



Karta przedmiotu

Nazwa i kod przedmiotu	Chemia II, PG_00027572						
Kierunek studiów	Nanotechnologia						
Data rozpoczęcia studiów	październik 2020 r.	Rok akademicki realizacji przedmiotu			2020/2021		
Poziom kształcenia	I stopnia - inżynierskie	Grupa zajęć			Grupa zajęć obowiązkowych z zakresu kierunku studiów Grupa zajęć powiązanych z prowadzonymi badaniami naukowymi w dziedzinie nauki związanej z kierunkiem - profil ogólnoakademicki		
Forma studiów	stacjonarne	Sposób realizacji			na uczelni		
Rok studiów	1	Język wykładowy			polski		
Semestr studiów	2	Liczba punktów ECTS			4.0		
Profil kształcenia	ogólnoakademicki	Forma zaliczenia			zaliczenie		
Jednostka prowadząca	Wydział Chemiczny -> Katedra Chemii i Technologii Materiałów Funkcjonalnych						
Imię i nazwisko wykładowcy (wykładowców)	Odpowiedzialny za przedmiot	prof. dr hab. inż. Elżbieta Luboch					
	Prowadzący zajęcia z przedmiotu	prof. dr hab. Anna Lisowska-Oleksiak prof. dr hab. inż. Elżbieta Luboch					
Formy zajęć i metody nauczania	Forma zajęć	Wykład	Ćwiczenia	Laboratorium	Projekt	Seminarium	RAZEM
	Liczba godzin zajęć	30.0	15.0	0.0	0.0	0.0	45
	W tym liczba godzin zajęć na odległość: 0.0						
Adresy na platformie eNauczanie: CHEMIA II dla Nanotechnologii - Moodle ID: 12668 https://enauczanie.pg.edu.pl/moodle/course/view.php?id=12668							
Aktywność studenta i liczba godzin pracy	Aktywność studenta	Udział w zajęciach dydaktycznych, objętych planem studiów	Udział w konsultacjach		Praca własna studenta		RAZEM
	Liczba godzin pracy studenta	45	5.0		50.0		100
Cel przedmiotu	Ugruntowanie wiedzy będącej przedmiotem chemii ogólnej ze zwróceniem szczególnej uwagi na zagadnienie: struktura a właściwości substancji chemicznych.						

Efekty uczenia się przedmiotu	Efekt kierunkowy	Efekt z przedmiotu	Sposób weryfikacji i oceny efektu
	[K6_W01] Rozumie kluczową rolę rozwoju fizyki i wiedzy o materiałach w postępie cywilizacyjnym.	Student wskazuje na powiązanie właściwości substancji z rodzajami tworzących je wiązań. Potrafi też powiązać właściwości materiałów z możliwością ich wykorzystania.	[SW1] Ocena wiedzy faktograficznej
	[K6_U01] Potrafi uczyć się samodzielnie, pozyskiwać informacje z literatury, baz danych oraz innych właściwie dobranych źródeł.	Student potrafi samodzielnie wyszukiwać w podręcznikach lub innej literaturze potrzebne informacje.	[SU4] Ocena umiejętności korzystania z metod i narzędzi [SU2] Ocena umiejętności analizy informacji
	[K6_U04] Potrafi planować i przeprowadzać eksperymenty, krytycznie analizować ich wyniki, wyciągać wnioski i formułować opinie. Posiada doświadczenie w pracy laboratoryjnej.	Student potrafi wyciągać wnioski i formułować opinie. Student potrafi analizować uzyskane rezultaty.	[SU2] Ocena umiejętności analizy informacji
[K6_W05] Posiada podstawową wiedzę w zakresie chemii nieorganicznej i organicznej, chemii fizycznej i termodynamiki chemicznej	Student wyjaśnia wzory chemiczne oraz definiuje podstawowe prawa chemiczne. Student charakteryzuje wiązania chemiczne. Student nazywa związki nieorganiczne oraz ogólnie charakteryzuje ich właściwości. Student tworzy wzory z nazw i nazwy z wzorów związków organicznych oraz ocenia reaktywności związków organicznych. Student wyjaśnia strukturę biologicznie ważnych makrocząsteczek. Student wskazuje jakie elementy struktury polimeru decydują o jego właściwościach. Student wskazuje na istotność poznania efektów energetycznych towarzyszących przemianom chemicznym. Student analizuje właściwości roztworów elektrolitów.	[SW1] Ocena wiedzy faktograficznej	
Treści przedmiotu	<p>WYKŁAD: Układ okresowy pierwiastków. Okresowe zmiany niektórych wielkości: energii jonizacji pierwiastków, powinowactwa elektronowego, elektroujemności pierwiastków. Promienie atomowe i jonowe. Wiązania chemiczne: główne rodzaje wiązań. Wiązanie kowalencyjne: opis elektronów w cząsteczkach rozpatrywany na gruncie elektronowej teorii wiązania chemicznego i teorii orbitali molekularnych. Orbitale o charakterze wiążącym i antywiązącym. Kształty molekularnych obszarów orbitalnych: orbitale molekularne typu σ i π. Konfiguracja elektronowa cząsteczek. Pojęcie hybrydyzacji orbitali. Wyjaśnienie kształtu cząsteczek bazując na pojęciu hybrydyzacji. Wiązania zdelokalizowane. Związki aromatyczne: właściwości, przykłady. Wyjaśnienie kształtu cząsteczek – metoda VSEPR. Polaryzacja wiązania chemicznego. Oddziaływania międzycząsteczkowe. Wiązanie wodorowe i jego wpływ na właściwości fizyczne związków chemicznych. Ogólna charakterystyka stanów skupienia materii. Ciało stałe: układy krystalograficzne, typy komórek elementarnych, kryształy jonowe, kowalencyjne, molekularne i metaliczne. Struktura krystaliczna a właściwości fizyczne substancji. Typy reakcji chemicznych. Reakcje utleniania i redukcji. Stopień utlenienia. Nomenklatura związków nieorganicznych. Ogólna charakterystyka pierwiastków poszczególnych bloków układu okresowego. Wiązanie koordynacyjne. Związki kompleksowe: pojęcie atomu centralnego i liganda, przykłady związków kompleksowych i ich nazwy, właściwości związków kompleksowych i ich znaczenie. Związki kompleksowe - teoria pola krystalicznego. Związki organiczne: klasyfikacja, nomenklatura, izomeria, właściwości, reaktywność. Mechanizmy reakcji związków organicznych. Techniki laboratoryjne w chemii organicznej. Metody identyfikacji substancji organicznych. Makrocząsteczki: metody syntezy polimerów, struktura polimeru a jego właściwości. Biologicznie ważne cząsteczki: struktura białek, lipidów, cukrów i kwasów nukleinowych. Termodynamika chemiczna – pojęcia podstawowe, pierwsza zasada. Entalpia przemian fizycznych i reakcji chemicznych. Druga zasada termodynamiki: entropia, entalpia swobodna, entalpia swobodna reakcji, procesy samorzutne, reakcje w stanie równowagi. Równowagi w roztworach wodnych. Roztwory elektrolitów. Jonowa i protonowa teoria kwasów i zasad. Pojęcie pH. Elektrolity słabe. Hydroliza. Roztwory buforowe. Elektronowa teoria kwasów i zasad, teoria HSAB. Elektrolity mocne, pojęcie aktywności i siły jonowej. ĆWICZENIA: Podstawowe pojęcia i prawa chemiczne. Stechiometria wzorów chemicznych. Stechiometria równań chemicznych i typy reakcji. Roztwory, typy roztworów, stężenia roztworów. Stechiometria reakcje w roztworach. Hydroliza. Reakcje utleniania i redukcji. Równowaga chemiczna. Równowagi w roztworach wodnych, elektrolity, elektrolity słabe, obliczanie pH. Elektrolity mocne, teoria Debye-Hückel'a, moc jonowa, efekt solny. Struktura elektronowa cząsteczek (teoria MO). Teoria odpychania się par elektronowych powłoki walencyjnej (VSEPR). Związki kompleksowe. Podstawy elektrochemii: ogniwa. Podstawy elektrochemii: elektroliza.</p>		
Wymagania wstępne i dodatkowe			
Sposoby i kryteria oceniania osiągniętych efektów uczenia się	Sposób oceniania (składowe)	Próg zaliczeniowy	Składowa oceny końcowej
	Dwa pisemne kolokwia z ćwiczeń	50.0%	35.0%
	Dwa pisemne kolokwia z wykładu	50.0%	65.0%

Zalecana lista lektur	Podstawowa lista lektur	1. L. Jones, P. Atkins "Chemia ogólna. Cząsteczki, materia, reakcje" PWN 2009. 2. A. Bielański „Podstawy chemii nieorganicznej” PWN 2002 3. F.A. Cotton, G. Wilkinson, P.L. Gaus „Chemia nieorganiczna. Podstawy” PWN 2002 4. M.J. Sienko, R.A. Plane „Chemia. Podstawy i zastosowania” WNT 2002 5. L. Pajdowski „Chemia ogólna” PWN 1999 6. P.W. Atkins „Podstawy chemii fizycznej” PWN 1999 7. E. Białecka-Floriańczyk, J. Włostowska "Chemia organiczna" WNT, Warszawa 2007 8. J. McMurry „Chemia organiczna” PWN 2005 9. red. E. Luboch, M. Bocheńska, J.F. Biernat „Chemia ogólna. Ćwiczenia laboratoryjne” Wyd. PG 2003 10. W. Gorzelany, H. Słaby, A. Śliwa "Obliczenia chemiczne: Zbiór zadań z chemii ogólnej i analityki nieorganicznej, PWN 1987 11. K.M. Pazdro, A. Rola-Noworyta "Akademicki zbiór zadań z chemii ogólnej", Oficyna Edukacyjna*Krzysztof Pazdro, 2013.
	Uzupełniająca lista lektur	1. W. Kołos, J. Sadlej „Atom i cząsteczka” WNT 2007 2. P.W. Atkins „Przewodnik po chemii fizycznej” PWN 1997 3. P.W. Atkins „Chemia fizyczna” PWN 2007 4. P. Mastalerz „Chemia organiczna” Wyd. Chemiczne 2002 5. A. Cygański „Metody elektroanalityczne” WNT 1995
	Adresy eZasobów	CHEMIA II dla Nanotechnologii - Moodle ID: 12668 https://enauczenie.pg.edu.pl/moodle/course/view.php?id=12668
Przykładowe zagadnienia/ przykładowe pytania/ realizowane zadania	<p><i>Przykładowe zagadnienia do zaliczenia wykładu.</i> Energia jonizacji pierwiastków: definicja, zmiany w układzie okresowym. Elektroujemność pierwiastków: skala elektroujemności Paulinga i Allreda i Rochowa. <i>Teoria MO</i> - scharakteryzować orbitale cząsteczkowe wiążące i antywiążące i zobrazować na przykładzie np. cząsteczki wodoru. Typowe przykłady hybrydyzacji orbitali atomowych i charakterystyczne dla nich kąty między wiązaniami. Wiązania wielokrotne: CO₂ wrze w temperaturze -78°C a SiO₂ w temperaturze ok. 2500°C. Proszę uzasadnić tę różnicę. Wiązania zdelokalizowane: związki aromatyczne i ich ogólna charakterystyka. Proszę podać wzory co najmniej trzech związków aromatycznych heterocyklicznych, ich nazwy i znaczenie. Proszę zdefiniować wiązanie wodorowe (mostek wodorowy) oraz podać przykłady związków, w których występuje: a) międzycząsteczkowe wiązanie wodorowe (3 przykłady) i b) wewnątrzcząsteczkowe wiązanie wodorowe (1 przykład). Przykłady wpływu wiązań wodorowych na właściwości fizyczne substancji. Struktura krystaliczna: ogólna charakterystyka kryształów molekularnych (cząsteczkowych); struktura krystaliczna fullerenu C₆₀. Ogólna charakterystyka kryształów kowalencyjnych; struktura krystaliczna diamentu. Dlaczego diament charakteryzuje się doskonałą przezroczystością? Struktura krystaliczna pośrednia między molekularną a kowalencyjną: struktura krystaliczna grafitu. Proszę podać stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków w podanych związkach, np: K₂SO₄, K₂MnO₄, Cr₂O₃, K₂SO₃, KMnO₄, NaH, K₂Cr₂O₇, MnO₂, H₂O₂. Proszę podać wzory związków nieorganicznych o następujących nazwach, np.: kwas fosforowy(V); amoniak, chlorowódz, kwas chlorowy(VII), chloran(VII) sodu, jon oksoniowy, nadtlenuk sodu, wodorosiarczan(VI) sodu; chromian(VI) potasu; ponadtlenuk rubidu. Ogólna charakterystyka pierwiastków bloku s. Właściwości fizyczne i chemiczne litowców. Ogólna charakterystyka metali bloku p. Ogólna charakterystyka niemetalu bloku p. Ogólna charakterystyka pierwiastków grupy 18. Ogólna charakterystyka pierwiastków bloku d. Definicja, budowa i przykłady związków kompleksowych. Kompleksy chelatowe. Izomeria związków kompleksowych; przykłady. <i>Związki kompleksowe</i>: kompleksy wysokospinowe i niskospinowe. Izomeria związków organicznych. Izomeria konstytucyjna: rodzaje, przykłady. Dlaczego wzory sumaryczne związków organicznych nie określają jednoznacznie ich konstytucji? Uzasadnić na przykładzie izomerii grup funkcyjnych, np. jakie związki odpowiadają wzorom sumarycznym, np.: C₂H₆O; C₃H₆O; C₄H₈O₂. <i>Nazewnictwo alkanów</i>: proszę podać wzory i nazwy trzech izomerów konstytucyjnych heptanu (innych niż <i>n</i>-heptan). Proszę o podanie wzorów półstrukturalnych, z pełną strukturą grup funkcyjnych, następujących związków organicznych: metanol; propan-2-ol; alkohol izopropylowy; eter dietylowy; etanal; aldehyd octowy; propanon; aceton; kwas etanowy; kwas octowy; kwas benzoesowy; kwas szczawiowy; kwas mlekowy; etyloamina; trietyloamina; anilina; octan etylu. Przemiany związków organicznych: krótka charakterystyka reakcji jonowych i rodnikowych. Przemiany związków organicznych: reakcje podstawienia, przyłączenia, eliminacji i przegrupowania (ogólny schemat i przykłady). Efekty elektronowe podstawników: efekt indukcyjny i rezonansowy. Przykład wpływu efektu indukcyjnego atomu chloru na moc kwasów karboksylowych. Wpływ efektów elektronowych podstawników na reaktywność związków aromatycznych. Techniki izolacji i oczyszczania związków organicznych. W jakim celu wykorzystuje się w chemii organicznej spektroskopię NMR, IR i MS? Polimeryzacja addycyjna monomerów winylowych – mechanizm rodnikowy i koordynacyjny. Przykłady polimerów addycyjnych (wzór, nazwa, skrótowe oznaczenie): np. polipropylen, polistyren, polichlorek winylu, teflon. Polimery kondensacyjne: Nylon 6-6, poli(tereftalan etylenu) (PET), Kevlar (PPTA) – budowa, otrzymywanie, zastosowanie. Wpływ struktury makrocząsteczki na jej właściwości fizyczne: charakterystyka włókien. Aminokwasy białkowe: budowa, konfiguracja (izomeria optyczna). Jonowa budowa aminokwasów a ich właściwości. Struktura pierwszorzędowa peptydów i białek. Typowe struktury drugorzędowe białek. Lipidy: przykład triglicerydu. Cukry: jak zbudowana jest D-glukoza – najbardziej rozpowszechniony związek organiczny na naszym globie? Jak zbudowane są: ryboza i 2-deoksuryboza – cukrowe składowe kwasów nukleinowych? Kwasy nukleinowe: struktura pierwszorzędowa i drugorzędowa DNA. Na czym polega kod genetyczny? Termodynamika: proszę wyjaśnić pojęcie „funkcja stanu”. Entalpia parowania cieczy: definicja, porównanie wartości standardowych entalpii parowania wody i metanu (w temperaturze przemiany fazowej), uzasadnić różnice. Obliczanie standardowych entalpii reakcji chemicznych: na czym polega metoda składania reakcji chemicznych? Zadanie: Obliczyć standardową entalpię podanej reakcji, korzystając z wartości (podanych) standardowych entalpii tworzenia reagentów tej reakcji. Omówić równanie: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. Jaką rolę spełniają katalizatory reakcji chemicznych i biochemicznych? Kwasy i zasady: teoria Brønsteda i Lowry'ego. Kwasy i zasady Brønsteda: wpływ właściwości rozpuszczalnika na właściwości kwasowo-zasadowe substancji rozpuszczonej. Obliczanie pH roztworów wodnych mocnych elektrolitów: Zadanie. Np. Jak zmieni się pH, gdy do 1 litra wody wpadnie 1 kropla 2 M roztworu HNO₃? Objętość kropli wynosi 0,05 ml. Czynniki strukturalne decydujące o mocy kwasu. Hydroliza soli: hydroliza octanu sodu lub węglanu sodu. Jaki odczyn będą miały roztwory tych soli i dlaczego? Roztwory buforowe. Bufor octanowy: przeanalizować wyrażenie na stężenie jonów wodorowych obrazujące właściwości tego typu roztworów buforowych. Kwasy i zasady – teoria Lewisa. Teoria Pearsona – twardych i miękkich kwasów i zasad Lewisa (HSAB). Roztwory mocnych elektrolitów: zdefiniować pojęcie aktywności, współczynnika aktywności i siły jonowej.</p>	
Praktyki zawodowe w ramach przedmiotu	Nie dotyczy	