



KARTA OPISU PRZEDMIOTU - SYLABUS

Nazwa przedmiotu

Chemia ogólna i nieorganiczna [S1IFar2>COiN1]

Przedmiot

Kierunek studiów

Inżynieria farmaceutyczna

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

45

Laboratorium

0

Inne

0

Ćwiczenia

15

Projekty/seminaria

0

Liczba punktów ECTS

5,00

Koordynatorzy

dr inż. Andrzej Szymański

andrzej.szymanski@put.poznan.pl

Wykładowcy

Wymagania wstępne

Wiedza: Student: W1) Ma teoretyczną wiedzę na poziomie szkoły średniej z zakresu chemii ogólnej i nieorganicznej, a w szczególności: zna podstawowe prawa, pojęcia i wielkości chemiczne, a także nazwy i symbole pierwiastków chemicznych W2) Ma wiedzę na poziomie szkoły średniej z zakresu fizyki, a szczególnie zna podstawy budowy materii i identyfikuje elementy składowe jądra atomowego oraz atomu W3) Ma wiedzę na poziomie szkoły średniej z matematyki, a szczególnie o budowaniu proporcji i wykorzystywaniu ich w prostych obliczeniach Umiejętności: Student: U1) Pisze wzory sumaryczne prostych związków nieorganicznych U2) Pisze proste reakcje chemiczne z udziałem reagentów nieorganicznych U3) Wykonuje podstawowe obliczenia chemiczne, a w szczególności: potrafi liczyć i wzajemnie przeliczać procentowe i molowe stężenia roztworów; potrafi wykonać inne obliczenia oparte na umiejętności układania proporcji (procentowy skład związku chemicznego, czystość i stopień przereagowania substratów, wydajność produktów reakcji) Kompetencje społeczne: Student: K1) Jest zdeterminowany do zdobywania wiedzy z zakresu chemii, jako przedmiotu ścisłego, będącego podstawą gruntownego wykształcenia w wielu zawodach inżynierskich K2) Wykazuje zainteresowanie sposobami realizowania w skali przemysłowej użytecznych procesów chemicznych

Cel przedmiotu

Pokazanie chemii jako nauki w stałym, dynamicznym rozwoju. Przypomnienie i uporządkowanie zagadnień obliczeniowych z zakresu stężeń roztworów i stechiometrii oraz kinetyki i termodynamiki reakcji chemicznych. Poszerzenie wiedzy z chemii ogólnej i nieorganicznej oraz jej usystematyzowanie w oparciu o typy reakcji, przemian i równowag chemicznych oraz prawo okresowości. Pokazanie zależności między właściwościami związków a rodzajem wiązań chemicznych w ich cząsteczkach. Nabycie wiedzy i umiejętności praktycznych, związanych z pracą w laboratorium chemicznym. Zapoznanie z zasadami bezpiecznej pracy w laboratorium. Zapoznanie z organizacją pracy laboratoryjnej i podstawowymi technikami pracy stosowanymi w laboratorium chemicznym.

Przedmiotowe efekty uczenia się

Wiedza:

1. Ma rozszerzoną wiedzę o budowie materii; identyfikuje składniki materii oraz charakteryzuje oddziaływania między nimi; zna budowę atomów i genezę ich powstania; definiuje i objaśnia prawa rządzące oddziaływaniami składników materii zarówno na poziomie wewnątrzjądrowym jak i atomowym. [K_W3, K_W4]
2. Wskazuje właściwości pierwiastków wynikające z konfiguracji elektronowej ich atomów i położenia w układzie okresowym, a zwłaszcza zna i tłumaczy zależność pomiędzy konfiguracją elektronową atomów a reaktywnością pierwiastków. [K_W4]
3. Zna zasady bezpieczeństwa i higieny pracy w laboratorium chemicznym, a szczególnie zasadę dbania o porządek w miejscu pracy; zna podstawowe zasady pierwszej pomocy w razie nieszczęśliwych wypadków i zdarzeń. [K_W27]
4. Wymienia i charakteryzuje podstawowe techniki pracy laboratoryjnej. [K_W4, K_W21]
5. Wie jak zaplanować i przeprowadzić prosty eksperyment chemiczny oraz jak przeanalizować, opracować i opisać jego wyniki. [K_W4]

Umiejętności:

1. Analizuje i interpretuje treści zadań obliczeniowych oraz wykonuje obliczenia chemiczne (głównie z przeliczania stężeń, stechiometrii oraz kinetyki i termodynamiki reakcji chemicznych). [K_U2]
2. Posługuje się układem okresowym pierwiastków i potrafi wykorzystywać go jako podstawowe źródło informacji o właściwościach fizykochemicznych pierwiastków oraz ich związków. [K_U2]
3. Posługuje się aktualną nomenklaturą związków nieorganicznych, a zwłaszcza potrafi połączyć prawidłową nazwę związku z jego poprawnym wzorem sumarycznym (stechiometrycznym), który potrafi prawidłowo zapisać, a na tej podstawie sporządzić jego wzór strukturalny. [K_U3]
4. Zapisuje i poprawnie bilansuje reakcje chemiczne pomiędzy reagentami nieorganicznymi (także z udziałem prostych związków organicznych); przewiduje kierunek przebiegu reakcji chemicznych dowolnego typu (w tym reakcji utleniania i redukcji) oraz umie scharakteryzować ilościowo ustalający się stan równowagi reakcji (potrafi obliczać stałą równowagi reakcji chemicznej). [K_U2]
5. Potrafi zorganizować własną pracę w laboratorium chemicznym; poprawnie stosuje techniki pracy laboratoryjnej; prawidłowo posługuje się sprzętem laboratoryjnym i właściwie interpretuje uzyskane wyniki; wdraża praktycznie zasady bezpiecznej pracy w laboratorium chemicznym. [K_U12, K_U22, K_U24]

Kompetencje społeczne:

1. Ma świadomość ciągłego, szybkiego powiększania się wiedzy z zakresu chemii nieorganicznej, a na tym tle - poziomu swojej wiedzy z tej dziedziny, co wywołuje u niego zdeterminowanie i aktywną postawę w dalszym studiowaniu oraz przyswajaniu nowej wiedzy z własnej inicjatywy. [K_K1]
2. Jest świadomy, że wiedza z zakresu chemii nieorganicznej jest szeroko stosowana w przemyśle i gospodarce; rozumie więc i liczy się z koniecznością praktycznego wykorzystywania w przyszłości zdobytej wiedzy i umiejętności; ma świadomość związanej z tym odpowiedzialności. [K_K1, K_K3]

Metody weryfikacji efektów uczenia się i kryteria oceny

Efekty uczenia się przedstawione wyżej weryfikowane są w następujący sposób:

Wykład: końcowa weryfikacja efektów uczenia się odbywa się w formie egzaminu stacjonarnego lub zdalnego (w zależności od sposobu prowadzenia zajęć). Test powinien zawierać około 40-50 pytań, zamkniętych jak i otwartych. Próg zaliczenia testu końcowego: 50% całkowitej liczby punktów. Na podstawie ilości uzyskanych punktów wystawiana jest ocena końcowa, według skali ocen obowiązującej w Politechnice Poznańskiej.

Laboratorium: prowadzący zajęcia laboratoryjne kontroluje na bieżąco teoretyczne przygotowanie studentów do wykonania przewidzianego planem ćwiczenia. Kontrola odbywa się poprzez odpytywanie i/lub w formie pisemnych sprawdzianów. Prowadzący obserwuje i ocenia zachowanie się studentów w laboratorium, w tym umiejętność organizowania sobie pracy laboratoryjnej oraz umiejętności manualne podczas wykonywania przewidzianych planem ćwiczeń. Ocenie podlegają sprawozdania pisemne z wykonanych ćwiczeń. Końcowa ocena z zajęć laboratoryjnych jest wypadkową wymienionych wyżej trzech części składowych - wartościowana jest według skali ocen obowiązującej w Politechnice Poznańskiej. Jeżeli zajęcia prowadzone są w formie zdalnej, to w ramach wykonywanych sprawozdań, prowadzący zadaje studentom dodatkowe problemy do opracowania, nawiązujące do zagadnień praktyki laboratoryjnej, oceniając sposób ich opisu i interpretacji.

Treści programowe

Program obejmuje następujące zagadnienia:

1. Obliczenia chemiczne i sposoby wyrażania stężeń.
2. Budowa materii.
3. Wiązania chemiczne.
4. Termodynamika i kinetyka reakcji.
5. Kwasy i zasady.
6. Osady.
7. Związki kompleksowe. kompleksowania.
8. Reakcje utleniania i redukcji.
9. Strącanie i ekstrakcja.

Tematyka zajęć

Wykład:

1. Obliczenia chemiczne. Sposoby wyrażania stężeń. Stężenie procentowe. Mol i stężenie molowe. Gramorównoważnik i stężenie normalne. Przeliczanie stężeń. Obliczenia stechiometryczne.
2. Budowa materii. Wielki wybuch. Nukleony i pierwotna nukleosynteza. Izotopy. Procesy chemiczne w gwiazdach. Sztuczne reakcje jądrowe. Rozpowszechnienie pierwiastków. Atom. Liczby kwantowe. Konfiguracje elektronowe pierwiastków. Układ okresowy i okresowość właściwości pierwiastków.
3. Wiązania chemiczne. Elektroujemność. Wiązanie jonowe (cykl Habera-Borna). Wiązanie atomowe (struktury Lewisa). Moment dipolowy - polaryzacja wiązania atomowego. Wiązanie atomowe-koordynacyjne. Wiązanie metaliczne. Siły van der Waalsa. Wiązanie wodorowe. Wiązania chemiczne a właściwości związków.
4. Termodynamika i kinetyka reakcji. Efekt cieplny reakcji. Entropia i entalpia. Energia Gibbsa. Wpływ temperatury i ciśnienia na termodynamikę reakcji. Właściwości gazów i ich mieszanin. Termodynamika cieczy, potencjał chemiczny, roztwory nieelektrolitów, równowagi gaz-ciecz i ciecz-ciało stałe (wykresy fazowe). Termodynamika ciała stałego. Kinetyka reakcji. Reakcje I i II rzędu, reakcje jedno- i dwucząsteczkowe. Teoria kompleksu aktywnego, równania Arrheniusa i Eyringa. Reakcje odwracalne, równoległe i następne. Reakcje łańcuchowe. Reakcje spalania i wybuchowe. Reakcje fotochemiczne. Kataliza hetero- i homogeniczna - katalizatory.
5. Kwasy i zasady. Dysocjacja elektrolityczna. Elektrolity mocne i słabe. Stężenie a aktywność - współczynniki aktywności. Teorie kwasów i zasad. Moc kwasów i zasad. Iloczyn jonowy wody i skala pH. Roztwory buforowe. Amfolity. Alkacymetria. Odczyn roztworów wodnych kwasów, zasad i soli. Hydroliza. Pomiar pH.
6. Osady. Budowa związków a ich rozpuszczalność. Iloczyn rozpuszczalności. Rozpuszczalność. Czynniki wpływające na rozpuszczalność - efekt wspólnego jonu; efekt wysalania i kompleksowanie. Wpływ pH na rozpuszczanie i selektywne wytrącanie osadów. Twardość wody i sposoby jej usuwania.
7. Związki kompleksowe. Budowa (struktura). Stopniowe tworzenie kompleksów - inwersja ładunku. Równowagi w roztworach związków kompleksowych. Wpływ pH na reakcje kompleksowania. Rozpuszczalność osadów a tworzenie kompleksów. Akwakompleksy - kationy metali jako kwasy. Hydroksokompleksy - amfoteryczność wodorotlenków.
8. Reakcje utleniania i redukcji. Pojęcia podstawowe. Reakcje połówkowe, stała równowagi reakcji redoks, równanie Nernsta, potencjał normalny układu redoks, bilansowanie reakcji redoks. Wpływ pH na reakcje redoks. Wykresy potencjał-pH (diagramy Pourbaix). Wyznaczanie kierunku reakcji na podstawie wykresów potencjał-pH. Zakres termodynamicznej trwałości wody. Silne utleniacze i reduktory w roztworach wodnych. Chemiczne właściwości żelaza (wykres potencjał-pH). Korozja żelaza.

Laboratorium:

1. Weryfikacja dokładności pipet laboratoryjnych.
2. Skala pH
3. Reakcje w układzie kwas-zasada
4. Odczyn roztworów wodnych soli
5. Roztwory buforowe
6. Reakcje kompleksowania (stopniowe tworzenie kompleksów, roztwór buforowy związku kompleksowego; właściwości związków kompleksowych: kompleksy a kwasowość, trwałość związków kompleksowych)
7. Reakcje utleniania i redukcji (redukcja metalami, jon wodorowy jako utleniacz, moc utleniaczy i reduktorów, wpływ temperatury na reakcje redoks, wpływ pH na reakcje redoks, reakcje dysproporcjonowania)
8. Rozdział przez strącanie
9. Rozdział przez ekstrakcję

Metody dydaktyczne

Wykład: oparty na prezentacjach multimedialnych zawierających odpowiednie przykłady; jako uzupełnienie dodatkowe przykłady z objaśnieniami, wynikające z bieżącego zainteresowania studentów. Laboratorium: zajęcia mają charakter praktyczny - zgodnie z załączoną instrukcją studenci samodzielnie wykonują ćwiczenia zawarte w planie zajęć. Prowadzący zajęcia osobiście pokazuje studentom sposób wykonania czynności i operacji które pojawiają się po raz pierwszy w ich praktyce laboratoryjnej. Przez cały czas trwania zajęć prowadzący kontroluje sposób zachowania się studenta w laboratorium i sposób wykonywania przez niego poszczególnych zadań. Natychmiast zwraca uwagę na popełnione nieprawidłowości i koryguje je. Studenci zobowiązani są do prowadzenia notatek, na podstawie których przygotowują sprawozdania z wykonanych ćwiczeń laboratoryjnych. W przypadku prowadzenia zajęć laboratoryjnych zdalnie, szczególnego znaczenia nabiera prezentowanie studentom filmów dotyczących zagadnień praktyki laboratoryjnej i ich szczegółowe omawianie.

Literatura

Podstawowa:

1. A. Bielański, Podstawy chemii nieorganicznej, t.1-3, PWN, Warszawa 2005
2. L. Jones, P. Atkins, Chemia ogólna. Częsteczki, materia, reakcje, tom 1 i 2, PWN, Warszawa 2009
3. L. Kolditz, Chemia nieorganiczna, PWN, Warszawa 1994
4. J.D. Lee, Zwięzła chemia nieorganiczna, PWN, Warszawa 1999
5. J. Minczewski, Z. Marczenko, Chemia analityczna-tom I-Podstawy teoretyczne i analiza jakościowa, PWN, 2010
6. K. M. Pazdro, Zbiór zadań z chemii, Oficyna Edukacyjna, 2007
7. L. Pajdowski, Chemia ogólna, PWN, Warszawa 1992

Uzupełniająca:

1. A. Ciszewski, M. Baraniak, Aktywność chemiczna i elektrochemiczna pierwiastków w środowisku wody, Wydawnictwo PP, Poznań 2006
2. F.A. Cotton, G. Wilkinson, C. Murillo, M. Bochmann, Chemia nieorganiczna. Podstawy, PWN, Warszawa 1995
3. G. Charlot, Analiza nieorganiczna jakościowa, PWN, Warszawa 1976
4. M.J. Sienko, R.A. Plane, Chemia. Podstawy i zastosowania, WNT, Warszawa 2002
5. F. Domka, J. Jasiczak, Analiza jakościowa, Wydawnictwo AE, Poznań 2004

Bilans nakładu pracy przeciętnego studenta

	Godzin	ECTS
Łączny nakład pracy	128	5,00
Zajęcia wymagające bezpośredniego kontaktu z nauczycielem	64	3,00
Praca własna studenta (studia literaturowe, przygotowanie do zajęć laboratoryjnych/ćwiczeń, przygotowanie do kolokwium/egzaminu, wykonanie projektu)	64	2,00