



Karta przedmiotu

Nazwa i kod przedmiotu	PODSTAWY CHEMII, PG_00054678						
Kierunek studiów	Biotechnologia						
Data rozpoczęcia studiów	październik 2023 r.	Rok akademicki realizacji przedmiotu			2023/2024		
Poziom kształcenia	I stopnia - inżynierskie	Grupa zajęć			Grupa zajęć obowiązkowych z zakresu kierunku studiów		
Forma studiów	stacjonarne	Sposób realizacji			na uczelni		
Rok studiów	1	Język wykładowy			polski		
Semestr studiów	1	Liczba punktów ECTS			5.0		
Profil kształcenia	ogólnoakademicki	Forma zaliczenia			egzamin		
Jednostka prowadząca	Wydział Chemiczny -> Katedra Chemii Nieorganicznej						
Imię i nazwisko wykładowcy (wykładowców)	Odpowiedzialny za przedmiot	prof. dr hab. inż. Anna Dołęga					
	Prowadzący zajęcia z przedmiotu	prof. dr hab. inż. Anna Dołęga dr hab. inż. Rafał Grubba dr inż. Mateusz Daśko dr inż. Aleksandra Ziółkowska					
Formy zajęć i metody nauczania	Forma zajęć	Wykład	Ćwiczenia	Laboratorium	Projekt	Seminarium	RAZEM
	Liczba godzin zajęć	30.0	30.0	0.0	0.0	0.0	60
	W tym liczba godzin zajęć na odległość: 0.0						
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	60	10.0		55.0		125
Cel przedmiotu	Poznanie wybranych pojęć z zakresu chemii ogólnej.						
Efekty uczenia się przedmiotu	Efekt kierunkowy		Efekt z przedmiotu		Sposób weryfikacji i oceny efektu		
	[K6_W02] ma podstawową wiedzę z zakresu chemii ogólnej, fizycznej i kwantowej niezbędnych do rozumienia i analizy właściwości biomolekuł i bioprocessów		Zna podstawowe pojęcia z chemii ogólnej: nomenklaturę oraz definicje.		[SW1] Ocena wiedzy faktograficznej		
	[K6_U02] potrafi zastosować wiedzę z chemii ogólnej, fizycznej i kwantowej niezbędną do przewidywania właściwości biomolekuł i przebiegu bioprocessów		Student potrafi zastosować podstawowe pojęcia z chemii ogólnej do rozwiązywania chemicznych problemów.		[SU1] Ocena realizacji zadania		

Treści przedmiotu	<p>Wykład:</p> <p>Podstawowe pojęcia i definicje: podstawowe prawa chemiczne, zbilansowane równania chemiczne, równania jonowe, nazewnictwo związków chemicznych. Stany skupienia: definicja ciał stałych, ciekłych i gazowych, ciała bezpostaciowe i częściowo uporządkowane. Równanie Clapeyrona dla gazów doskonałych i rzeczywistych, prawo Daltona, kinetyczna teoria gazów. Charakterystyka i struktura cieczy, roztwory. Ciała stałe anizotropowe i izotropowe, budowa kryształów, defekty sieciowe, substancje niestechiometryczne, polimorfizm, reakcje w fazie stałej. Budowa atomu: jądro atomowe, liczba atomowa i masowa, defekt masy i energia wiązania jądra, izotopy, trwałość jąder, samorzutne przemiany jądrowe, szybkość rozpadu promieniotwórczego, okres półtrwania, reakcje termojądrowe. Budowa atomu: elektrony w atomach, model Bohra, zasada nieoznaczoności Heisenberga, gęstość elektronowa, liczby kwantowe, orbitale atomowe, zakaz Pauliego, reguła Hunda. Rozbudowa powłok elektronowych. Układ okresowy pierwiastków: okresowość właściwości chemicznych i fizycznych, okresy, grupy i bloki, promienie atomowe, jonowe i van der Waalsa. Wiązania chemiczne: elektrony walencyjne, reguła oktetu, elektroujemność, powinowactwo elektronowe, energia wiązań chemicznych. Orbitale molekularne: metoda LCAO (MO), orbitale typu sigma i pi, hybrydyzacja orbitali atomowych, rząd wiązania. Wzory Lewisa, VSEPR. Silne wiązania chemiczne i ich rodzaje, charakterystyka wiązania jonowego, metalicznego i kowalencyjnego. Właściwości fizykochemiczne substancji w zależności od typu wiązań chemicznych, związki jonowe i molekularne, metale, stopy i związki metaliczne. Przykłady chemii opisowej: wodór, tlen, woda, chemia związków węgla. Słabe wiązania chemiczne, wiązania wodorowe, siły van der Waalsa. Roztwory. Właściwości i funkcje rozpuszczalnika, woda jako rozpuszczalnik, solwatacja, autodysocjacja, rozpuszczalniki donorowe i akceptorowe, stopione sole. Elektrolity: elektrolity słabe i mocne, stała i stopień dysocjacji. Podstawy termochemii. Ciepło reakcji chemicznej, entalpia, prawo Hessa. Równowagi chemiczne: prawo działania mas. Podstawy kinetyki, mechanizm reakcji chemicznych a rząd reakcji. Reakcje redoks: stopień utlenienia, bilansowanie równań redoks, reduktory i utleniacze. Ogniwa elektrochemiczne. Potencjały standardowe. Szereg napięciowy metali.</p> <p>Ćwiczenia:</p> <p>Podstawowe pojęcia chemiczne. Prawa gazowe. Stechiometria wzorów chemicznych. Bilansowanie reakcji chemicznych Stechiometria równań chemicznych. Stechiometria mieszanin. Roztwory: stężenie molowe, stężenie procentowe (wagowe), ppm, ppb, ppt, stechiometria reakcji w roztworach. Równowaga chemiczna.</p>											
Wymagania wstępne i dodatkowe	Nie ma wymagań											
Sposoby i kryteria oceniania osiągniętych efektów uczenia się	<table border="1"> <thead> <tr> <th data-bbox="453 1059 794 1088">Sposób oceniania (składowe)</th> <th data-bbox="798 1059 1139 1088">Próg zaliczeniowy</th> <th data-bbox="1142 1059 1484 1088">Składowa oceny końcowej</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td data-bbox="453 1093 794 1122">Egzamin pisemny</td> <td data-bbox="798 1093 1139 1122">60.0%</td> <td data-bbox="1142 1093 1484 1122">65.0%</td> </tr> <tr> <td data-bbox="453 1126 794 1178">Kolokwium pisemne - trzy razy w semestrze</td> <td data-bbox="798 1126 1139 1178">60.0%</td> <td data-bbox="1142 1126 1484 1178">35.0%</td> </tr> </tbody> </table>			Sposób oceniania (składowe)	Próg zaliczeniowy	Składowa oceny końcowej	Egzamin pisemny	60.0%	65.0%	Kolokwium pisemne - trzy razy w semestrze	60.0%	35.0%
Sposób oceniania (składowe)	Próg zaliczeniowy	Składowa oceny końcowej										
Egzamin pisemny	60.0%	65.0%										
Kolokwium pisemne - trzy razy w semestrze	60.0%	35.0%										
Zalecana lista lektur	<p>Podstawowa lista lektur</p> <p>Uzupełniająca lista lektur</p> <p>Adresy eZasobów</p>	<p>1. L. Jones, P. Atkins "Chemia ogólna"; PWN, 2004, lub nowsze</p> <p>2. A. Bielański Podstawy chemia nieorganicznej (PWN) wydania z ostatnich lat</p> <p>3. P.A. Cox Krótkie wykłady, chemia nieorganiczna, PWN, 2003;</p> <p>Adresy na platformie eNauczanie:</p>										

Przykładowe zagadnienia/
przykładowe pytania/
realizowane zadania

1. Zapisz wzory soli o następujących nazwach systematycznych: siarczan(IV) miedzi(II), azotan(III) amonu, chloran(V) potasu, bromek magnezu.
2. Podaj nazwy systematyczne następujących związków: H_2SO_4 , H_2SO_3 , CuCl , FePO_4 .
3. Ile moli tlenku wapnia można otrzymać z 500 gramów węglańca wapnia?
4. Ile cząsteczek zawiera 7 g N_2 ?
5. Zdefiniuj pojęcie mola. Ile moli atomów tlenu znajduje się w 16 gramach tlenu.
6. Jak brzmi prawo zachowania masy? Na podstawie tego prawa rozwiąż poniższe zadanie. W wyniku ogrzania 10 gramów azotanu srebra otrzymano 3,67 grama produktów gazowych i metaliczne srebro. Ile gramów srebra otrzymano?
7. Co to jest liczba Avogadro? Oblicz bezwzględną masę atomu złota (w gramach) wiedząc, że względna masa atomowa złota wynosi 196,97 u, a liczba Avogadro wynosi $6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
8. Zapisz w postaci cząsteczkowej i jonowej dowolne równanie reakcji wymiany podwójnej.
9. Zapisz wzór rzeczywisty i empiryczny tetratlenku diazotu. Oblicz masę cząsteczkową i wagowy skład procentowy tego związku.
10. Co to jest termit i reakcja termitowa?
11. Opisz zwięźle trzy stany skupienia materii.
12. W jakim stanie skupienia występuje w naturze: a) azot; b) miedź; c) cukier? Czy te substancje mogą występować w pozostałych stanach skupienia? Jakie warunki są do tego konieczne?
13. Co to jest: a) izochoryczna przemiana gazu; b) współczynnik ściśliwości gazu; c) temperatura zera absolutnego?
14. Co to jest współczynnik ściśliwości gazów podaj wartość współczynnika ściśliwości dla gazów doskonałych.
15. Jakie są założenia kinetycznej teorii gazów?
16. Wyraź: a) 100000 Pa w torach; b) 0,75 bar w paskalach; c) 2 at w mmHg.
17. Wyraź masę atomu ołowiu w gramach.
18. Oblicz średnią ważoną masę atomową węgla jeżeli wiadomo, że w przyrodzie węgiel występuje w postaci trzech izotopów o podanych masach (w nawiasie podano rozpowszechnienie w % liczby atomów): ^{12}C 12,000000 u. (98,93%), ^{13}C 13,003355 u. (1,07%), ^{14}C 14,003241989 (0,00%).
19. Na czym polega zjawisko promieniotwórczości naturalnej. Podaj dwa przykłady nuklidów promieniotwórczych.
20. Scharakteryzuj trzy główne rodzaje promieniowania emitowanego przez promieniotwórcze pierwiastki.
21. Posługując się modelem VSEPR opisz geometrię cząsteczek: a) CCl_4 ; b) SF_4
22. Zdefiniuj moment dipolowy.
23. Czy podane cząsteczki wykazują moment dipolowy: a) CO_2 ; SO_2 ? Odpowiedź uzasadnij podając struktury tych cząsteczek i składowe momenty dipolowe wiązań.
24. Która z podanych cząsteczek wykazuje większy moment dipolowy: NH_3 czy NF_3 ? Czym jest to tłumaczone?
25. Narysuj diagram orbitali molekularnych cząsteczki F_2 i oblicz rząd wiązania.
26. Przy pomocy diagramu orbitali molekularnych wytłumacz czemu cząsteczki B_2 i O_2 są paramagnetyczne.
27. Co to jest pojemność cieplna substancji?
28. Co to jest para?
29. Co to jest prężność pary substancji?
30. W jaki sposób różnią się od siebie prężności pary substancji bardziej lotnej i mniej lotnej (mierzone w tej samej temperaturze).
31. Podaj przykład substancji o budowie jonowej i molekularnej i porównaj właściwości kryształów tych substancji. Napisz zwięźle z czego one wynikają.
32. Porównaj strukturę dwóch odmian alotropowych węgla.
33. Jak zbudowane są kryształy kowalencyjne? Podaj przykład substancji, która tworzy kryształy kowalencyjne.
34. Dlaczego metale dobrze przewodzą prąd i ciepło?
35. Zapisz dwa równania reakcji wykorzystywanych do laboratoryjnego otrzymywania tlenu
36. Narysuj wzór Lewisa ozonu. Czy cząsteczka ozonu ma moment dipolowy.
37. Zapisz równania reakcji powstawania tlenku, nadtlenu, ponadtlenku i ozonu.
38. Podaj równania reakcji chemicznych ilustrujących dużą reaktywność chemiczną ozonu.
39. Podaj przykład tlenku jonowego i kowalencyjnego. Jaki jest stan skupienia tych tlenków w temperaturze pokojowej?
40. Co to jest smog?
41. Narysuj wzory Lewisa tlenku azotu i ditlenku azotu. Czemu te cząsteczki są bardzo reaktywne?
42. Podaj równania dwóch reakcji, które można zastosować do otrzymywania wodoru w warunkach laboratoryjnych.
43. Opisz dwie przemysłowe metody otrzymywania wodoru.
44. Jaki pierwiastek jest najbardziej rozpowszechniony w skorupie ziemskiej a jaki we wszechświecie.
45. Zapisz półkowe i sumaryczne równanie reakcji elektrolizy wody.
46. Podaj po dwa równania reakcji chemicznych otrzymywania: a) wodoroków kowalencyjnych; b) wodoroków typu soli.
47. Podaj przykład jednego wodoroku jonowego i jednego kowalencyjnego. Zapisz równania tych wodoroków z wodą.
48. Czemu woda osiąga maksimum gęstości w $4 \text{ }^\circ\text{C}$?
49. Zapisz po dwa równania reakcji wody: a) z tlenkami niemetalami; b) z tlenkami metalami
50. Co to jest: a) woda krystalizacyjna; b) woda ciężka; c) woda utleniona; d) woda królewska
51. Co to jest roztwór nasycony?
52. Jaki jest wpływ temperatury na rozpuszczalność: a) ciał stałych; b) gazów.
53. Co to są elektrolity? Czym się różnią elektrolity słabe i mocne?
54. Podaj zależność między stałą a stopniem dysocjacji słabego elektrolitu.
55. Co to są koloidy?
56. Na czym polega zjawisko osmozy?
57. Czym różni się twardość przemijająca i stała wody?
58. Zaproponuj reakcje elementarne dla reakcji $\text{HCl} + \text{Br}_2 = \text{HBr} + \text{ClBr}$
59. Co to jest energia aktywacji?
60. Zdefiniuj szybkość reakcji chemicznej
61. Wymień czynniki wpływające na szybkość reakcji.
62. Co to są katalizatory? Wytłumacz na czym polega działanie katalizatora.
63. Co to jest rząd reakcji?
64. Wiedząc, że reakcja $\text{NO} + \text{O}_3 = \text{NO}_2 + \text{O}_2$ to reakcja elementarna (jednoetapowa) zapisz jej równanie kinetyczne.

	65. Jaki wpływ ma temperatura na szybkość reakcji?
Praktyki zawodowe w ramach przedmiotu	Nie dotyczy