



Ramowy program przedmiotu

1. Nazwa przedmiotu: chemia nieorganiczna
2. Przedmioty wprowadzające : brak

Kierunek: *biologia*

Rodzaj studiów: stacjonarne I stopnia

specjalność:

Wykłady (h) 30
 Ćwiczenia (h) 60
 Punkty ECTS 7

Prowadzący (koordynator przedmiotu)
 Ewa Rostkowska – Demner
 Nr przedmiotu
 Data opracowania programu
 15.09.07r.

3. Założenia i cele przedmiotu:

Zapoznanie studentów z ogólnymi prawami dotyczącymi zależności przyczynowych pomiędzy budową atomów i cząsteczek a ich właściwościami fizycznymi i chemicznymi z elementami termodynamiki i kinetyki chemicznej. Przekazanie wiedzy w zakresie: roztwory rzeczywiste i koloidy, sposoby wyrażania i przeliczania stężeń roztworów, reakcje przebiegające w roztworach wodnych (dysocjacja, zobojętnianie, utlenianie – redukcja, hydroliza, mieszaniny buforowe), ogólna charakterystyka metali i niemetalii oraz ich związków, elementy elektrochemii (ogniwa, elektroliza, konduktometria).

4. Efekty kształcenia – nabyte umiejętności i kompetencje:

Zdobywanie wiedzy na temat podstawowych technik laboratoryjnych, planowania prostych eksperymentów chemicznych, wykonania analiz jakościowych, ilościowych (metody miareczkowe oraz instrumentalne) i ich dokumentacji; obliczeń analitycznych i interpretacji uzyskanych wyników.

5. Tematy wykładów/ćwiczeń (treści programowe):

Tematy wykładów:

1. Materia, substancje chemiczne i ich podział. Budowa atomu, cząstki elementarne i ich charakterystyka. Podstawowe pojęcia (masa atomowa i cząsteczkowa, mol, masa molowa) i prawa chemiczne (stałości składu, zachowania masy, Avogadra, objętość molowa gazów). Obliczenia

- chemiczne związane z podstawowymi prawami chemicznymi. Liczba atomowa, liczba masowa, izotopy, izobary, izotony. Energia wiązania nukleonów w jądrze. Promieniotwórczość naturalna i sztuczna.
2. Układ okresowy pierwiastków. Struktura elektronowa atomów. Liczby kwantowe. Zakaz Pauliego i reguła Hunda. Konfiguracje elektronowe w atomach a położenie pierwiastków w układzie okresowym. Różnica między pierwiastkami grup A i grup B. Bloki elektronowe pierwiastków. Prawo okresowości. Stopnie utlenienia pierwiastków.
 3. Zależność pomiędzy położeniem pierwiastka w grupie i okresie a jego właściwościami: energia jonizacji, powinowactwo elektronowe, elektroujemność i elektrododatniość, promień atomowy, charakter metaliczny i niemetaliczny, aktywność chemiczna.
 4. Budowa cząsteczki: wiązania chemiczne: jonowe, atomowe, atomowe spolaryzowane, koordynacyjne. Oddziaływania międzycząsteczkowe: wiązania wodorowe, siły van der Waalsa, wiązania metaliczne. Hybrydyzacja orbitali atomowych. Wiązania typu sigma (σ) i typu (π). Teoria orbitali molekularnych.
 5. Roztwory rzeczywiste i koloidowe – otrzymywanie, własności mechaniczne, optyczne i elektryczne. Sposoby wyrażania i przeliczania stężeń roztworów. Stężenia: procentowe, molowe, molarne, ułamek molowy. Przykładowe zadania na stechiometrię i przeliczanie stężeń.
 6. Dyfuzja i osmoza. Ciśnienie osmotyczne. Dysocjacja elektrolityczna. Teorie: Arrheniusa, Bronsteda - Lowryego i Lewisa. Mocne i słabe elektrolity. Prawo rozcieńczeń Ostwalda.
 7. Autoprotoliza wody. Skala pH. Zadania na pH. Mieszaniny buforowe i ich pH. Sole hydrolizujące - pH wodnych roztworów. Wskaźniki kwasowo - zasadowe. Reakcje kwas - zasada jako podstawa alkacymetrii. Krzywe miareczkowań alkacymetrycznych - obliczenia chemiczne.
 8. Ogniwa elektrochemiczne. Standardowa elektroda wodorowa, szklana, kalomelowa. Potencjały standardowe, szereg elektrochemiczny. Pomiar pH i miareczkowanie potencjometryczne mocnego kwasu mocną zasadą i słabego kwasu mocną zasadą .
 9. Procesy elektrolizy: potencjał rozkładowy, kolejność rozładowywania kationów i anionów, prawa elektrolizy. Korozja elektrochemiczna, ochrona przed korozją. Przewodnictwo elektryczne elektrolitów i wykorzystanie pomiarów przewodnictwa. Miareczkowanie konduktometryczne mocnego kwasu mocną zasadą i słabego kwasu mocną zasadą.
 10. Związki kompleksowe. Zasada działania spektrofotometru i widmo promieniowania elektromagnetycznego. Barwa związków kompleksowych. Prawo Lamberta - Beera i jego zastosowanie w kolorymetrycznej metodzie oznaczenia stężenia kompleksu jonów żelaza (III) z kwasem salicylowym.
 11. Reakcje wytrącania osadów. Iloczyn rozpuszczalności. Zadania na obliczanie rozpuszczalności i iloczynu rozpuszczalności.
 12. Związki wodoru i tlenu. Woda i hydraty. Twardość wody. Sposoby wyrażania twardości i sposoby jej usuwania.
 13. Ogólna charakterystyka niemetalu i ich związków.
 14. Ogólna charakterystyka metali grup głównych i pobocznych. Rola wybranych metali w organizmach żywych.
 15. Kinetyka chemiczna: teoria zderzeń aktywnych, szybkość reakcji, kataliza i katalizatory. Statyka chemiczna: równowaga i stała równowagi reakcji chemicznej, czynniki wpływające na stan równowagi, reguła przekory. Przykłady obliczeń szybkości reakcji i stałych równowag chemicznych. Elementy termodynamiki chemicznej: rodzaje układów, funkcje stanu (U, H, S, G) – definicje i zależności między nimi, energetyka reakcji chemicznych – określanie zmiany entalpii w trakcie przemiany, efekt energetyczny reakcji chemicznych, samorzutność reakcji chemicznych – entropia i entalpia swobodna.

Tematy ćwiczeń: (podczas zajęć w pracowni studenci indywidualnie wykonują wybrane ćwiczenia z analizy jakościowej i ilościowej oraz w zespołach dwu-, trzy-osobowych wybrane ćwiczenia z analizy instrumentalnej nieorganicznej).

1. Omówienie programu i sposobu realizacji ćwiczeń. Podstawy BHP. Wstęp do analizy jakościowej kationów - podział na grupy, odczynniki grupowe. Amfoteryczność.
2. Analiza kationów c.d. Hydroliza soli.
3. Wstęp do procesów utleniania - redukcji. Dobieranie współczynników i środowiska w reakcjach redoksi. Zapis cząsteczkowy i jonowy. Wykonanie wybranych reakcji redoks.

4. Analiza jakościowa anionów.
5. Identyfikacja soli krystalicznych.
6. Wstęp do analizy ilościowej. Podział metod analitycznych, nauka posługiwania się szkłem miarowym oraz ważenia. Wstęp do manganometrii. Zadania rachunkowe z manganometrii. Przygotowanie roztworu KMnO_4 oraz mianowanego roztworu $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.
7. C.d. manganometrii. Mianowanie KMnO_4 na kwas szczawiowy. Przygotowanie mianowanego roztworu EDTA. Oznaczanie zawartości gramowej kationów żelaza (II) w roztworze soli.
8. Kompleksometria. Zadania rachunkowe na twardość wody. Oznaczanie zawartości gramowej kationów Mg^{2+} w roztworze soli.
9. Wstęp do alkacymetrii. Przygotowanie roztworu HCl. Mianowanie roztworu HCl na boraks.
10. C. d. alkacymetrii. Zadania na pH. Krzywe miareczkowania. Wskaźniki i bufory. Oznaczanie zawartości gramowej NaOH.
11. Podstawy preparatyki nieorganicznej. Przemywanie osadów, obliczanie wydajności. Przygotowanie preparatu – pigment mineralny.
12. Pomiar pH i miareczkowanie potencjometryczne mocnego i słabego kwasu zasadą sodową.
13. Miareczkowanie konduktometryczne mocnego i słabego kwasu zasadą sodową.
14. Kolorymetryczne oznaczenie zawartości jonów żelaza (III) w roztworze soli z wykorzystaniem reakcji kompleksowania za pomocą kwasu salicylowego.
15. Kolokwium wyjściowe. Uzupelnianie zaległości. Zdanie szkła. Wpisy do indeksów.

6. Metody i pomoce dydaktyczne:

wykład: folie, wizualizer,

wyposażenie laboratorium: elektroniczne wagi techniczne i analityczne, naczynia miarowe (pipety, biurety, kolby miarowe) umożliwiające studentom indywidualne wykonywanie ćwiczeń z analizy ilościowej, cyfrowe pH –metry i konduktometry, kolorymetry KF – 77 umożliwiające studentom wykonywanie ćwiczeń instrumentalnych w zespołach dwu- , trzysobowych.

7. Forma zaliczenia przedmiotu: zaliczenie pisemne, obowiązkowe

8. Autorzy programu ramowego, Wydział/Katedra:

Ewa Rostkowska - Demner, Wydział Nauk o Żywności, Katedra Chemii

Literatura (podstawowa i uzupełniająca):

1. T.Drapała, 1997, Chemia ogólna nieorganiczna z zadaniami, Wyd. SGGW, Warszawa.
2. A. Bielański, 1999, Podstawy chemii nieorganicznej, t. 1-3, Wyd. Naukowe PWN, Warszawa (literatura uzupełniająca)
3. Praca zbiorowa, 2002 (i późniejsze), Ćwiczenia z chemii ogólnej i analitycznej, Wyd. SGGW, Warszawa.
4. Praca zbiorowa, 1998, Zadania z chemii, Wyd. SGGW, Warszawa (literatura uzupełniająca).

Informacja o przedmiocie w języku angielskim:

1. Subject name: inorganic chemistry

2. Lecture topics/practices topic: atomic structure, natural and induced radioactivity, electron configuration, hybridization, pi –bond, sigma – bond, theory of molecular orbital, chemical bond (ionic, covalent, polarized covalent, coordinate, hydrogen, metallic). Theory of acids and bases Arrheniusa, Broensteda - Lowryego and Lewisa. Reaction in water solution

(electrolytic dissociation, neutralization, precipitation, hydrolysis, oxidation – reduction). Percentage, molar, molal concentration, mole fraction, scale pH. Diffuse and osmosis. Electrochemical cell, electrolysis. Nomenclature and characteristic of basic metals and non-metals and on compounds. Elements of chemical kinetics and thermodynamics.

3. Pass conditions : written test, written exam

A handwritten signature in blue ink, appearing to read 'M. M. M.', is located in the upper right quadrant of the page.