

Prof. dr hab. inż. Stanisław Cudziło

Nazwa przedmiotu: Chemia ogólna i fizyczna
Nazwa w jęz. angielskim: General and physical chemistry
Kod przedmiotu: WTCNCSI -ChOF

Dane dotyczące przedmiotu:

Jednostka oferująca przedmiot: Wydział Nowych Technologii i Chemii
Przedmiot dla jednostki: Wydział Nowych Technologii i Chemii
Obowiązuje od naboru październik 2016

Domyślny typ protokołu dla przedmiotu:

Zaliczenie na ocenę

Język wykładowy:

polski

Skrócony opis:

Podstawowe pojęcia, definicje i prawa chemiczne, budowa atomu, układ okresowy pierwiastków; pierwiastki i związki chemiczne; wiązania chemiczne; klasyfikacja, nomenklatura i otrzymywanie związków nieorganicznych; stany skupienia materii; termodynamika chemiczna i termochemia; reakcje chemiczne; układy fazowe; statyka i kinetyka chemiczna.

Opis:

Semestr II.

Wykłady /metody dydaktyczne: Wykłady w języku polskim z wykorzystaniem metod multimedialnych, samodzielne studia literaturowe.

1. Podstawowe pojęcia, definicje i prawa chemiczne:

Masa atomowa i cząsteczkowa. Jednostka masy atomowej. Mol i masa molowa, objętość molowa substancji. Prawo stałości składu. Prawo zachowania masy. Molowa interpretacja przemian chemicznych. Stosunki stechiometryczne w przemianach chemicznych. (2 godz.)

2. Budowa atomu, układ okresowy pierwiastków:

Elementarne składniki atomu. Izotopy. Siły jądrowe, defekt masy a energia wiązania. Rozwój poglądów na budowę atomów. Elektrony w atomie. Zasady wypełniania powłok, podpowłok i poziomów orbitalnych. Przemiany jądrowe. (4 godz.)

3. Pierwiastki i związki chemiczne:

Pierwiastki jako najprostsze substancje chemiczne. Nazwy i symbole chemiczne pierwiastków. Podział pierwiastków na metale i niemetale. Charakterystyka pierwiastków grup s, p i d. Stopy metali. Cząsteczki i wzory związków chemicznych. (7 godz.)

4. Wiązania chemiczne:

Wiązanie jonowe, wiązanie kowalencyjne (atomowe), homojądrowe. Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane. Wiązanie koordynacyjne (semipolarne). Wiązanie metaliczne. Inne rodzaje oddziaływań. Hybrydyzacja orbitali atomowych. Czynniki rządzące geometrią drobin. (2 godz.)

5. Klasyfikacja, nomenklatura i otrzymywanie związków nieorganicznych:

Ogólne zasady nomenklatury związków nieorganicznych. Podział związków nieorganicznych. Tlenki. Wodorotlenki. Kwasy. Sole. Wodorki. Azotki. Węgliki. (4 godz.)

6. Stany skupienia materii:

Charakterystyka stanów skupienia materii. Pojęcie gazu doskonałego i jego prawa. Równanie stanu gazu doskonałego. Prawo Daltona. Kinetyczno-cząsteczkowa teoria gazów. Gazy rzeczywiste. Równanie Van der Waalsa. Gęstość i masa molowa gazów. Charakterystyka stanu ciekłego. Napięcie powierzchniowe cieczy. Substancje powierzchniowo-czynne. Parachora. Refrakcja. Lepkość cieczy. Stan szklisty. Charakterystyka stanu stałego. Budowa ciał krystalicznych. Badanie struktury kryształów. Typy wiązań w ciałach krystalicznych. Defekty kryształów. Półprzewodniki. (6 godz.)

7. Termodynamika chemiczna i termochemia:

Układ i energia wewnętrzna układu. Zerowa zasada termodynamiki. Pierwsza zasada termodynamiki i jej zastosowanie. Ciepło przemian chemicznych. Entalpia tworzenia. Prawo Hessa. Ciepło molowe. Prawo Kirchhoffa. Procesy samorzutne i wymuszone. Druga i trzecia zasada termodynamiki. Entropia. Energia i entalpia swobodna. (4 godz.)

8. Reakcje chemiczne:

Typy reakcji chemicznych. Jakościowa klasyfikacja reakcji. (1 godz.)

9. Układy fazowe:

Pojęcie fazy i składnika układu. Równowagi fazowe w układach jednoskładnikowych, dwuskładnikowych i trójskładnikowych. Równanie Clausiusa-Clapeyrona. Reguła faz Gibbsa. Punkt potrójny wody. Prawo Henry'ego. Prawo Raoult'a. Ebulliometria. Kriometria. Destylacja. Dyfuzja i ciśnienie osmotyczne roztworów. Azeotropia. Eutektyk. Prawo podziału Nernsta. Trójkąt stężeń

Gibbsa. (6 godz.)

10. Statyka i kinetyka chemiczna:

Rząd reakcji. Szybkość reakcji chemicznej. Czynniki wpływające na szybkość reakcji. Energia aktywacji. Teoria zderzeń. Katalizatory i kataliza. Równowaga chemiczna. Prawo działania mas Guldberga i Waagego. Reguła przekory. Wydajność reakcji chemicznej. Zjawisko sorpcji. Izoterm adsorpcji. Zastosowanie adsorpcji. Chromatografia. (6 godz.)

11. Sprawdzian pisemny. (2 godz.)

Ćwiczenia /metody dydaktyczne: samodzielne opracowywanie wybranych zagadnień, rozwiązywanie zadań rachunkowych i problemowych.

1. Budowa i właściwości materii. Ilościowy opis materii. Jednostki miar SI i ich wielokrotności. Chemiczne jednostki miar. Wzory i równania chemiczne. Rodzaje reakcji chemicznych. Wiązania chemiczne. Obliczenia stechiometryczne dla związków i prostych reakcji chemicznych. (6 godz.)

2. Równanie stanu gazu doskonałego i rzeczywistego. Obliczenia stechiometryczne dla złożonych reakcji chemicznych z udziałem reagentów gazowych. (2 godz.)

3. Stężenia roztworów. Reakcje w roztworach. Wykładnik ze stężenia (aktywności) jonów wodorowych. Obliczenia stechiometryczne dla złożonych reakcji chemicznych z uwzględnieniem reagentów stałych, ciekłych i gazowych. (2 godz.)

4. Reakcje chemiczne. Reakcje chemiczne w roztworach. Ilościowy opis roztworów rzeczywistych – stężenia. Elektrolity i dysocjacja elektrolityczna. Rozpuszczalność substancji. Iloczyn rozpuszczalności. (2 godz.)

5. Efekty energetyczne reakcji chemicznych. Ciepło właściwe i molowe. Ciepła przemian fizykochemicznych, ciepło spalania. Prawo Hessa i jego zastosowanie. (2 godz.)

8. Obliczenia z zakresu analizy chemicznej. Wyznaczanie wzoru empirycznego na podstawie danych elementarnych. (1 godz.)

10. Zaliczenie ćwiczeń. (1 godz.)

Literatura:

Podstawowa:

1. Henryk Bala, Wstęp do chemii materiałów, 2003.
2. Alina Dereszowska, Marzena Popek, Chemia techniczna, 2011.
3. Atkins Peter William, Chemia fizyczna, 2001.
4. Waldemar Ufnalski, Obliczenia fizykochemiczne, 1995.
5. Krzysztof Pigoń, Zdzisław Ruziewicz, Chemia fizyczna 1, 2013.
6. A.G. Whittaker, A.R. Mount, M.R. Heal, Chemia fizyczna. Krótkie wykłady, 2012.
7. Atkins Peter William, Jones Loretta, Chemia ogólna, 2006.
8. Adam Bielański, Podstawy chemii nieorganicznej, Tom I. Tom II, 2010.

Uzupełniająca:

1. Witold Tomassi, Chemia fizyczna, 1980.
2. Helena Jankowska, Chemia fizyczna, 1994.
3. Cox P. A., Chemia nieorganiczna. Krótkie wykłady, 2006.

Efekty kształcenia:

Numer	Opis	Odniesienie do efektów kierunkowych
W1	Student rozumie zjawiska i procesy fizyczne zachodzące w przyrodzie.	K_W03
W2	Student zna współczesne poglądy na chemiczną budowę i właściwości materii.	K_W03
W3	Student zna i rozumie opis reakcji chemicznych i podstawowych przemian fizykochemicznych w gazach, cieczach (roztworach), ciałach stałych i na granicy faz.	K_W03
U1	Student potrafi pozyskiwać informacje z literatury, baz danych i innych źródeł.	K_U03
U2	Student potrafi interpretować uzyskane informacje, wyciągać wnioski oraz formułować i uzasadniać opinie.	K_U03

Metody i kryteria oceniania:

Przedmiot zaliczany jest na podstawie zaliczenia pisemnego. Ćwiczenia zaliczane są na podstawie: obecności, ocen cząstkowych i sprawdzianu pisemnego. Warunkiem dopuszczenia do zaliczenia jest uzyskanie pozytywnych ocen z ćwiczeń audytoryjnych.

- Efekty W1, W2, W3, U1, U2 sprawdzane są na zaliczeniu pisemnym:
 - ocena 2 – poniżej 50% poprawnych odpowiedzi;
 - ocena 3 – 50 ÷ 60% poprawnych odpowiedzi;
 - ocena 3,5 – 61 ÷ 70% poprawnych odpowiedzi;
 - ocena 4 – 71 ÷ 80% poprawnych odpowiedzi;
 - ocena 4,5 – 81 ÷ 90% poprawnych odpowiedzi;
 - ocena 5 – powyżej 91% poprawnych odpowiedzi.
- Efekty W1-W3 sprawdzane są na podstawie pisemnego kolokwium cząstkowego i kolokwium semestralnego dotyczących rozwiązywania zadań rachunkowych:

ocena 2 – poniżej 50% poprawnych odpowiedzi;
 ocena 3 – 50 ÷ 60% poprawnych odpowiedzi;
 ocena 3,5 – 61 ÷ 70% poprawnych odpowiedzi;
 ocena 4 – 71 ÷ 80% poprawnych odpowiedzi;
 ocena 4,5 – 81 ÷ 90% poprawnych odpowiedzi;
 ocena 5 – powyżej 91% poprawnych odpowiedzi.

Praktyki zawodowe:

brak

Forma studiów

stacjonarne

Rodzaj studiów

I stopnia

Rodzaj przedmiotu

obowiązkowy

Przedmioty wprowadzające

Chemia, matematyka, fizyka w zakresie szkoły średniej.

Programy

kierunek: Inżynieria materiałowa

specjalność: Materiały funkcjonalne; Materiały konstrukcyjne

Forma zajęć liczba godzin/rygor

semestr	x- egzamin, + zaliczenie, # projekt						ECTS
	razem	wykłady	ćwiczenia	laboratoria	projekt	seminarium	
II	60	44 / +	16 / +				4

Autor

dr inż. Magdalena Żurowska

Bilans ECTS

Lp.	Aktywność	Obciążenie w godz.	
1	Udział w wykładach	44	
2	Samodzielne studiowanie tematyki wykładów	32	
3	Udział w ćwiczeniach	16	
4	Samodzielne przygotowanie się do ćwiczeń	12	
5	Udział w laboratoriach		
6	Samodzielne przygotowanie się do laboratoriów		
7	Udział w seminariach		
8	Samodzielne przygotowanie się do seminariów		
9	Realizacja projektu		
10	Udział w konsultacjach	8	
11	Przygotowanie do egzaminu	10	
12	Udział w egzaminie	2	
		Godz.	ECTS
Sumaryczne obciążenie pracą studenta		120	4
Zajęcia z udziałem nauczycieli: 1+3+5+7+9+10+12		70	2,5
Zajęcia o charakterze praktycznym: 5+6+9			
Zajęcia powiązane z działalnością naukową: 1+2+3+4+7+8		104	3,5

AUTOR

KARTY INFORMACYJNEJ

Dr inż. Magdalena ŻUROWSKA

KIEROWNIK JEDNOSTKI ORGANIZACYJNEJ
 ODPOWIEDZIALNEJ ZA PRZEDMIOT

Prof. dr hab. Inż. Jerzy CHOMA