi fazowe ciecz - ciało stałe dla układów wieloskładnikowych. Układ eutektyczny. Sotpy metali, przykłady.

7. Równowaga reakcji chemicznej, Fizykochemia roztworów

Stała równowagi reakcji. Związek stałej równowagi z energią i entalpią swobodną: izoterma van't Hoff'a. Zależność położenia równowagi od temperatury, izobara i izochora van't Hoff'a. Obliczanie położenia równowagi i wydajności reakcji z danych termodynamicznych. Równowaga podziału składnika pomiędzy dwa roztwory ciekłe, prawo podziału Nernst'a, ekstrakcja. Osmoza. Odwrócona osmoza, oczyszczanie wody. Membrany.

8. Kinetyka chemiczna - pojęcia podstawowe.

Definicja szybkości reakcji chemicznej. Cząsteczkowość reakcji. Równania kinetyczne reakcji prostych jedno- i dwucząsteczkowych. Okres połowicznego przereagowania. Rzędowość reakcji. Stała szybkości. Reakcje pseudo pierwszorzędowe. Zależność stałej szybkości od temperatury - równanie Arrhenius'a. Energia aktywacji procesu.

9. 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 ogniw. Rodzaje ogniw. 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.

10. 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 makropory. Węgle aktywne. Kondensacja kapilarna gazów. Izoterma BET. Wyznaczanie powierzchni właściwej adsorbentów z izotermy BET. Zastosowanie adsorbentów stałych. Środki powierzchniowo-czynne, ich adsorpcja.

Metody dydaktyczne

Wykład: prezentacja multimedialna

Ćwiczenia laboratoryjne: wykonanie danego eksperymentu w ramach ćwiczenia laboratoryjnego oraz pisemne opracowanie każdego ćwiczenia laboratoryjnego - ćwiczenia praktyczne.

Literatura

Podstawowa:

1. L. Jones, P. Atkins, Chemia ogólna, PWN, W-wa 2006
2. L. Sobczyk, A. Kiszka, Chemia fizyczna dla przyrodników PWN Warszawa 1977
3. A. Lewandowski, St. Magas, Wiadomości do ćwiczeń laboratoryjnych z chemii fizycznej, WPP, Poznań 1994 (skrypt nr 1765).

Uzupełniająca:

1. P. Atkins, Podstawy Chemii Fizycznej, PWN, Warszawa 1999
2. A.G. Whittaker, A.R. Mount, M.R. Heal, Krótkie wykłady. Chemia fizyczna, PWN, W-wa 2007
3. J. Minczewski, Chemia analityczna, PWN Warszawa 1975.

Bilans nakładu pracy przeciętnego studenta

	Godzin	ECTS
Łączny nakład pracy	100	4,00
Zajęcia wymagające bezpośredniego kontaktu z nauczycielem	45	2,00
Praca własna studenta (studia literaturowe, przygotowanie do zajęć laboratoryjnych/ćwiczeń, przygotowanie do kolokwium/egzaminu, wykonanie projektu)	55	2,00