



## KARTA OPISU PRZEDMIOTU - SYLABUS

Nazwa przedmiotu

Chemia fizyczna

### Przedmiot

Kierunek studiów

Technologie Ochrony Środowiska

Studia w zakresie (specjalność)

-

Poziom studiów

pierwszego stopnia

Forma studiów

stacjonarne

Rok/semestr

II/3

Profil studiów

ogólnoakademicki

Język oferowanego przedmiotu

polski

Wymagalność

obligatoryjny

### Liczba

#### godzin

Wykład

30

Ćwiczenia

0

Laboratoria

30

Projekty/seminaria

0

Inne (np. online)

0

#### Liczba punktów ECTS

5

#### Wykładowcy

Odpowiedzialny za przedmiot/wykładowca:

Prof. Andrzej Lewandowski

e-mail: [andrzej.lewandowski@put.poznan.pl](mailto:andrzej.lewandowski@put.poznan.pl)

tel. 061 665 23 09

Wydział Technologii Chemicznej

ul. M. Skłodowskiej-Curie 5, 60-965 Poznań

Odpowiedzialny za przedmiot/wykładowca:

#### Wymagania wstępne

Ma wiedzę z zakresu chemii ogólnej (pisanie reakcji chemicznych, przeliczanie stężeń, znajomość szkła laboratoryjnego i podstawowych urządzeń laboratoryjnych).

Ma wiedzę z zakresu matematyki i fizyki umożliwiającą wprowadzenie zagadnień z chemii fizycznej (podstawowe prawa fizyki, aparat różniczkowy).

Potrafi przygotować roztwory o danych stężeniach.

Posiadanie świadomości dalszego poszerzania swoich kompetencji.



## Cel przedmiotu

Zapoznanie studentów z zagadnieniami z chemii fizycznej na poziomie akademickim w zakresie: zasad i funkcji termodynamicznych (potencjały termodynamiczne jako siła napędowa procesów, termochemia, standaryzacja funkcji termodynamicznych oraz matematyczne relacje termodynamiczne), równowag fazowych dla układów jedno- i wieloskładnikowych, fizykochemii roztworów, równowag chemicznych, adsorpcji na ciele stałym, układów koloidalnych oraz źródeł energii.

## Przedmiotowe efekty uczenia się

### Wiedza

Student będzie potrafił formułować i objaśniać podstawowe zasady, teorie z zakresu chemii fizycznej, podać proste przykłady ich zastosowania w otaczającym świecie. K\_W06

Student będzie potrafił definiować podstawowe pojęcia i prawa termodynamiki, określać podstawowe ograniczenia i zakres ich stosowalności; opisać zjawiska i procesy na gruncie termodynamiki. K\_W08

### Umiejętności

Student będzie potrafił pozyskać informacje z literatury, baz danych i innych źródeł; dokonywać ich interpretacji, a także wyciągać wnioski oraz formułować i uzasadniać opinie. K\_U01

Student będzie potrafił pracować indywidualnie i w zespole; oszacować czas potrzebny na realizację otrzymanego zadania. K\_U02

Będzie potrafił zaplanować i przeprowadzić pomiary podstawowych wielkości fizykochemicznych. K\_U13

Student będzie posiadał umiejętność samokształcenia się z zakresu przedmiotu. K\_U06

Student będzie potrafił opracować, opisać i przedstawić wyniki eksperymentu lub obliczeń teoretycznych. K\_U04

### Kompetencje społeczne

Student będzie miał świadomość odpowiedzialności za wspólnie realizowane zadania. Będzie potrafił pracować w zespole. K\_K03

## Metody weryfikacji efektów uczenia się i kryteria oceny

Efekty uczenia się przedstawione wyżej weryfikowane są w następujący sposób:

Wykład: zaliczenie na podstawie oceny z laboratorium.

Ćwiczenia laboratoryjne: ocena na podstawie ilości punktów otrzymanych za wykonanie poszczególnych ćwiczeń. Próg zaliczeniowy: 56%

## Treści programowe

Wykład:

1. Pierwsza zasada termodynamiki - zasada zachowania energii



Efekt energetyczny reakcji chemicznej. Koncepcja energii wewnętrznej. Bilans energetyczny reakcji (procesu) – bilans energii wewnętrznej. Różnica energii zawartej w produktach i substratach wymieniana z otoczeniem. Zasada zachowania energii, jej postać matematyczna (pierwsza zasada termodynamiki). Definicja termodynamiczna pracy, jej rodzaje. Praca: elektryczna, zmiany powierzchni, objętościowa. Jak jest magazynowana energia wewnętrzna. Energia cieplna. Średnia energia cieplna cząsteczek. Rozkład Maxwell'a-Boltzman'a. Temperatura, różne jej skale. Skala termodynamiczna temperatury.

2. Druga zasada termodynamiki – chaos powstaje samorzutnie przy okazji przebiegu procesu

Układ dąży do maksymalnego chaosu – jest to stan najbardziej prawdopodobny. Koncepcja entropii jako miary chaosu. Całkowita entropia może rosnąć, ale nie może się zmniejszać. Całkowita zmiana entropii jako suma zmian entropii układu i otoczenia. Zerowa (trzecia) zasada termodynamiki.

3. Siła napędowa procesów – potencjały termodynamiczne

Praca i ciepło zależą od sposobu prowadzenia procesu. Dlaczego nie używamy w termodynamice wielkości do których jesteśmy przyzwyczajeni (ciepło, praca). Koncepcja funkcji stanu, jej wyrażenie matematyczne. Proces izobaryczny i izochoryczny. Procesy adiabatyczne. Pojęcie entalpii. Ciepło procesu izobarycznego i izochorycznego. Koncepcja energii swobodnej. Entalpia swobodna. Kiedy używać której funkcji ( $p = \text{const}$  lub  $v = \text{const}$ ).

4. Termochemia

Pojemność cieplna. Pomiar ciepła – kalorymetr. Zależność pojemności cieplnej od temperatury. Różnica pomiędzy  $C_p$  i  $C_v$  oraz  $Q_p$  i  $Q_v$ . Równania termochemiczne. Przykłady reakcji ze zmienną ilością składników w fazie gazowej. Ciepło procesu i ciepło substancji. Zależność ciepła procesu izobarycznego i izochorycznego od temperatury.

5. Standaryzacja funkcji termodynamicznych

Standaryzujemy ciepła substancji a nie procesów z ich udziałem – to redukuje ilość koniecznych danych o wiele rzędów. Arbitralne warunki standardowe ( $p = 1 \text{ atm}$ ,  $T = 298 \text{ K}$ ). Ciepła standardowe substancji – reguły wyznaczania. Nie tabelaryzujemy faktycznej energii wewnętrznej substancji, bo dla wszystkich pierwiastków przyjmujemy wartość zerową. W procesie i tak energia się zbilansuje, bo istnieje zasada zachowania energii. Entropia standardowa – musimy wyznaczać faktyczną jej wartości, bo nie ma zasady zachowania entropii. Entropia substancji w pobliżu zera Kelvina. Kalorymetryczne mierzenie entropii substancji.

6. Matematyczne relacje termodynamiczne

Zależność energii swobodnej od temperatury oraz objętości. Zależność entalpii swobodnej od temperatury oraz ciśnienia. Zależność entalpii od ciśnienia. Zależność ciśnienia od objętości i temperatury. Zależność energii wewnętrznej od objętości.

7. Równowagi fazowe – układy jednoskładnikowe



Reguła faz Gibbs'a. Topnienie parowanie, sublimacja. Równowaga ciec-z-gaz. Zależność prężności pary cieczy od temperatury: równanie Clausis'a-Clapeyron'a. Krzywe ogrzewania cieczy. Zjawisko wrzenia – temperatura wrzenia. Zależność temperatury wrzenia od ciśnienia. Ciepło parowania , skraplania). Chłodzenie przez odparowanie wody. Kawitacja. Przemiana ciec-z ciało stałe. Zależność temperatury topnienia od ciśnienia. Przemiana ciało stałe – gaz: sublimacja. Zależność prężności pary nad ciałem stałym od temperatury.

#### 8. Równowagi fazowe – układy jednoskładnikowe, wykresy fazowe

Wykresy zależności ciśnienie-temperatura dla równowag ciec-z-gaz, ciec-z-ciało stałe oraz ciało stałe-gaz. Wykres fazowy układu jednoskładnikowego. Możliwość występowania stanu stałego w postaci różnych faz. Przykłady wykresów fazowych. 'Nietermodynamiczne' stany materii. Stan szklisty. Temperatura zeszklenia. Struktura szkła. Płyn nadkrytyczny. Nadkrytyczny CO<sub>2</sub> – wykres fazowy, zastosowania.

#### 9. Równowagi fazowe – układy wieloskładnikowe

Analiza termiczna układu wieloskładnikowego. Wykres fazowy. Równowagi fazowe ciec-z-gaz dla układów wieloskładnikowych. Azeotropia. Destylacja. Rektyfikacja. Destylacja próżniowa. Przykład: destylacja ropy naftowej, destylacja alkoholu rolniczego. Równowagi fazowe ciec-z-ciało dla układów wieloskładnikowych. Układ dwuskładnikowy z jednym stopem stałym (całkowita mieszalność składników w stanie stałym). Wykres fazowy. Krystalizacja, oczyszczanie. Układ eutektyczny prosty. Wykres fazowy. Parametry eutektyczne. Eutektyki roztworów stałych, wykres fazowy. Układy eutektyczne z połączeniem chemicznym pomiędzy składnikami. Przykłady. Eutektyk tworzony w układach racemicznych. Układ merytektyczny. Układ perytektyczny. Struktura stopów eutektycznych. Sopy metali, przykłady.

#### 10. Równowaga reakcji chemicznej

Stała równowagi reakcji. Związek stałej równowagi z energią i entalpią swobodną: izoterma van't Hoff'a. Zależność położenia równowagi od temperatury, izobara i izochora van't Hoff'a. Zależność położenia równowagi od ciśnienia, izoterma van Laar'a. Przykłady. Obliczanie położenia równowagi i wydajności reakcji z danych termodynamicznych.

#### 11. Termodynamiczny opis roztworów

Mieszanina i roztwór. Zmiany objętości podczas mieszania cieczy – brak addytywności. Częstkowa objętość molowa. Ogólnie: cząstkowe wielkości molowe. Wzajemna modyfikacja składników roztworu. Ogólny brak addytywności cząstkowych wielkości molowych. Relacja Gibbs'a-Duhem'a. Potencjał chemiczny, jego zależność od ilości składników i temperatury.

Siła napędowa tworzenia samorzutnego roztworów. Warunek równowagi w układach wieloskładnikowych. Standaryzacja potencjału chemicznego. Termodynamika mieszania. Funkcje nadmiarowe. Roztwory doskonałe. Ciepło mieszania. Roztwory rzeczywiste. Przykłady mieszanin, roztworów 'doskonałych' i 'rzeczywistych'.

#### 12 Fizykochemia roztworów



Równowaga podziału składnika pomiędzy dwa roztwory ciekłe, prawo podziału Nernst'a, ekstrakcja. Osmoza. Odwrócona osmoza, oczyszczanie wody. Membrany. Temperatura wrzenia i krzepnięcia roztworu substancji nielotnej. Stała ebulioskopowa i krioskopowa rozpuszczalnika. Rozpuszczalność gazów w cieczach – zależność od temperatury i ciśnienia. Rozpuszczalność ciał stałych w cieczach, zależność od temperatury.

### 13 Adsorpcja na ciele stałym

Adsorpcja na ciele stałym. Adsorpcja fizyczna i chemiczna. Ciepło adsorpcji. Adsorpcja jedno- i wielowarstwowa. Centra aktywne. Adsorpcja chemiczna, izoterma Langmuir'a. Izoterma Freundlich'a. Struktura adsorbentów, mikro-, mezo- i makro- pory. Węgłe aktywne. Kondensacja kapilarna gazów. Typy izoterm adsorpcji. Izoterma BET. Wyznaczanie powierzchni właściwej adsorbentów z izoterm BET. Modyfikacja powierzchni adsorbentów stałych. Zastosowanie adsorbentów stałych. Adsorpcja na granicy ciecz/ciecz lub ciecz/gaz. Napięcie międzyfazowe. Środki powierzchniowo czynne, ich adsorpcja.

### 14. Układy koloidalne

Dyspersja, definicja układów koloidalnych. Podziały układów koloidalnych. Gazozole, liozole, zole stałe. Koloidy liofilowe i liofobowe. Układy fazowe, cząsteczkowe i micelarne. Tworzenie układów koloidalnych: metody dyspersyjne i kondensacyjne. Tworzenie emulsji. Struktura miceli. Ładunek ochronny. Potencjał zeta. Elektroforeza. Efekt Tyndall'a. Lepkość układów koloidalnych. Niszczenie układów koloidalnych. Koagulacja-peptyzacja.

### 15 Źródła energii

Defekt masy (reakcje jądrowe) jako jedyne źródło 'dodatkowej' energii. Słońce jako 'siłownia jądrowa Ziemi'. Stała słoneczna. Mity energetyczne. Perpetuum mobile pierwszego i drugiego rodzaju. Wodór jako źródło energii przyszłości to perpetuum mobile. Paliwa kopalne i odnawialne. Parametry paliw w zależności od zastosowania. Paliwa silników spalinowych. Benzyny, Diesel. Liczba oktanowa. Zasoby paliw kopalnych. Możliwość pozyskiwania energii słonecznej via paliwa odnawialne.

Ćwiczenia laboratoryjne:

#### 1. RÓWNOWAGI FAZOWE

Zależność prężności pary nad cieczą od temperatury, równanie Clausiusa-Clapeyrona. Ciepło i entropia parowania, reguła Troutona. Parowanie w układzie dwuskładnikowym. Prężność pary nad roztworem. Prawo Raoult'a, prawo Henry'ego. Wykresy fazowe ciecz - para, destylacja, rektyfikacja. Układy azeotropowe. Reguła faz Gibbsa. Typy równowagi ciecz - faza stała układów dwuskładnikowych. Stopy dwu- i wieloskładnikowe. Wykresy fazowe ciecz – ciało stałe. Krzywe stygnięcia. Analiza termiczna. Potencjał chemiczny substancji rozpuszczonej. Aktywność i współczynnik aktywności. Prawo podziału Nernsta. Układy trójskładnikowe. Wykresy fazowe ciecz-ciecz. Ekstrakcja. Zastosowanie ekstrakcji.

#### 2. WŁASNOŚCI CZĄSTECZEK



Moment dipolowy stały i indukowany. Stała dielektryczna oraz pojemność kondensatora. Polaryzacja przesunięcia i ustawienia, polaryzowalność, refrakcja. Refrakcja molowa a struktura cząsteczek. Addytywność refrakcji. Podatność jonów na odkształcenia. Polaryzowalność i wiązania chemiczne. Wpływ budowy cząsteczki na wartość jej momentu dipolowego. Momenty dipolowe poszczególnych wiązań. Refraktometria.

### 3. RÓWNOWAGI POWIERZCHNIOWE

Rodzaje adsorpcji. Adsorpcja na ciele stałym. Adsorpcja fizyczna i chemiczna. Rodzaje adsorbentów. Izotermy adsorpcji. Spektrofotometria: budowa i zasada działania spektrofotometru, prawa Lamberta-Beera. Napięcie powierzchniowe i metody pomiaru. Izoterma adsorpcji Gibbsa. Flotacja. Środki powierzchniowo-czynne. Piany i emulsje.

### 4. RÓWNOWAGI CHEMICZNE

Ciepło reakcji i jego pomiar. Prawa termochemiczne. Równania termodynamiczne. Ciepło reakcji przy stałym ciśnieniu i przy stałej objętości. Molowe entalpie tworzenia, spalania, rozpuszczania, rozcieńczania i inne. Kalorymetria: do czego służy, kalorymetry, ich budowa i rodzaje. Związek funkcji termodynamicznych ze stałą równowagi reakcji. Zależność stałej równowagi reakcji od temperatury. Ciepło reakcji i jego zależność od temperatury. Pojęcie iloczynu rozpuszczalności. Konduktometria. Pomiar przewodności elektrycznej roztworów elektrolitów. Budowa naczynka konduktometrycznego. Budowa związków kompleksowych. Wiązania. Tworzenie i budowa kompleksów i rodzaje kompleksów. Stała trwałości kompleksu. Wyznaczanie składu i stałej trwałości kompleksu. Spektrofotometria. Budowa i zasada działania spektrofotometru. Prawa Lamberta-Beera. Odchylenia od praw absorpcji.

### 5. FIZYKO-CHEMIA WODY

Twardość wody i jej rodzaje. Usuwanie twardości wody - destylacja, metoda termiczna, metody chemiczne, demineralizacja wody. Jonity. Uzdatnianie wody do celów chłodniczych i kotłowych.

#### Metody dydaktyczne

Wykład: prezentacja multimedialna

Ćwiczenia laboratoryjne: metoda praktyczna. Planowanie, wykonanie i analiza rezultatów eksperymentu fizykochemicznego.

#### Literatura

Podstawowa

1. K. Pigoń, Z. Ruziewicz, Chemia Fizyczna, PWN Warszawa 2013
2. P. Atkins, Chemia Fizyczna, PWN Warszawa 2019
3. H. Buchowski, W. Ufnalski, Podstawy termodynamiki, WNT Warszawa 1998
4. H. Buchowski, W. Ufnalski, Fizykochemia gazów i cieczy, WNT Warszawa 1998



5. W. Ufnalski, Równowagi chemiczne, WNT Warszawa 1998
6. L. Sobczyk, Eksperymentalna Chemia Fizyczna, PWN Warszawa 1982
7. Instrukcje do ćwiczeń laboratoryjnych z chemii fizycznej

Uzupełniająca

1. P. Atkins, Podstawy Chemii Fizycznej, PWN Warszawa 1999
2. L. Sobczyk, A. Kisza, Chemia fizyczna dla przyrodników PWN Warszawa 1977
3. J. Minczewski, Chemia analityczna, PWN Warszawa 2005
4. H. Buchnowski, W. Ufnalski Wykłady z chemii fizycznej WNT Warszawa 1998

**Bilans nakładu pracy przeciętnego studenta**

	Godzin	ECTS
Łączny nakład pracy	115	5
Zajęcia wymagające bezpośredniego kontaktu z nauczycielem	60	2,5
Praca własna studenta (studia literaturowe, przygotowanie do zajęć laboratoryjnych, przygotowanie protokołu) <sup>1</sup>	55	2,5

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