



KARTA OPISU PRZEDMIOTU - SYLABUS

Nazwa przedmiotu

Chemia

Przedmiot

Kierunek studiów

Fizyka Techniczna

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

Ćwiczenia

Laboratoria

15

Projekty/seminaria

Inne (np. online)

Liczba punktów ECTS

3

Wykładowcy

Odpowiedzialny za przedmiot/wykładowca:

dr hab. inż. Agnieszka Świdarska-Mocek

e-mail: agnieszka.swiderska-

mocek@put.poznan.pl

tel. 61 665 2304

Wydział Technologii Chemicznej

ul. Piotrowo 3, 60-965 Poznań

tel.: 061 665 23 52

Odpowiedzialny za przedmiot/wykładowca:

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 aparatu matematycznego oraz zagadnień chemii 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

W01 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. K1_W02.

W02 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. K1_W02.

Umiejętności

U01 przeprowadzać standardowe pomiary podstawowych wielkości fizykochemicznych, identyfikować i oceniać wagę podstawowych czynników zakłócających pomiar. K1_U17

U02 dokonać jakościowej i ilościowej analizy wyników prostych eksperymentów chemicznych. K1_U17

U03 formułować wnioski na podstawie uzyskanych wyników obliczeń i wykonanych pomiarów. K1_U01

U04 korzystać ze zrozumieniem ze wskazanych źródeł wiedzy (wykaz literatury podstawowej) oraz pozyskiwać wiedzę z innych źródeł. K1_U02

Kompetencje społeczne

K01 współpracować w ramach zespołu, wywiązywać się z obowiązków powierzonych w ramach podziału pracy w zespole, K1_K01

K02 aktywnie angażować się w rozwiązywanie postawionych zadań, jest odpowiedzialny za rzetelność uzyskanych wyników swojej pracy K1_K02

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

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 ciec-z-gaz. Zależność prężności pary cieczy od temperatury: równanie Clausis'a-Clapeyron'a.. Przemiana ciec-z-gaz – ciało stałe. Zależność temperatury topnienia od ciśnienia. Przemiana ciało stałe – gaz: sublimacja. Wykresy zależności



ciśnienie-temperatura dla równowag ciec-z-gaz, ciec-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 ciec – gaz dla układów wieloskładnikowych. Azeotropia. Destylacja. Rektyfikacja. Destylacja próżniowa. Równowagi fazowe ciec – ciało dla układów wieloskładnikowych. Układ eutektyczny prosty.. Sopy 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. Częsteczkowość reakcji. Równania kinetyczne reakcji prostych jedno- i dwu- cząsteczkowych. 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 makro- pory. 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. Z. Sarbak, Kataliza w ochronie środowiska, UAM, Poznań 2004
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

Bilans nakładu pracy przeciętnego studenta

	Godzin	ECTS
Łączny nakład pracy	105	4,0
Zajęcia wymagające bezpośredniego kontaktu z nauczycielem	73	3,0
Praca własna studenta (studia literaturowe, przygotowanie do zajęć laboratoryjnych/ćwiczeń, przygotowanie do kolokwium/egzaminu, wykonanie projektu) ¹	52	2,0

¹ niepotrzebne skreślić lub dopisać inne czynności