

(pieczęć wydziału)

KARTA PRZEDMIOTU

1. Nazwa przedmiotu: Chemia ogólna		2. Kod przedmiotu:		
3. Karta przedmiotu ważna od roku akademickiego: 2012/2013				
4. Forma kształcenia: studia pierwszego stopnia				
5. Forma studiów: studia stacjonarne				
6. Kierunek studiów: BIOTECHNOLOGIA (RCH)				
7. Profil studiów: ogólnoakademicki				
8. Specjalność: BIOTECHNOLOGIA PRZEMYSŁOWA				
9. Semestr: 1				
10. Jednostka prowadząca przedmiot: Katedra Chemii Organicznej, Bioorganicznej i Biotechnologii				
11. Prowadzący przedmiot: dr inż. Anna Korytkowska-Wałach				
12. Przynależność do grupy przedmiotów: grupa przedmiotów podstawowych				
13. Status przedmiotu: obowiązkowy				
14. Język prowadzenia zajęć: polski				
15. Przedmioty wprowadzające oraz wymagania wstępne: opanowanie podstawowych wiadomości z chemii ze szkoły średniej.				
16. Cel przedmiotu: Zapoznanie z podstawowymi wiadomościami dotyczącymi budowy materii. Przystwojenie podstawowych pojęć i praw chemicznych. Otrzymywanie i właściwości podstawowych związków chemicznych. Podstawowe przemiany chemiczne.				
17. Efekty kształcenia:¹				
Nr	Opis efektu kształcenia	Metoda sprawdzenia efektu kształcenia	Forma prowadzenia zajęć	Odniesienie do efektów dla kierunku studiów
1	student posiada uporządkowaną, podbudowaną teoretycznie wiedzę ogólną obejmującą kluczowe zagadnienia z zakresu chemii ogólnej, organicznej i fizycznej	kartkówki egzamin	ćwiczenia wykład	K_W08 +++
2	ma wiedzę z zakresu podstawowych technik rozdziału związków chemicznych	egzamin	wykład	K_W25 +
3	student posiada umiejętność samokształcenia się	kartkówki egzamin	ćwiczenia wykład	K_U04 +++

¹ należy wskazać ok. 5 – 8 efektów kształcenia

4	Student zna nomenklaturę podstawowych związków organicznych i nieorganicznych	kartkówki egzamin	ćwiczenia wykład	K_U28 ++
5	rozumie potrzebę doksztalcania się i podnoszenia swoich kompetencji zawodowych i osobistych	kartkówki egzamin	ćwiczenia wykład	K_K01 ++

18. Formy zajęć dydaktycznych i ich wymiar (liczba godzin)

30 W., 15 ćw.

Treści kształcenia:

Wykład:

- Podstawowe pojęcia chemiczne i prawa chemiczne: Substancja chemiczna, mieszanina jednorodna i niejednorodna, pierwiastek, związek chemiczny. Atom i cząsteczka. Masa i rozmiary atomu. Prawo zachowania masy, prawo stosunków stałych i wielokrotnych. Budowa atomu, promieniotwórczość pierwiastków. Liczba atomowa, liczba masowa. Izotopy. Względna i bezwzględna masa atomowa. Liczba Avogadra. Mol. Prawo stosunków objętościowych Gay-Lussaca.
- Współczesne poglądy na budowę atomu. Kwantowalność energii. Dualizm korpuskularno-falowy. Fala de Broglie'a. Zasada nieoznaczoności Heisenberga. Równanie Schrödingera. Liczby kwantowe. Orbitale atomowe Zasady rozbudowy powłok.
- Układ okresowy pierwiastków. Metale. Niemetale. Podział na bloki s, p, d, f. Okresowość własności chemicznych (wartościowość względem atomu tlenu, wartościowość względem atomu wodoru, kwasowo-zasadowe tlenków) i własności fizycznych (rozmiar atomów, energia jonizacji, powinowactwo elektronowe). Konfiguracje elektronowe atomów.
- Wiązanie chemiczne (teoria wiązań walencyjnych VB). Odległość międzyjądrowa. Energia wiązania cząsteczki. Teoria wiązania jonowego i kowalencyjnego w ujęciu teorii Lewisa i Kossela. Wiązania jonowe. Elektroujemność w skali Paulinga. Energia sieci krystalicznej. Właściwości związków jonowych. Wzory strukturalne Lewisa. Reguła oktetu i wyjątki od reguły oktetu. Ładunek formalny. Struktury rezonansowe. Metoda VSEPR (reguły i przykłady wykorzystania tej metody do przewidywania kształtu cząsteczki).
- Wiązanie chemiczne w ujęciu chemii kwantowej (teoria orbitali molekularnych MO). Konfiguracje elektronowe oraz konstruowanie i obsadzanie orbitali w prostych cząsteczkach. Rząd wiązania. Przewidywania teorii dotyczące istnienia cząsteczek dwuatomowych. Hybrydyzacja orbitali atomu węgla, azotu, tlenu, boru. Wiązanie σ i π . Określanie typu hybrydyzacji w poszczególnych atomach i struktury cząsteczki.
- Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane. Polaryzowalność. Moment dipolowy. Polarność cząsteczek. Wiązania słabsze niż wiązania kowalencyjne. Oddziaływania dyspersyjne (Londona), dipol-dipol, wiązanie wodorowe. Wpływ powyższych oddziaływań na temperaturę topnienia i wrzenia oraz rozpuszczalność związków chemicznych. Porównanie temperatur wrzenia alkanów liniowych i rozgałęzionych.
- Stany skupienia materii. Gazy. Pojęcie gazu doskonałego. Podstawowe prawa gazowe: równanie gazu doskonałego, objętość molowa gazu, prawo Daltona, prawo Henry'ego. Ciecze. Napięcie powierzchniowe. Siły kapilarne. menisk wklęsły i wypukły. Pojęcie fazy. Mieszanie cieczy. Układy z ograniczoną mieszalnością. LCST i UCST. Lepkość. Ciała stałe. Substancje bezpostaciowe a krystaliczne. Temperatura topnienia. Kryształy o wiązaniu metalicznym. Kowalność i przewodnictwo elektryczne metali. Ciekłe kryształy. Faza nematyczna, smektyczna, cholesterolowa. Rozpuszczalność związków. Wykresy fazowe. Sublimacja, topnienie, parowanie, punkt potrójny, punkt krytyczny. Przewidywanie zachowania się materii w różnych zestawieniach ciśnienia i temperatury. Wykres fazowy wody. Ciecz w stanie nadkrytycznym.
- Rozdział mieszanin i roztworów. Parowanie. Wrzenie. Dyfuzja (pierwsze prawo Ficka). Osmoza. Destylacja prosta. Rektyfikacja. Destylacja z parą wodną. Sublimacja. Ekstrakcja (prawo podziału Nernsta). Dobór odpowiednich metod dla wybranych substancji.
- Prawo działania mas. Równowagi jonowe w wodnych roztworach elektrolitów. Stopień dysocjacji. Moc elektrolitów. Równowaga chemiczna. Prawo równowagi chemicznej. Stężeniowa stała równowagi. Efektywne stężenie jonów (aktywność jonów). Stała równowagi dysocjacji. Prawo rozcieńczeń Ostwalda. Dysocjacja wody.

pH, pOH. metody wyznaczania pH. Bufory. Hydroliza soli. Równowagi w roztworach trudno rozpuszczalnych soli. Iloczyn rozpuszczalności. Efekt wspólnego jonu. Efekt solny. Kwasy i zasady w ujęciu Arrheniusa, Brønsteda-Lowryego (sprzężona para kwas-zasada, pKa, pKb), Lewisa. Teoria miękkich i twardych kwasów i zasad Pearsona (przykłady miękkich i twardych kwasów). Wpływ promienia jonowego na moc kwasów i zasad.

10. Podstawy kinetyki chemicznej. Szybkość reakcji chemicznej. Teoria zderzeń aktywnych. Kompleks aktywny. Rzędowość reakcji chemicznej. Energia aktywacji. Katalizator. Wpływ temperatury na szybkość reakcji (równanie Arrheniusa).

11. Elementy termodynamiki chemicznej. Układ otwarty, zamknięty, izolowany. Energia wewnętrzna. Entalpia tworzenia. Entalpia spalania. Entalpia reakcji chemicznej. Cykl Borna-Habera. I zasada termodynamiki. Procesy egzo i endotermiczne. Entropia. II i III zasada termodynamiki. Entalpia swobodna. Wpływ zmian entropii i entalpii swobodnej na kierunek przemiany.

12. Redukcja. Utlenianie. Reakcje utleniania-redukcji (redox) Elektrochemia. Szereg napięciowy metali. Ogniwo galwaniczne. Potencjał standardowy elektrody. Siła elektromotoryczna ogniwa. Elektroliza. I prawo Faradaya. Akumulator ołowiowy. Korozja.

13. Woda i jej cechy fizyczne i chemiczne. Twardość wody. Zmiękczenie i odsalanie wody.

14. Przypomnienie zasad nomenklatury podstawowych związków nieorganicznych i organicznych. Nazewnictwo zwyczajowe wybranych związków organicznych. Podstawowe klasy związków organicznych. Izomeria strukturalna (szkieletowa, położeniowa, funkcyjna, tautomeria). Stereoizomeria (geometryczna, optyczna). Symetria cząsteczek.

Ćwiczenia:

1. Wielkości podstawowe, wielkości pochodne i ich jednostki. Przeliczanie jednostek. Cyfry znaczące i zaokrąglanie (2 h).

2. Sprawdzian z umiejętności posługiwania się kalkulatorem. Bezwzględna, względna masa atomowa i cząsteczkowa. Liczba Avogadro. Mol. Objętość molowa. Warunki normalne. Gaz doskonały, równanie stanu gazu doskonałego, równanie Clapeyrona.

Udział molowy, udział wagowy. Skład mieszanin. Stechiometria równań chemicznych. Obliczenia stechiometryczne z uwzględnieniem czystości reagentów. Stopień konwersji, wydajność reakcji. (4 h)

3. Roztwory. Stężenie procentowe i molowe. Przeliczanie stężeń. Mieszanie roztworów o różnych stężeniach.

Kontrakcja objętości. Obliczenia stechiometryczne uwzględniające stężenia roztworów i czystość reagentów (4 h)

4. Dysocjacja, elektrolity mocne i słabe, prawo rozcieńczeń Ostwalda, hydroliza, pH, pKa, wskaźniki i przykłady, reakcje zobojętniania, iloczyn jonowy wody, rozpuszczalność, iloczyn rozpuszczalności, bufory. (4h)

5. Struktury Lewisa (1h)

20. Egzamin: tak

21. Literatura podstawowa:

[1] L. Jones, P. Atkins, Chemia Ogólna: cząsteczki, materia, reakcje. Wydaw. Naukowe PWN, 2006

[2] L. Pajdowski, Chemia Ogólna, Wydaw. Naukowe PWN, 2002 [3] A. Bielański, Podstawy chemii nieorganicznej, t. 1

22. Literatura uzupełniająca:

[1] K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, Nowoczesne Kompendium Chemii, Wydaw. Naukowe PWN, 2007

[2] W. Kołos, Elementy chemii kwantowej sposobem niematematycznym wyłożone, Państwowe Wydaw. Naukowe, 1984

23. Nakład pracy studenta potrzebny do osiągnięcia efektów kształcenia

Lp.	Forma zajęć	Liczba godzin kontaktowych / pracy studenta
1	Wykład	30/30
2	Ćwiczenia	15/30
3	Laboratorium	
4	Projekt	/
5	Seminarium	/
6	Inne (konsultacje, egzamin)	15/-
	Suma godzin	60/60

24. Suma wszystkich godzin: 60/60(120)**25. Liczba punktów ECTS: 4****26. Liczba punktów ECTS uzyskanych na zajęciach z bezpośrednim udziałem nauczyciela akademickiego 2****27. Liczba punktów ECTS uzyskanych na zajęciach o charakterze praktycznym (laboratoria, projekty) 0****26. Uwagi:**

Zatwierdzono:

.....
(data i podpis prowadzącego).....
(data i podpis dyrektora instytutu/kierownika katedry/
Dyrektora Kolegium Języków Obcych/kierownika lub
dyrektora jednostki międzywydziałowej)