



## KARTA OPISU PRZEDMIOTU - SYLABUS

Nazwa przedmiotu

Chemia ogólna i nieorganiczna

### Przedmiot

Kierunek studiów

Rok/semestr

Technologie Ochrony Środowiska

I/1

Studia w zakresie (specjalność)

Profil studiów

-

ogólnoakademicki

Poziom studiów

Język oferowanego przedmiotu

pierwszego stopnia

polski

Forma studiów

Wymagalność

stacjonarne

obligatoryjny

### Liczba godzin

Wykład

Laboratoria

Inne (np. online)

45

0

0

Ćwiczenia

Projekty/seminaria

30

0

**Liczba punktów ECTS**

5

### Wykładowcy

Odpowiedzialny za przedmiot/wykładowca:

Odpowiedzialny za przedmiot/wykładowca:

dr inż. Andrzej Szymański

e-mail: Andrzej.Szymanski@put.poznan.pl

Wydział Technologii Chemicznej

ul. Berdychowo 4, 60-965 Poznań

tel.: (61) 665 2806

### 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 wrażliwość na problemy ochrony środowiska, w tym głównie na problemy minimalizacji zanieczyszczenia środowiska substancjami chemicznymi

### Cel przedmiotu

Pokazanie chemii jako nauki w stałym, dynamicznym rozwoju. Poszerzenie i ugruntowanie umiejętności wykonywania obliczeń z zakresu stężeń roztworów i stechiometrii oraz podstawowych obliczeń termodynamicznych. Poszerzenie wiedzy z chemii ogólnej i nieorganicznej oraz jej usystematyzowanie w oparciu o typy reakcji chemicznych i prawo okresowości. Pokazanie zależności między właściwościami związków a rodzajem wiązań chemicznych w ich cząsteczkach. Usystematyzowanie wiedzy teoretycznej z zakresu chemizmu i efektów towarzyszących reakcjom charakterystycznym kationów i anionów. Poznanie chemizmu głównych procesów nieorganicznych o znaczeniu technologicznym. Zapoznanie z globalnymi efektami środowiskowymi.

### Przedmiotowe efekty uczenia się

Wiedza

1. Student 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



rzządzące oddziaływaniami składników materii zarówno na poziomie wewnątrzjądrowym jak i atomowym (K\_W02)

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\_W07)

3. Wymienia reakcje z udziałem związków nieorganicznych, o dużym, praktycznym znaczeniu przemysłowym. Opisuje, objaśnia i charakteryzuje ich chemizm (sposób przebiegu i towarzyszące im efekty) (K\_W06, K\_W07)

4. Wymienia i opisuje najważniejsze szkodliwe efekty oddziaływania na środowisko naturalne niektórych pierwiastków oraz związków nieorganicznych, a także identyfikuje najważniejsze źródła, z których emitowane są one do środowiska (K\_W05, K\_W07)

#### Umiejętności

1. Student analizuje i interpretuje treści zadań obliczeniowych oraz wykonuje obliczenia chemiczne (głównie z zakresu przeliczania stężeń, stechiometrii oraz podstaw termodynamiki reakcji chemicznych) (K\_U01, K\_U07)

2. Posługuje się układem okresowym pierwiastków i potrafi wykorzystywać go jako podstawowe źródło informacji o właściwościach fizykochemicznych pierwiastków oraz ich związków (K\_U01)

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\_U01)

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\_U01, K\_U07)

#### Kompetencje społeczne

1. Student 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\_K01)

2. Jest świadomy, że wiedza z zakresu chemii nieorganicznej jest szeroko stosowana w przemyśle i gospodarce; rozumie w związku z tym i liczy się z koniecznością praktycznego wykorzystywania w przyszłości zdobytej wiedzy i umiejętności; ma świadomość związanej z tym odpowiedzialności (K\_K02, K\_K06)

#### Metody weryfikacji efektów uczenia się i kryteria oceny

Efekty uczenia się przedstawione wyżej weryfikowane są w następujący sposób:

Wykład: końcowe kolokwium zaliczeniowe, składające się z 15-20 pytań o różnym stopniu trudności



(różnie punktowanych) - próg zaliczenia: 50% punktów. Na podstawie ilości uzyskanych punktów wystawiana jest ocena końcowa z wykładu, według skali ocen obowiązującej w Politechnice Poznańskiej.

Ćwiczenia: po zakończeniu określonej partii materiału, prowadzący ćwiczenia organizuje, w z góry ustalonych terminach, dwa kolokwia zaliczeniowe, złożone z różnie punktowanych pytań. Obydwa kolokwia muszą być zakończone pozytywnie, czyli zdobyciem co najmniej 50% punktów. Na podstawie sumy punktów z obydwu kolokwiów wystawiana jest ocena końcowa z ćwiczeń, według skali ocen obowiązującej w Politechnice Poznańskiej.

### Treści programowe

Wykład:

1. Podstawy obliczeń chemicznych. 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. Pozajądrowa budowa atomu. Liczby kwantowe. Konfiguracje elektronowe atomów. Układ okresowy pierwiastków i okresowość zmian właściwości fizykochemicznych.
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 chemicznych. Efekty cieplne reakcji. Entropia i entalpia. Energia Gibbsa. Wpływ temperatury i ciśnienia na termodynamikę reakcji. Kinetyka reakcji. Katalizatory.
5. Kwasy i zasady. Dysocjacja elektrolityczna. Elektrolity mocne i słabe. Stężenie a aktywność – współczynniki aktywności. Teorie kwasów i zasad. Iloczyn jonowy wody i skala pH. Moc kwasów i zasad. Roztwory buforowe. Amfolyty. Reakcje w układzie kwas-zasada – alkacymetria. Odczyn roztworów wodnych kwasów, zasad i soli. Hydroliza. Pomiar pH.
6. Osady. Budowa związków a rozpuszczalność (energia sieci krystalicznej a energia hydratacji jonów). Iloczyn rozpuszczalności. Rozpuszczalność. Efekt wspólnego jonu. Efekt solny. Wpływ pH na rozpuszczalność osadów - selektywne wytrącanie osadów. Wykorzystanie zmian pH w preparatyce związków nieorganicznych. Twardość wody i sposoby jej usuwania.
7. Reakcje tworzenia kompleksów. Budowa związków kompleksowych. Stopniowe tworzenie kompleksów w roztworze – inwersja ładunku podczas tworzenia związku kompleksowego. 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 utleniania i redukcji, równanie Nernsta, potencjał normalny układu redoks, bilansowanie reakcji utleniania i redukcji. Wpływ pH na reakcje utleniania i redukcji. Wykresy potencjał-pH (wykresy Pourbaix). Wyznaczanie kierunku reakcji na podstawie wykresów Pourbaix. Zakres termodynamicznej trwałości wody. Silne utleniacze i reduktory w roztworach wodnych. Omówienie chemicznych właściwości żelaza na podstawie wykresu potencjał-pH. Korozja żelaza.
9. Analiza jakościowa pierwiastków. Podział anionów i kationów na grupy analityczne – odczynniki grupowe. Reakcje charakterystyczne wybranych kationów i anionów.
10. Przegląd pierwiastków i ich związków. Ogólna charakterystyka pierwiastków bloków s, p, d oraz f. Niemetale i ich związki. Wodór. Tlen. Chlor i fluorowce. Siarka. Azot. Fosfor. Krzemiany. Glinokrzemiany. Metale. Tlenki, wodorotlenki i siarczki metali. Omówienie wykresów potencjał-pH dla metali. Otrzymywanie najważniejszych metali. Związki metaloorganiczne. Zastosowania technologiczne i gospodarcze najważniejszych związków nieorganicznych.
11. Związki nieorganiczne a środowisko naturalne. Emisja zanieczyszczeń do atmosfery. Kwaśne deszcze. Efekt cieplarniany. Ozon i dziura ozonowa. Zanieczyszczenia wody i gleby metalami ciężkimi.

#### Ćwiczenia:

1. Układ okresowy pierwiastków (nazwy i symbole pierwiastków, pisanie konfiguracji elektronowych, pisanie wzorów sumarycznych i strukturalnych związków chemicznych, nomenklatura związków chemicznych);
2. Przeliczanie stężeń (rodzaje stężeń, stężenie procentowe i molowe, przeliczenia z wykorzystaniem gęstości roztworu i masy molowej/cząsteczkowej);
3. Obliczenia stechiometryczne (wzór sumaryczny i skład procentowy związku, wydajność produktu, czystość substratu, pisanie reakcji chemicznych);
4. Roztwory elektrolitów (pisanie reakcji dysocjacji elektrolitycznej i hydrolizy, reakcje kationów jako kwasów (akwakompleksy) i anionów jako zasad, woda jako rozpuszczalnik – iloczyn jonowy wody i skala pH, obliczanie pH roztworów wodnych kwasów, zasad, soli i roztworów buforowych, stała i stopień dysocjacji);
5. Obliczanie wielkości termodynamicznych i kinetycznych z wykorzystaniem ciepła reakcji (entalpia, entropia, potencjał termodynamiczny, stała równowagi i stała szybkości reakcji);
6. Osady (zależność pomiędzy iloczynem rozpuszczalności i rozpuszczalnością – obliczanie rozpuszczalności związku oraz rozpuszczalności kationu i anionu);
7. Związki kompleksowe (budowa – umiejętność pisania wzorów stechiometrycznych kompleksów, nomenklatura związków kompleksowych, obliczanie równowag w roztworach związków kompleksowych – stała trwałości i stała nietrwałości kompleksów);



8. Reakcje utleniania i redukcji (bilansowanie reakcji redoks, przewidywanie kierunku reakcji redoks na podstawie wartości potencjałów utleniająco-redukujących, diagramy Latimera, diagramy Frosta, rysowanie wykresów korozyjnych Pourbaix i omawianie na ich podstawie właściwości pierwiastków.

### Metody dydaktyczne

Wykład: realizowany w oparciu o prezentacje multimedialne zawierające odpowiednie przykłady; jako uzupełnienie przedstawianie przykładów dodatkowych na tablicy, z odpowiednimi objaśnieniami.

Ćwiczenia: krótkie prezentacje multimedialne z podstawami teoretycznymi przerabianego zagadnienia; przykładowe obliczenia wykonywane na tablicy przez prowadzącego; praktyczne ćwiczenia tablicowe - studenci rozwiązują na tablicy problemy lub zadania wskazane przez prowadzącego (sposób rozwiązania jest na bieżąco komentowany i interpretowany przez studentów z ewentualną pomocą prowadzącego).

### Literatura

#### Podstawowa

1. A. Bielański, Podstawy chemii nieorganicznej, t.1-3, PWN, Warszawa 2005
2. L. Jones, P. Atkins, Chemia ogólna. Częsteczeki, 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. F. Domka, J. Jasiczak, Analiza jakościowa, Wydawnictwo AE, Poznań 2004
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. W. Ufnalski, Podstawy obliczeń chemicznych z programami komputerowymi, WNT, W-wa 1999
6. G.W. van Loon, S. J. Duffy, Chemia środowiska, PWN, Warszawa 2008



**Bilans nakładu pracy przeciętnego studenta**

	Godzin	ECTS
Łączny nakład pracy	140	5,0
Zajęcia wymagające bezpośredniego kontaktu z nauczycielem	84	3,0
Praca własna studenta (studia literaturowe - przygotowanie do wykładów, przygotowanie do ćwiczeń, przygotowanie do kolokwium/zaliczenia wykładu) <sup>1</sup>	56	2,0

<sup>1</sup> niepotrzebne skreślić lub dopisać inne czynności