

**AGH**AGH UNIVERSITY OF SCIENCE
AND TECHNOLOGY

Nazwa modułu zajęć:	Chemia				
Rok akademicki:	2019/2020	Kod:	GIGR-1-102-n	Punkty ECTS:	6
Wydział:	Górnictwa i Geoinżynierii				
Kierunek:	Inżynieria Górnicza	Specjalność:	—		
Poziom studiów:	Studia I stopnia	Forma studiów:	Niestacjonarne		
Język wykładowy:	Polski	Profil:	Ogólnoakademicki (A)	Semestr:	1
Strona www:	—				
Prowadzący moduł:	dr Młynarczykowska Anna (mindziu@agh.edu.pl)				

Treści programowe zapewniające uzyskanie efektów uczenia się dla modułu zajęć

Moduł wprowadzający i niezbędny poznania podstaw do chemii nieorganicznej oraz wybranych zagadnień chemii organicznej i fizycznej. Omawiane w oparciu o konkretne przykłady zagadnienia umożliwiają zrozumienie podstaw chemii.

Opis efektów uczenia się dla modułu zajęć

Kod MEU	Student, który zaliczył moduł zajęć zna i rozumie/potrafi/jest gotów do	Powiązania z KEU	Sposób weryfikacji i oceny efektów uczenia się osiągniętych przez studenta w ramach poszczególnych form zajęć i dla całego modułu zajęć
Wiedza: zna i rozumie			
M_W001	Student zna i rozumie podstawowe pojęcia i prawa chemiczne.	IGR1A_W01, IGR1A_W02	Wykonanie ćwiczeń laboratoryjnych, Wykonanie ćwiczeń, Sprawozdanie, Kolokwium, Egzamin, Aktywność na zajęciach
M_W002	Student zna budowę elektronową atomu oraz naturę wiązań chemicznych w cząsteczkach	IGR1A_W01, IGR1A_W02	Sprawozdanie, Kolokwium, Egzamin, Aktywność na zajęciach
M_W003	Student zna elementy termodynamiki chemicznej.	IGR1A_W01	Wykonanie ćwiczeń, Kolokwium, Egzamin, Aktywność na zajęciach
M_W004	Student zna podstawy teorii roztworów wodnych oraz reakcje w nich zachodzące. Student dysponuje wiedzą dotyczącą reakcji elektrochemicznych oraz ich praktycznego wykorzystania.	IGR1A_W01, IGR1A_W02	Wykonanie ćwiczeń laboratoryjnych, Wykonanie ćwiczeń

Umiejętności: potrafi			
M_U001	Student umie sformułować definicje podstawowych pojęć i praw chemicznych, potrafi napisać wzory sumaryczne związków chemicznych oraz uzgodnić równania reakcji.	IGR1A_U02	Wykonanie ćwiczeń laboratoryjnych, Wykonanie ćwiczeń, Sprawozdanie, Kolokwium, Egzamin, Aktywność na zajęciach
M_U002	Student potrafi scharakteryzować stany skupienia materii, wykazać podobieństwa i różnice między nimi.	IGR1A_U02	Wykonanie ćwiczeń laboratoryjnych, Wykonanie ćwiczeń, Kolokwium, Egzamin, Aktywność na zajęciach
Kompetencje społeczne: jest gotów do			
M_K001	Student potrafi kierować małym zespołem, przyjmując odpowiedzialność na efekty jego pracy.	IGR1A_K03, IGR1A_K02, IGR1A_K01, IGR1A_K04	Wykonanie ćwiczeń laboratoryjnych, Udział w dyskusji, Sprawozdanie, Aktywność na zajęciach

Liczba godzin zajęć w ramach poszczególnych form zajęć

Suma	Forma zajęć dydaktycznych										
	Wykład	Ćwiczenia audytoryjne	Ćwiczenia laboratoryjne	Ćwiczenia projektowe	Konwersatorium	Zajęcia seminaryjne	Zajęcia praktyczne	Zajęcia terenowe	Zajęcia warsztatowe	Prace kontrolne i przejściowe	Lektorat
45	21	12	12	0	0	0	0	0	0	0	0

Matryca kierunkowych efektów uczenia się w odniesieniu do form zajęć i sposobu zaliczenia, które pozwalają na ich uzyskanie

Kod MEU	Student, który zaliczył moduł zajęć zna i rozumie/potrafi/jest gotów do	Forma zajęć dydaktycznych										
		Wykład	Ćwiczenia audytoryjne	Ćwiczenia laboratoryjne	Ćwiczenia projektowe	Konwersatorium	Zajęcia seminaryjne	Zajęcia praktyczne	Zajęcia terenowe	Zajęcia warsztatowe	Prace kontrolne i przejściowe	Lektorat
Wiedza: zna i rozumie												
M_W001	Student zna i rozumie podstawowe pojęcia i prawa chemiczne.	+	-	+	-	-	-	-	-	-	-	-
M_W002	Student zna budowę elektronową atomu oraz naturę wiązań chemicznych w cząsteczkach	+	+	+	-	-	-	-	-	-	-	-
M_W003	Student zna elementy termodynamiki chemicznej.	+	+	+	-	-	-	-	-	-	-	-

M_W004	Student zna podstawy teorii roztworów wodnych oraz reakcje w nich zachodzące. Student dysponuje wiedzą dotyczącą reakcji elektrochemicznych oraz ich praktycznego wykorzystania.	+	+	+	-	-	-	-	-	-	-	-
Umiejętności: potrafi												
M_U001	Student umie sformułować definicje podstawowych pojęć i praw chemicznych, potrafi napisać wzory sumaryczne związków chemicznych oraz uzgodnić równania reakcji.	+	+	+	-	-	-	-	-	-	-	-
M_U002	Student potrafi scharakteryzować stany skupienia materii, wykazać podobieństwa i różnice między nimi.	+	+	+	-	-	-	-	-	-	-	-
Kompetencje społeczne: jest gotów do												
M_K001	Student potrafi kierować małym zespołem, przyjmując odpowiedzialność na efekty jego pracy.	+	+	+	-	-	-	-	-	-	-	-

Nakład pracy studenta (bilans punktów ECTS)

Forma aktywności studenta	Obciążenie studenta
Udział w zajęciach dydaktycznych/praktyka	45 godz
Przygotowanie do zajęć	20 godz
przygotowanie projektu, prezentacji, pracy pisemnej, sprawozdania	15 godz
Samodzielne studiowanie tematyki zajęć	69 godz
Egzamin lub kolokwium zaliczeniowe	1 godz
Dodatkowe godziny kontaktowe	1 godz
Sumaryczne obciążenie pracą studenta	151 godz
Punkty ECTS za moduł	6 ECTS

Pozostałe informacje

Szczegółowe treści kształcenia w ramach poszczególnych form zajęć (szczegółowy program wykładów i pozostałych zajęć)

Wykład

Podstawowe prawa w chemii i pojęcia

Prawo zachowania materii, prawo stosunków stałych, prawo stosunków wielokrotnych, prawo objętościowe Gay-Lussaca. Elektron – ładunek elementarny, liczba atomowa, liczba masowa, względna masa atomowa i cząsteczkowa. Liczba Avogadro- objętość

molowa gazu. Bezwzględna masa atomu i cząsteczki.

Budowa jądra atomowego

Składniki jądra. Energia wiązania nukleonów w jądrze, trwałość jąder atomowych. Samorzutne przemiany jądrowe. Szybkość rozpadu promieniotwórczego, okres połowicznego rozpadu. Szeregi promieniotwórcze. Proste reakcje jądrowe.

Struktura elektronowa atomu

Dwoista natura elektronów. Zasada nieoznaczoności Heisenberga. Gęstość prawdopodobieństwa znalezienia elektronów. Amplituda fali de Broglie'a. Równanie Schrodingera- funkcje falowe. Liczby kwantowe, orbital, spinorbital. Orbitale atomu wodoru i atomów wieloelektrodowych – zasady obsadzania poziomów elektronowych (reguła Paulinga, zasada energetycznego zajmowania poziomów, reguła Hunda). Widma emisyjne i absorpcyjne dla atomu wodoru. Potencjał jonizacji.

Budowa cząsteczki

Rodzaje wiązań chemicznych – homopolarne, heteropolarne, metaliczne. Hipoteza Lewisa i Kossela. Parametry charakteryzujące wiązanie: energia, długość wiązania, rodzaj wiązania, kąt wiązania, kształt cząsteczki i metody ich określania. Hybrydyzacja orbitali i warunki tworzenia orbitali cząsteczkowych.

Układ okresowy pierwiastków

Klasyfikacja pierwiastków s-, p- i d-elektronowych oraz ich właściwości fizyczne i chemiczne.

Charakterystyka stanu gazowego

Gaz doskonały. Prawa stanu gazu doskonałego. Kinetyczna teoria gazów. Równanie gazu rzeczywistego. Równanie van der Waalsa – interpretacja odstępstw od praw gazu doskonałego. Charakterystyka sił międzycząsteczkowych.

Charakterystyka stanu stałego

Ciała anizotropowe i izotropowe. Komórka elementarna. Układy krystalograficzne. Sieć przestrzenna kryształów jonowych. Teoria pasmowa ciała stałego. Wiązania metaliczne – poziom Fermiego, pasmo podstawowe i pasmo przewodnictwa.

Elementy termochemii

Elementy termodynamiki chemicznej. Układ – rodzaje. Parametry intensywne i ekstensywne. Funkcja stanu. Energia wewnętrzna. I-sza zasada termodynamiki. Entalpia. Potencjał termodynamiczny. Procesy egzoenergetyczne i endoenergetyczne. Prawo Hessa. Przykłady równań termochemicznych.

Równowagi chemiczne i fazowe

Układy homo- i heterogeniczne. Prawo działania mas. Stała równowagi. Potencjał chemiczny. Czynniki wpływające na stan równowagi chemicznej reakcji: ciśnienie, temperatura. Reguła Brauna i Le Chateriera. Równowagi fazowe u układach jednoskładnikowych – cieczeniopara i ciało stałeniopara. Diagram fazowy wody.

Teoria roztworów

Teoria roztworów według Lewisa i Bronstedta. Elektrolity – kwasy, zasady, sole. Iloczyn jonowy wody, wskaźnik pH. Dysocjacja – stała dysocjacji. Reakcje w roztworach wodnych: hydroliza (przykłady); wymiana jonowa pojedyncza i podwójna (przykłady); kompleksowanie (przykłady); strącanie – iloczyn rozpuszczalności, rozpuszczalność

(przykłady).

Elementy elektrochemii

Procesy utleniania i redukcji. Reakcje utleniania i redukcji – przykłady. Elektroda, ogniwo. Potencjał normalny – równanie Nernsta. Ogniwo Daniella. Normalna elektroda wodorowa. Elektrody typu redoks. Elektroliza – prawa elektrolizy Farada'a, przykłady praktycznego wykorzystania. Ogniwa. Akumulatory.

Kinetyka reakcji chemicznych

Mechanizm reakcji chemicznych. Szybkość reakcji chemicznych – parametry wpływające (stężenie, temperatura, katalizator). Teoria zderzeń. Teoria kompleksu aktywnego. Energia aktywacji. Reakcje endoenergetyczne i egzoenergetyczne.

Podstawy chemii organicznej

Budowa i właściwości związków organicznych. Węglowodory alifatyczne i aromatyczne. Reakcje charakterystyczne dla tych związków. Izomeria strukturalna, nazewnictwo. Klasyfikacja związków organicznych z uwzględnieniem charakterystycznej grupy funkcyjnej (alkohole, kwasy organiczne, aldehydy, ketony, estry, aminy, aminokwasy itp.). Tworzywa sztuczne i ich zastosowanie.

Podstawowe prawa w chemii i pojęcia

Prawo zachowania materii, prawo stosunków stałych, prawo stosunków wielokrotnych, prawo objętościowe Gay-Lussaca. Elektron – ładunek elementarny, liczba atomowa, liczba masowa, względna masa atomowa i cząsteczkowa. Liczba Avogadro- objętość molowa gazu. Bezwzględna masa atomu i cząsteczki.

Budowa jądra atomowego

Składniki jądra. Energia wiązania nukleonów w jądrze, trwałość jąder atomowych. Samorzutne przemiany jądrowe. Szybkość rozpadu promieniotwórczego, okres połowicznego rozpadu. Szeregi promieniotwórcze. Proste reakcje jądrowe.

Struktura elektronowa atomu

Dwoista natura elektronów. Zasada nieoznaczoności Heisenberga. Gęstość prawdopodobieństwa znalezienia elektronów. Amplituda fali de'Broglie'a. Równanie Schrodingera- funkcje falowe. Liczby kwantowe, orbital, spinorbital. Orbitale atomu wodoru i atomów wieloelektrodowych – zasady obsadzania poziomów elektronowych (reguła Paulinga, zasada energetycznego zajmowania poziomów, reguła Hunda). Widma emisyjne i absorpcyjne dla atomu wodoru. Potencjał jonizacji.

Budowa cząsteczki

Rodzaje wiązań chemicznych – homopolarne, heteropolarne, metaliczne. Hipoteza Lewisa i Kossela. Parametry charakteryzujące wiązanie: energia, długość wiązania, rodzaj wiązania, kąt wiązania, kształt cząsteczki i metody ich określania. Hybrydyzacja orbitali i warunki tworzenia orbitali cząsteczkowych.

Układ okresowy pierwiastków

Klasyfikacja pierwiastków s-, p- i d-elektronowych oraz ich właściwości fizyczne i chemiczne.

Charakterystyka stanu gazowego

Gaz doskonały. Prawa stanu gazu doskonałego. Kinetyczna teoria gazów. Równanie gazu rzeczywistego. Równanie van der Waalsa – interpretacja odstępstw od praw gazu doskonałego. Charakterystyka sił międzycząsteczkowych.

Charakterystyka stanu stałego

Ciała anizotropowe i izotropowe. Komórka elementarna. Układy krystalograficzne. Sieć przestrzenna kryształów jonowych. Teoria pasmowa ciała stałego. Wiązania metaliczne – poziom Fermiego, pasmo podstawowe i pasmo przewodnictwa.

Elementy termochemii

Elementy termodynamiki chemicznej. Układ – rodzaje. Parametry intensywne i ekstensywne. Funkcja stanu. Energia wewnętrzna. I-sza zasada termodynamiki. Entalpia. Potencjał termodynamiczny. Procesy egzoenergetyczne i endoenergetyczne. Prawo Hessa. Przykłady równań termochemicznych.

Równowagi chemiczne i fazowe

Układy homo- i heterogeniczne. Prawo działania mas. Stała równowagi. Potencjał chemiczny. Czynniki wpływające na stan równowagi chemicznej reakcji: ciśnienie, temperatura. Reguła Brauna i Le Chateriera. Równowagi fazowe u układach jednoskładnikowych – ciecz-para i ciało stałe-para. Diagram fazowy wody.

Teoria roztworów

Teoria roztworów według Lewisa i Bronstedta. Elektrolity – kwasy, zasady, sole. Iloczyn jonowy wody, wskaźnik pH. Dysocjacja – stała dysocjacji. Reakcje w roztworach wodnych: hydroliza (przykłady); wymiana jonowa pojedyncza i podwójna (przykłady); kompleksowanie (przykłady); strącanie – iloczyn rozpuszczalności, rozpuszczalność (przykłady).

Elementy elektrochemii

Procesy utleniania i redukcji. Reakcje utleniania i redukcji – przykłady. Elektroda, ogniwo. Potencjał normalny – równanie Nernsta. Ogniwo Daniella. Normalna elektroda wodorowa. Elektrody typu redoks. Elektroliza – prawa elektrolizy Farada'a, przykłady praktycznego wykorzystania. Ogniwa. Akumulatory.

Kinetyka reakcji chemicznych

Mechanizm reakcji chemicznych. Szybkość reakcji chemicznych – parametry wpływające (stężenie, temperatura, katalizator). Teoria zderzeń. Teoria kompleksu aktywnego. Energia aktywacji. Reakcje endoenergetyczne i egzoenergetyczne.

Podstawy chemii organicznej

Budowa i właściwości związków organicznych. Węglowodory alifatyczne i aromatyczne. Reakcje charakterystyczne dla tych związków. Izomeria strukturalna, nazewnictwo. Klasyfikacja związków organicznych z uwzględnieniem charakterystycznej grupy funkcyjnej (alkohole, kwasy organiczne, aldehydy, ketony, estry, aminy, aminokwasy itp.). Tworzywa sztuczne i ich zastosowanie.

Podstawowe prawa w chemii i pojęcia

Prawo zachowania materii, prawo stosunków stałych, prawo stosunków wielokrotnych, prawo objętościowe Gay-Lussaca. Elektron – ładunek elementarny, liczba atomowa, liczba masowa, względna masa atomowa i cząsteczkowa. Liczba Avogadro- objętość molowa gazu. Bezwzględna masa atomu i cząsteczki.

Budowa jądra atomowego

Składniki jądra. Energia wiązania nukleonów w jądrze, trwałość jąder atomowych. Samorzutne przemiany jądrowe. Szybkość rozpadu promieniotwórczego, okres połowicznego rozpadu. Szeregi promieniotwórcze. Proste reakcje jądrowe.

Struktura elektronowa atomu

Dwoista natura elektronów. Zasada nieoznaczoności Heisenberga. Gęstość prawdopodobieństwa znalezienia elektronów. Amplituda fali de Broglie'a. Równanie Schrodingera- funkcje falowe. Liczby kwantowe, orbital, spinorbital. Orbitale atomu wodoru i atomów wieloelektrodowych – zasady obsadzania poziomów elektronowych (reguła Paulinga, zasada energetycznego zajmowania poziomów, reguła Hunda). Widma emisyjne i absorpcyjne dla atomu wodoru. Potencjał jonizacji.

Budowa cząsteczki

Rodzaje wiązań chemicznych – homopolarne, heteropolarne, metaliczne. Hipoteza Lewisa i Kossela. Parametry charakteryzujące wiązanie: energia, długość wiązania, rodzaj wiązania, kąt wiązania, kształt cząsteczki i metody ich określania. Hybrydyzacja orbitali i warunki tworzenia orbitali cząsteczkowych.

Układ okresowy pierwiastków

Klasyfikacja pierwiastków s-, p- i d-elektronowych oraz ich właściwości fizyczne i chemiczne.

Charakterystyka stanu gazowego

Gaz doskonały. Prawa stanu gazu doskonałego. Kinetyczna teoria gazów. Równanie gazu rzeczywistego. Równanie van der Waalsa – interpretacja odstępstw od praw gazu doskonałego. Charakterystyka sił międzycząsteczkowych.

Charakterystyka stanu stałego

Ciała anizotropowe i izotropowe. Komórka elementarna. Układy krystalograficzne. Sieć przestrzenna kryształów jonowych. Teoria pasmowa ciała stałego. Wiązania metaliczne – poziom Fermiego, pasmo podstawowe i pasmo przewodnictwa.

Elementy termochemii

Elementy termodynamiki chemicznej. Układ – rodzaje. Parametry intensywne i ekstensywne. Funkcja stanu. Energia wewnętrzna. I-sza zasada termodynamiki. Entalpia. Potencjał termodynamiczny. Procesy egzoenergetyczne i endoenergetyczne. Prawo Hessa. Przykłady równań termochemicznych.

Równowagi chemiczne i fazowe

Układy homo- i heterogeniczne. Prawo działania mas. Stała równowagi. Potencjał chemiczny. Czynniki wpływające na stan równowagi chemicznej reakcji: ciśnienie, temperatura. Reguła Brauna i Le Chateriera. Równowagi fazowe u układach jednoskładnikowych – ciecz-para i ciało stałe-para. Diagram fazowy wody.

Teoria roztworów

Teoria roztworów według Lewisa i Bronstedta. Elektrolity – kwasy, zasady, sole. Iloczyn jonowy wody, wskaźnik pH. Dysocjacja – stała dysocjacji. Reakcje w roztworach wodnych: hydroliza (przykłady); wymiana jonowa pojedyncza i podwójna (przykłady); kompleksowanie (przykłady); strącanie – iloczyn rozpuszczalności, rozpuszczalność (przykłady).

Elementy elektrochemii

Procesy utleniania i redukcji. Reakcje utleniania i redukcji – przykłady. Elektroda, ogniwo. Potencjał normalny – równanie Nernsta. Ogniwo Daniella. Normalna elektroda wodorowa. Elektrody typu redoks. Elektroliza – prawa elektrolizy Farada'a, przykłady

praktycznego wykorzystania. Ogniwa. Akumulatory.

Kinetyka reakcji chemicznych

Mechanizm reakcji chemicznych. Szybkość reakcji chemicznych – parametry wpływające (stężenie, temperatura, katalizator). Teoria zderzeń. Teoria kompleksu aktywnego. Energia aktywacji. Reakcje endoenergetyczne i egzoenergetyczne.

Podstawy chemii organicznej

Budowa i właściwości związków organicznych. Węglowodory alifatyczne i aromatyczne. Reakcje charakterystyczne dla tych związków. Izomeria strukturalna, nazewnictwo. Klasyfikacja związków organicznych z uwzględnieniem charakterystycznej grupy funkcyjnej (alkohole, kwasy organiczne, aldehydy, ketony, estry, aminy, aminokwasy itp.). Tworzywa sztuczne i ich zastosowanie.

Podstawowe prawa w chemii i pojęcia

Prawo zachowania materii, prawo stosunków stałych, prawo stosunków wielokrotnych, prawo objętościowe Gay-Lussaca. Elektron – ładunek elementarny, liczba atomowa, liczba masowa, względna masa atomowa i cząsteczkowa. Liczba Avogadro- objętość molowa gazu. Bezwzględna masa atomu i cząsteczki.

Budowa jądra atomowego

Składniki jądra. Energia wiązania nukleonów w jądrze, trwałość jąder atomowych. Samorzutne przemiany jądrowe. Szybkość rozpadu promieniotwórczego, okres połowicznego rozpadu. Szeregi promieniotwórcze. Proste reakcje jądrowe.

Struktura elektronowa atomu

Dwoista natura elektronów. Zasada nieoznaczoności Heisenberga. Gęstość prawdopodobieństwa znalezienia elektronów. Amplituda fali de'Broglie'a. Równanie Schrodingera- funkcje falowe. Liczby kwantowe, orbital, spinorbital. Orbitale atomu wodoru i atomów wieloelektrodowych – zasady obsadzania poziomów elektronowych (reguła Paulinga, zasada energetycznego zajmowania poziomów, reguła Hunda). Widma emisyjne i absorpcyjne dla atomu wodoru. Potencjał jonizacji.

Budowa cząsteczki

Rodzaje wiązań chemicznych – homopolarne, heteropolarne, metaliczne. Hipoteza Lewisa i Kossela. Parametry charakteryzujące wiązanie: energia, długość wiązania, rodzaj wiązania, kąt wiązania, kształt cząsteczki i metody ich określania. Hybrydyzacja orbitali i warunki tworzenia orbitali cząsteczkowych.

Układ okresowy pierwiastków

Klasyfikacja pierwiastków s-, p- i d-elektronowych oraz ich właściwości fizyczne i chemiczne.

Charakterystyka stanu gazowego

Gaz doskonały. Prawa stanu gazu doskonałego. Kinetyczna teoria gazów. Równanie gazu rzeczywistego. Równanie van der Waalsa – interpretacja odstępstw od praw gazu doskonałego. Charakterystyka sił międzycząsteczkowych.

Charakterystyka stanu stałego

Ciała anizotropowe i izotropowe. Komórka elementarna. Układy krystalograficzne. Sieć przestrzenna kryształów jonowych. Teoria pasmowa ciała stałego. Wiązania metaliczne – poziom Fermiego, pasmo podstawowe i pasmo przewodnictwa.

Elementy termochemii

Elementy termodynamiki chemicznej. Układ – rodzaje. Parametry intensywne i ekstensywne. Funkcja stanu. Energia wewnętrzna. I-sza zasada termodynamiki. Entalpia. Potencjał termodynamiczny. Procesy egzoenergetyczne i endoenergetyczne. Prawo Hessa. Przykłady równań termochemicznych.

Równowagi chemiczne i fazowe

Układy homo- i heterogeniczne. Prawo działania mas. Stała równowagi. Potencjał chemiczny. Czynniki wpływające na stan równowagi chemicznej reakcji: ciśnienie, temperatura. Reguła Brauna i Le Chateriera. Równowagi fazowe u układach jednoskładnikowych – ciecz-para i ciało stałe-para. Diagram fazowy wody.

Teoria roztworów

Teoria roztworów według Lewisa i Bronstedta. Elektrolity – kwasy, zasady, sole. Iloczyn jonowy wody, wskaźnik pH. Dysocjacja – stała dysocjacji. Reakcje w roztworach wodnych: hydroliza (przykłady); wymiana jonowa pojedyncza i podwójna (przykłady); kompleksowanie (przykłady); strącanie – iloczyn rozpuszczalności, rozpuszczalność (przykłady).

Elementy elektrochemii

Procesy utleniania i redukcji. Reakcje utleniania i redukcji – przykłady. Elektroda, ogniwo. Potencjał normalny – równanie Nernsta. Ogniwo Daniella. Normalna elektroda wodorowa. Elektrody typu redoks. Elektroliza – prawa elektrolizy Farada'a, przykłady praktycznego wykorzystania. Ogniwa. Akumulatory.

Kinetyka reakcji chemicznych

Mechanizm reakcji chemicznych. Szybkość reakcji chemicznych – parametry wpływające (stężenie, temperatura, katalizator). Teoria zderzeń. Teoria kompleksu aktywnego. Energia aktywacji. Reakcje endoenergetyczne i egzoenergetyczne.

Podstawy chemii organicznej

Budowa i właściwości związków organicznych. Węglowodory alifatyczne i aromatyczne. Reakcje charakterystyczne dla tych związków. Izomeria strukturalna, nazewnictwo. Klasyfikacja związków organicznych z uwzględnieniem charakterystycznej grupy funkcyjnej (alkohole, kwasy organiczne, aldehydy, ketony, estry, aminy, aminokwasy itp.). Tworzywa sztuczne i ich zastosowanie.

Ćwiczenia audytoryjne

Pojęcia podstawowe (1 godz)

Wartościowość. Uzgadnianie i zapis równań chemicznych. Masy atomów, cząsteczek. Obliczanie liczby atomowej

Ilość substancji (1 godz)

Mol (masa mola substancji). Objętość mola substancji w warunkach normalnych. Prawo Avogadro. Obliczanie masy cząsteczkowej substancji gazowych. Objętość mola substancji w różnych warunkach ciśnienia i temperatury

Stechiometria wzorów chemicznych (2 godz)

Skład ilościowy związków chemicznych. Prawo stałości składu Prousta. Ustalanie wzoru związków chemicznych na podstawie składu ilościowego lub objętościowego reagentów lub stosunku wagowego reagentów. Wzory sumaryczne i strukturalne.

Stechiometria równań chemicznych (1 godz)

Wagowy i objętościowy stosunek stechiometryczny reagentów. Szybkość reakcji chemicznych. Reguła le Chateliera. Prawo Hessa

Stechiometria mieszanin (1 godz)

Mieszaniny. Skład procentowy. Ułamek molowy, wagowy, objętościowy

Roztwory (2 godz)

Sposoby wyrażania stężeń. Wzajemne przeliczanie stężeń. Mieszanie roztworów. Zatężanie i rozcieńczanie roztworów

Chemia roztworów wodnych (2 godz)

Reakcje w roztworach wodnych. Dysocjacja, prawo rozcieńczeń Ostwalda. Iloczyn jonowy wody. Stała i stopień hydrolizy. Amfoteryczność. Związki kompleksowe

Procesy redoks (1 godz)

Reakcje elektronacji i deelektronacji. Uzgadnianie równań chemicznych

Systematyka związków nieorganicznych (1 godz)

Nomenklatura chemiczna. Podział organicznych związków chemicznych z uwzględnieniem charakterystycznej grupy funkcyjnej i rodzaju wiązań chemicznych. Najważniejsze reakcje charakterystyczne wytypowanych grup związków.

Pojęcia podstawowe (1 godz)

Wartościowość. Uzgadnianie i zapis równań chemicznych. Masy atomów, cząsteczek. Obliczanie liczby atomowej

Ilość substancji (1 godz)

Mol (masa mola substancji). Objętość mola substancji w warunkach normalnych. Prawo Avogadro. Obliczanie masy cząsteczkowej substancji gazowych. Objętość mola substancji w różnych warunkach ciśnienia i temperatury

Stechiometria wzorów chemicznych (2 godz)

Skład ilościowy związków chemicznych. Prawo stałości składu Prousta. Ustalanie wzoru związków chemicznych na podstawie składu ilościowego lub objętościowego reagentów lub stosunku wagowego reagentów. Wzory sumaryczne i strukturalne.

Stechiometria równań chemicznych (1 godz)

Wagowy i objętościowy stosunek stechiometryczny reagentów. Szybkość reakcji chemicznych. Reguła le Chateliera. Prawo Hessa

Stechiometria mieszanin (1 godz)

Mieszaniny. Skład procentowy. Ułamek molowy, wagowy, objętościowy

Roztwory (2 godz)

Sposoby wyrażania stężeń. Wzajemne przeliczanie stężeń. Mieszanie roztworów. Zatężanie i rozcieńczanie roztworów

Chemia roztworów wodnych (2 godz)

Reakcje w roztworach wodnych. Dysocjacja, prawo rozcieńczeń Ostwalda. Iloczyn jonowy wody. Stała i stopień hydrolizy. Amfoteryczność. Związki kompleksowe

Procesy redoks (1 godz)

Reakcje elektronacji i deelektronacji. Uzgadnianie równań chemicznych

Systematyka związków nieorganicznych (1 godz)

Nomenklatura chemiczna. Podział organicznych związków chemicznych z uwzględnieniem charakterystycznej grupy funkcyjnej i rodzaju wiązań chemicznych. Najważniejsze reakcje charakterystyczne wytypowanych grup związków.

Pojęcia podstawowe (1 godz)

Wartościowość. Uzgadnianie i zapis równań chemicznych. Masy atomów, cząsteczek. Obliczanie liczby atomowej

Ilość substancji (1 godz)

Mol (masa mola substancji). Objętość mola substancji w warunkach normalnych. Prawo Avogadro. Obliczanie masy cząsteczkowej substancji gazowych. Objętość mola substancji w różnych warunkach ciśnienia i temperatury

Stechiometria wzorów chemicznych (2 godz)

Skład ilościowy związków chemicznych. Prawo stałości składu Prousta. Ustalanie wzoru związków chemicznych na podstawie składu ilościowego lub objętościowego reagentów lub stosunku wagowego reagentów. Wzory sumaryczne i strukturalne.

Stechiometria równań chemicznych (1 godz)

Wagowy i objętościowy stosunek stechiometryczny reagentów. Szybkość reakcji chemicznych. Reguła le Chateliera. Prawo Hessa

Stechiometria mieszanin (1 godz)

Mieszaniny. Skład procentowy. Ułamek molowy, wagowy, objętościowy

Roztwory (2 godz)

Sposoby wyrażania stężeń. Wzajemne przeliczanie stężeń. Mieszanie roztworów. Zateżnianie i rozcieńczanie roztworów

Chemia roztworów wodnych (2 godz)

Reakcje w roztworach wodnych. Dysocjacja, prawo rozcieńczeń Ostwalda. Iloczyn jonowy wody. Stała i stopień hydrolizy. Amfoteryczność. Związki kompleksowe

Procesy redoks (1 godz)

Reakcje elektronacji i deelektronacji. Uzgadnianie równań chemicznych

Systematyka związków nieorganicznych (1 godz)

Nomenklatura chemiczna. Podział organicznych związków chemicznych z uwzględnieniem charakterystycznej grupy funkcyjnej i rodzaju wiązań chemicznych. Najważniejsze reakcje charakterystyczne wytypowanych grup związków.

Pojęcia podstawowe (1 godz)

Wartościowość. Uzgadnianie i zapis równań chemicznych. Masy atomów, cząsteczek. Obliczanie liczby atomowej

Ilość substancji (1 godz)

Mol (masa mola substancji). Objętość mola substancji w warunkach normalnych. Prawo Avogadro. Obliczanie masy cząsteczkowej substancji gazowych. Objętość mola substancji w różnych warunkach ciśnienia i temperatury

Stechiometria wzorów chemicznych (2 godz)

Skład ilościowy związków chemicznych. Prawo stałości składu Prousta. Ustalanie wzoru związków chemicznych na podstawie składu ilościowego lub objętościowego reagentów lub stosunku wagowego reagentów. Wzory sumaryczne i strukturalne.

Stechiometria równań chemicznych (1 godz)

Wagowy i objętościowy stosunek stechiometryczny reagentów. Szybkość reakcji chemicznych. Reguła le Chateliera. Prawo Hessa

Stechiometria mieszanin (1 godz)

Mieszaniny. Skład procentowy. Ułamek molowy, wagowy, objętościowy

Roztwory (2 godz)

Sposoby wyrażania stężeń. Wzajemne przeliczanie stężeń. Mieszanie roztworów. Zatężanie i rozcieńczanie roztworów

Chemia roztworów wodnych (2 godz)

Reakcje w roztworach wodnych. Dysocjacja, prawo rozcieńczeń Ostwalda. Iloczyn jonowy wody. Stała i stopień hydrolizy. Amfoteryczność. Związki kompleksowe

Procesy redoks (1 godz)

Reakcje elektronacji i deelektronacji. Uzgadnianie równań chemicznych

Systematyka związków nieorganicznych (1 godz)

Nomenklatura chemiczna. Podział organicznych związków chemicznych z uwzględnieniem charakterystycznej grupy funkcyjnej i rodzaju wiązań chemicznych. Najważniejsze reakcje charakterystyczne wytypowanych grup związków.

Ćwiczenia laboratoryjne

Przepisy bhp i porządkowe w pracowni chemicznej. Oprzyrządowanie techniczne ćwiczeń. Wskaźniki alkacymetryczne – zastosowanie do oceny środowiska (1 godz)

Typy reakcji chemicznych. Synteza. Analiza. Reakcje wymiany – pojedyncza i podwójna. Typy związków chemicznych – tlenki, kwasy, zasady, sole (1 godz)

Reakcje jonowe w roztworach wodnych – hydroliza (1 godz)

Reakcje jonowe w roztworach wodnych – amfoteryczność (2 godz)

Reakcje jonowe w roztworach wodnych – związki kompleksowe (2 godz)

Reakcje jonowe w roztworach wodnych – reakcje elektronacji i deelektronacji (1 godz)

Iloczyn rozpuszczalności (Irozp.). Wpływ niektórych czynników na Irozp. (1 godz)

Przepisy bhp i porządkowe w pracowni chemicznej. Oprzyrządowanie techniczne ćwiczeń. Wskaźniki alkacymetryczne – zastosowanie do oceny środowiska (1 godz)

Typy reakcji chemicznych. Synteza. Analiza. Reakcje wymiany – pojedyncza i podwójna. Typy związków chemicznych – tlenki, kwasy, zasady, sole (1 godz)

Reakcje jonowe w roztworach wodnych – hydroliza (1 godz)

Reakcje jonowe w roztworach wodnych – amfoteryczność (2 godz)

Reakcje jonowe w roztworach wodnych – związki kompleksowe (2 godz)

Reakcje jonowe w roztworach wodnych – reakcje elektronacji i deelektronacji (1 godz)

Iloczyn rozpuszczalności (Irozp.). Wpływ niektórych czynników na Irozp. (1 godz)

Przepisy bhp i porządkowe w pracowni chemicznej. Oprzyrządowanie techniczne ćwiczeń. Wskaźniki alkacymetryczne – zastosowanie do oceny środowiska (1 godz)

Typy reakcji chemicznych. Synteza. Analiza. Reakcje wymiany – pojedyncza i podwójna. Typy związków chemicznych – tlenki , kwasy, zasady, sole (1 godz)

Reakcje jonowe w roztworach wodnych – hydroliza (1 godz)

Reakcje jonowe w roztworach wodnych – amfoteryczność (2 godz)

Reakcje jonowe w roztworach wodnych – związki kompleksowe (2 godz)

Reakcje jonowe w roztworach wodnych – reakcje elektronacji i deelektronacji (1 godz)

Iloczyn rozpuszczalności (Irozp.). Wpływ niektórych czynników na Irozp. (1 godz)

Przepisy bhp i porządkowe w pracowni chemicznej. Oprzyrządowanie techniczne ćwiczeń. Wskaźniki alkacymetryczne – zastosowanie do oceny środowiska (1 godz)

Typy reakcji chemicznych. Synteza. Analiza. Reakcje wymiany – pojedyncza i podwójna. Typy związków chemicznych – tlenki , kwasy, zasady, sole (1 godz)

Reakcje jonowe w roztworach wodnych – hydroliza (1 godz)

Reakcje jonowe w roztworach wodnych – amfoteryczność (2 godz)

Reakcje jonowe w roztworach wodnych – związki kompleksowe (2 godz)

Reakcje jonowe w roztworach wodnych – reakcje elektronacji i deelektronacji (1 godz)

Iloczyn rozpuszczalności (Irozp.). Wpływ niektórych czynników na Irozp. (1 godz)

Metody i techniki kształcenia:

Wykład: Treści prezentowane na wykładzie są przekazywane w formie prezentacji multimedialnej w połączeniu z klasycznym wykładem tablicowym wzbogaconymi o pokazy odnoszące się do prezentowanych zagadnień.

Ćwiczenia audytoryjne: Podczas zajęć audytoryjnych studenci na tablicy rozwiązują zadane wcześniej problemy. Prowadzący na bieżąco dokonuje stosowanych wyjaśnień i moderuje dyskusję z grupą nad danym problemem.

Ćwiczenia laboratoryjne: W trakcie zajęć laboratoryjnych studenci samodzielnie rozwiązują zadany problem praktyczny, dobierając odpowiednie narzędzia. Prowadzący stymuluje grupę do refleksji nad problemem, tak by otrzymane wyniki miały wysoką wartość merytoryczną.

Warunki i sposób zaliczenia poszczególnych form zajęć, w tym zasady zaliczeń poprawkowych, a także warunki dopuszczenia do egzaminu:

Na pierwszym wykładzie podawane są studentom warunki zaliczania wszystkich form przedmiotu. W związku z tym obecność studentów bezwzględnie obowiązkowa. Zaliczenie ćwiczeń audytoryjnych i laboratoryjnych może odbyć się maksymalnie w trzech terminach: podstawowym i dwóch poprawkowych. Podobnie, egzamin przeprowadzany jest w terminie podstawowym oraz dwóch poprawkowych. Warunkami koniecznymi uzyskania zaliczenia z zajęć laboratoryjnych w pierwszym terminie jest: 1. Przygotowanie zgodnie z wytycznymi prowadzącego i zaliczenie na ocenę pozytywną sprawozdania 2. Obecność na wszystkich zajęciach laboratoryjnych z uwzględnieniem zajęć odrobionych lub usprawiedliwionych nieobecności (z zastrzeżeniem warunku klasyfikacji Studenta/ki) realizowanych w postaci doświadczeń podczas zajęć laboratoryjnych 3. Uzyskanie pozytywnych ocen z cząstkowych kolokwίων sprawdzających . 4. I termin poprawkowy dotyczy powtórnego zaliczania kolokwίων nie zaliczonych w terminie poprzednim i jest realizowany w okresie sesji egzaminacyjnej w uzgodnionym ze Studentami czasie. 5. II termin poprawkowy jest realizowany w sesji poprawkowej z terminie uzgodnionym ze Studentami

Zasady udziału w poszczególnych zajęciach, ze wskazaniem, czy obecność studenta na zajęciach jest obowiązkowa:

Wykład:

- Obecność obowiązkowa: Tak

- Zasady udziału w zajęciach: Studenci uczestniczą w zajęciach poznając kolejne treści nauczania zgodnie z sylabusem przedmiotu. Studenci winni na bieżąco zadawać pytania i wyjaśniać wątpliwości. Rejestracja audiowizualna wykładu wymaga zgody prowadzącego.

Ćwiczenia audytoryjne:

- Obecność obowiązkowa: Tak

- Zasady udziału w zajęciach: Studenci przystępując do ćwiczeń są zobowiązani do przygotowania się w zakresie wskazanym każdorazowo przez prowadzącego (np. w formie zestawów zadań). Ocena pracy studenta może bazować na wypowiedziach ustnych lub pisemnych w formie kolokwium, co zgodnie z regulaminem studiów AGH przekłada się na ocenę końcową z tej formy zajęć.

Ćwiczenia laboratoryjne:

- Obecność obowiązkowa: Tak

- Zasady udziału w zajęciach: Studenci wykonują ćwiczenia laboratoryjne zgodnie z materiałami udostępnionymi przez prowadzącego. Student jest zobowiązany do przygotowania się w przedmiocie wykonywanego ćwiczenia, co może zostać zweryfikowane kolokwium w formie ustnej lub pisemnej. Zaliczenie zajęć odbywa się na podstawie zaprezentowania rozwiązania postawionego problemu. Zaliczenie modułu jest możliwe po zaliczeniu wszystkich zajęć laboratoryjnych.

Sposób obliczania oceny końcowej

Średnia ważona: waga 0,4 ze średniej arytmetycznej z ćwiczeń audytoryjnych i laboratoryjnych plus waga: 0,6 z oceny z egzaminu.

Sposób i tryb wyrównywania zaległości powstałych wskutek nieobecności studenta na zajęciach:

Nieobecność zarówno na ćwiczeniach laboratoryjnych jak i audytoryjnych spowodowaną szczególnymi okolicznościami (choroba, przypadek losowy) zostanie usprawiedliwiona a zajęcia mogą zostać odrobione w innym terminie wskazanym przez prowadzącego zajęcia jeśli tylko istnieje taka możliwość. Nieobecność na 50% zajęć laboratoryjnych skutkuje brakiem klasyfikacji studenta z zaleceniem powtarzanie tego typu zajęć

Wymagania wstępne i dodatkowe, z uwzględnieniem sekwencyjności modułów

Wiadomości podstawowe z zakresu chemii ogólnej

Zalecana literatura i pomoce naukowe

Literatura obowiązkowa:

1. A. Bielański, Podstawy chemii nieorganicznej, cz. 1-3, PWN, W-wa 1997
2. P. Masztalerz, Podręcznik chemii organicznej, Wyd. chem., Wrocław 1997

3. L. Pajdowski, Chemia ogólna, W-wa 1997
4. P. Atkins, Chemia fizyczna, Oxford 1978
5. J. Minczewski, Z. Marczenko, Chemia analityczna, t -1, PWN, W-wa 1997

Literatura uzupełniająca:

1. Czasopisma naukowo-techniczne w języku polskim i angielskim.

Publikacje naukowe osób prowadzących zajęcia związane z tematyką modułu

1. S. Sanak-Rydlewska, Flotowalność niektórych jonów, osadów metali i inne fizykochemiczne metody wzbogacania, Rozprawy Monografie, 74, AGH Uczelniane Wydawnictwa Naukowo-Dydaktyczne, Kraków 1998
1. Usuwanie wybranych jonów metali ciężkich z roztworów z wykorzystaniem naturalnego sorbentu — Removal of some heavy metal ions from solutions by using a natural sorbent / Anna MŁYNARCZYKOWSKA, Anna HOŁDA // Przemysł Chemiczny 2. Technologia wody i ścieków : ćwiczenia laboratoryjne, Cz. 1, Cz.2 — [Technology of water and sawages : laboratory exercises, Pt. 1.Pt2] / Agnieszka GALA, Anna HOŁDA, Ewa KISIELOWSKA, Anna MŁYNARCZYKOWSKA, Stanisława SANAKRYDLEWSKA. — Kraków : Wydawnictwa AGH, 2010. — 196, [1] s.- (Skrypty Uczelniane / Akademia Górniczo-Hutnicza im. Stanisława Staszica w Krakowie ; ISSN 02396114 ; SU 1719).
3. Chemical and biological analysis of chromium waste / Anna HOŁDA, Ewa KISIELOWSKA, Tomasz NIEDOBA // Górnictwo i Geoinżynieria / Akademia Górniczo-Hutnicza im. Stanisława Staszica, Kraków ; ISSN 1732-6702. — Tytuł poprz.: Górnictwo (Kraków). — 2009 R. 33 z. 4, s. 113-118.
4. Anna MŁYNARCZYKOWSKA, Anna HOŁDA Wpływ parametrów fizykochemicznych na kinetykę flotacji — The influence of physicochemical parameters on flotation kinetics Szklarska Poręba, 24-26 stycznia 2003 Interdisciplinary topics in mining and geology. — Wrocław : Oficyna Wydawnicza PW, 2003. nr 103. Konferencje ; ISSN 0324-9670 ; nr 36.

Informacje dodatkowe

Nie podano informacji dodatkowych