



## KARTA OPISU PRZEDMIOTU - SYLABUS

Nazwa przedmiotu  
Chemia [S1ETI1>Chem]

### Przedmiot

Kierunek studiów  
Edukacja techniczno-informatyczna

Rok/Semestr  
1/1

Studia w zakresie (specjalność)

Profil studiów  
ogólnoakademicki

Poziom studiów  
pierwszego stopnia

Język oferowanego przedmiotu  
polski

Forma studiów  
stacjonarne

Wymagalność  
obligatoryjny

### Liczba godzin

Wykład  
20

Laboratorium  
30

Inne (np. online)  
0

Ćwiczenia  
0

Projekty/seminaria  
0

### Liczba punktów ECTS

4,00

### Koordynatorzy

dr inż. Ewelina Rudnicka  
ewelina.rudnicka@put.poznan.pl

### Wykładowcy

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 dężność pozyskiwania informacji ze wskazanych źródełanych 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:  
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 [k1\_w03]
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 [k1\_w03]

#### Umiejętności:

wyniku przeprowadzonych zajęć student powinien wykazać się umiejętnościami w zakresie:

1. przeprowadzać standardowe pomiary podstawowych wielkości fizykochemicznych, identyfikować i oceniać wagę podstawowych czynników zakłócających pomiar [k1\_u04]
2. dokonać jakościowej i ilościowej analizy wyników prostych eksperymentów chemicznych [k1\_u04]
3. formułować wnioski na podstawie uzyskanych wyników obliczeń i wykonanych pomiarów [k1\_u04]
4. korzystać ze zrozumieniem ze wskazanych źródeł wiedzy (wykaz literatury podstawowej) oraz pozyskiwać wiedzę z innych źródeł [k1\_u01]

#### Kompetencje społeczne:

1. współpracować w ramach zespołu, wywiązywać się z obowiązków powierzonych w ramach podziału pracy w zespole [k1\_k01]
2. 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

- Elementy budowy atomu: struktura atomu, teorie atomu, liczby kwantowe i orbitale, rozbudowa powłok elektronowych, naturalne i sztuczne przemiany atomowe, układ okresowy pierwiastków, konfiguracje elektronowe pierwiastków, okresowość cech chemicznych i fizycznych
- Roztwory: budowa, rodzaje, otrzymywanie i właściwości kwasów, zasad i soli, dysocjacja elektrolityczna, iloczyn jonowy wody, pH i pOH, metody pomiaru pH, wskaźniki kwasowo-zasadowe, miareczkowanie alkacymetryczne (kwas-zasada), roztwory buforowe, twardość wody i jej usuwanie
- Pierwsza zasada termodynamiki: zasada zachowania energii, energia wewnętrzna, bilans energetyczny reakcji, zasada zachowania energii ( $\Delta U = Q - W$ ), definicja termodynamiczna pracy
- Druga zasada termodynamiki, Termochemia: koncepcja entropii, druga zasada termodynamiki, trzecia zasada termodynamiki, procesy izobaryczne i izochoryczne, entalpia i pojemność cieplna, kalorymetria
- Równowagi fazowe – układy jednoskładnikowe: Reguła faz Gibbs'a, przemiany fazowe (topnienie, parowanie, sublimacja), równanie Clausiusa-Clapeyrona, wykresy równowag ciec-z-gaz, ciec-z-ciało stałe, ciało stałe-gaz, płyn nadkrytyczny
- Równowagi fazowe – układy wieloskładnikowe: analiza termiczna, wykresy fazowe, azeotropia, destylacja i rektyfikacja, układy eutektyczne.
- Równowaga reakcji chemicznej, Fizykochemia roztworów: stała równowagi reakcji, izoterma van't Hoff'a, zależność równowagi od temperatury, osmoza i odwrócona osmoza, prawo podziału Nernst'a
- Kinetyka chemiczna: szybkość reakcji chemicznych, cząsteczkowość i rzędowość reakcji, równanie kinetyczne, okres połowicznego przereagowania, równanie Arrhenius'a
- Elektrochemia: prądowe i bezprądowe osadzanie metali, ochrona przed korozją, elektroliza i prawa elektrolizy, rodzaje elektrod, ogniwa galwaniczne i akumulatory, potencjał wydzielania i nad napięcie
- Adsorpcja na ciele stałym: adsorpcja fizyczna i chemiczna, izoterma Langmuira i Freundlicha, struktura

## Tematyka zajęć

Wykład:

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 CO<sub>2</sub> – 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 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. Cząsteczkowość 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 wielo-warstwowa. Centra aktywne. Adsorpcja chemiczna, izoterma Langmuir'a. Izoterma Freundlich'a. Struktura adsorbentów, mikro-, mezo- i makro- pory. Węgłe aktywne. Kondensacja kapilarna gazów.. Izoterma BET. Wyznaczanie powierzchni właściwej adsorbentów z izotermi BET. Zastosowanie adsorbentów stałych. Środki powierzchniowo czynne, ich adsorpcja.

Laboratorium:

**PRZEMIANY FAZOWE** :Reguła faz Gibbsa. Typy równowagi ciecz - faza stała układów dwuskładnikowych. Stopy dwu- i wieloskładnikowe. Wykresy fazowe ciecz – ciało stałe. Krzywe stygnięcia. Analiza termiczna.

**ELEKTROCHEMIA**: Korozja chemiczna i elektrochemiczna (przykłady). Sposoby ochrony przed korozją. Prądowe i bezprądowe osadzanie metali. Elektroliza, prawa elektrolizy. Rodzaje elektrod i metody pomiaru ich potencjału. Potencjał standardowy. Budowa i rodzaje ogniw. Akumulatory.

**FIZYKO-CHEMIA WODY**: Twardość wody i jej rodzaje. Usuwanie twardości wody - destylacja, metoda termiczna, metody chemiczne, demineralizacja wody. Jonity. Uzdatnianie wody do celów chłodniczych i kotłowych.

**REAKCJE KWAS-ZASADA**: 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.

**KINETYKA CHEMICZNA**: Szybkość reakcji chemicznej, stała szybkości. Rząd reakcji. Reakcje I, II i III rzędu. Równanie na szybkość reakcji I i II rzędu. Okres połowicznej przemiany. Zależność stałej szybkości od temperatury. Energia aktywacji.

**RÓWNOWAGI CHEMICZNE**: Zależność stałej równowagi reakcji od temperatury. Ciepło reakcji i jego zależność od temperatury. Pojęcie iloczynu rozpuszczalności. Konduktometria. Pomiar przewodności elektrycznej roztworów elektrolitów. Budowa naczynka konduktometrycznego.

## 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	105	4,00
Zajęcia wymagające bezpośredniego kontaktu z nauczycielem	73	3,00
Praca własna studenta (studia literaturowe, przygotowanie do zajęć laboratoryjnych/ćwiczeń, przygotowanie do kolokwium/egzaminu, wykonanie projektu)	52	2,00