



KARTA OPISU PRZEDMIOTU - SYLABUS

Nazwa przedmiotu

Chemia fizyczna [S11ChiP1>CF1]

Przedmiot

Kierunek studiów

Inżynieria chemiczna i procesowa

Rok/Semestr

2/3

Studia w zakresie (specjalność)

–

Profil studiów

ogólnoakademicki

Poziom studiów

pierwszego stopnia

Język oferowanego przedmiotu

polski

Forma studiów

stacjonarne

Wymagalność

obligatoryjny

Liczba godzin

Wykład

30

Laboratorium

0

Inne (np. online)

0

Ćwiczenia

15

Projekty/seminaria

0

Liczba punktów ECTS

4,00

Koordynatorzy

dr hab. inż. Agnieszka Świdarska-Mocek

agnieszka.swiderska-mocek@put.poznan.pl

Wykładowcy

Wymagania wstępne

Ma wiedzę z zakresu chemii ogólnej (pisanie reakcji chemicznych, przeliczanie stężeń). Ma wiedzę z zakresu matematyki i fizyki umożliwiającą wprowadzenie zagadnień z chemii fizycznej (podstawowe prawa fizyki, aparat różniczkowy). Posiadanie świadomości dalszego poszerzania swoich kompetencji.

Cel przedmiotu

Zapoznanie studentów z podstawowymi zagadnieniami z chemii fizycznej na poziomie akademickim w zakresie: zasad i funkcji termodynamicznych (potencjały termodynamiczne jako siła napędowa procesów, termochemia, standaryzacje funkcji termodynamicznych oraz matematyczne relacje termodynamiczne), równowag fazowych dla układów jedno- i wieloskładnikowych, fizykochemii roztworów, równowag reakcji 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_w03, k_w10

student będzie potrafił definiować podstawowe pojęcia i prawa termodynamiki, określać podstawowe

ograniczenia i zakres ich stosowalności; opisać zjawiska i procesy na gruncie termodynamiki. k_w03, k_w10

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 posiadał umiejętność samokształcenia się z zakresu przedmiotu. k_u05

student będzie potrafił opracować, opisać i przedstawić wyniki obliczeń teoretycznych. k_u07, k_u08

Kompetencje społeczne:

student będzie miał świadomość odpowiedzialności za wspólnie realizowane zadania. będzie potrafił pracować w zespole. k_k04

Metody weryfikacji efektów uczenia się i kryteria oceny

Efekty uczenia się przedstawione wyżej weryfikowane są w następujący sposób:

Wykład: zaliczenie na podstawie oceny z ćwiczeń rachunkowych

Ćwiczenia rachunkowe: ocena na podstawie zdobytych punktów za aktywność w trakcie zajęć, napisanie kartkówki i kolokwium. Próg zaliczeniowy: 60% punktów.

Jeżeli zajęcia będą odbywać się w trybie zdalnym, formy zaliczenia przedmiotu pozostają bez zmian i będą przeprowadzane z wykorzystaniem narzędzi udostępnionych przez Politechnikę Poznańską (platforma e-kursy).

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 Clausius'a-Clapeyron'a. Krzywe ogrzewania cieczy. Zjawisko wrzenia – temperatura wrzenia. Zależność temperatury wrzenia od ciśnienia. Ciepło parowania, skraplania). Chłodzenie przez odparowanie wody. Kawitacja. Przemiana ciecz – 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-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 CO₂ – wykres fazowy, zastosowania.

9. Równowagi fazowe – układy wieloskładnikowe

Analiza termiczna układu wieloskładnikowego. Wykres fazowy. Równowagi fazowe ciecz – gaz dla układów wieloskładnikowych. Azeotropia. Destylacja. Rektyfikacja. Destylacja próżniowa. Przykład: destylacja ropy naftowej, destylacja alkoholu rolniczego. Równowagi fazowe ciecz – 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. Węgle 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 rachunkowe:

Obliczenia fizykochemiczne z zakresu:

TERMODYNAMIKA CHEMICZNA

I zasady termodynamiki. Bilans cieplny reakcji chemicznych. Obliczanie efektów cieplnych na podstawie wartości tablicowych. Pojemność cieplna C_v i C_p oraz ich zależność od temperatury. Obliczanie wpływu temperatury na efekty cieplne procesów chemicznych. Standaryzacja efektów cieplnych reakcji chemicznych. II zasady termodynamiki. Określanie kierunku przemiany chemicznej. Entropii jako funkcja stanu określająca kierunek.

KINETYKA CHEMICZNA

Zapoznanie się z matematycznym opisem szybkości reakcji chemicznych. Wyznaczanie szybkości, stałych szybkości prostych reakcji chemicznych. Zależność stałej szybkości reakcji od temperatury – obliczanie energii aktywacji reakcji z równania Ahreniusa.

Metody dydaktyczne

Wykład: prezentacja multimedialna

Ćwiczenia rachunkowe z dyskusją. Metoda dedukcyjna. Ćwiczenia polegają na rozwiązywaniu zadań cząstkowych i rozwiązywaniu problemów szczegółowych.

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. P.W. Atkins, C.A Trapp, M.P.Cady, C.Giunta Chemia fizyczna. Zbiór zadań z rozwiązaniami
8. J. Demichowicz-Pigoniowa Obliczenia fizykochemiczne, Wydawnictwo Politechniki Wrocławskiej Wrocław 1997

Uzupełniająca

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

Bilans nakładu pracy przeciętnego studenta

	Godzin	ECTS
Łączny nakład pracy	90	4,00
Zajęcia wymagające bezpośredniego kontaktu z nauczycielem	45	2,00
Praca własna studenta (studia literaturowe, przygotowanie do zajęć laboratoryjnych/ćwiczeń, przygotowanie do kolokwium/egzaminu, wykonanie projektu)	45	2,00