



KARTA OPISU PRZEDMIOTU - SYLABUS

Nazwa przedmiotu

Termodynamika chemiczna i procesowa

Przedmiot

Kierunek studiów

Technologia chemiczna

Studia w zakresie (specjalność)

Poziom studiów

pierwszego stopnia

Forma studiów

niestacjonarne

Rok/semestr

3/5

Profil studiów

ogólnoakademicki

Język oferowanego przedmiotu

polski

Wymagalność

obligatoryjny

Liczba godzin

Wykład

20

Laboratoria

30

Inne (np. online)

0

Ćwiczenia

20

Projekty/seminaria

0

Liczba punktów ECTS

8

Wykładowcy

Odpowiedzialny za przedmiot/wykładowca:

dr hab. inż. Agnieszka Świdorska-Mocek

e-mail: agnieszka.swiderska-mocek

@put.poznan.pl

Wydział Technologii Chemicznej

ul. Berdychowo 4, 61-131 Poznań

Odpowiedzialny za przedmiot/wykładowca:

Wymagania wstępne

Student powinien posiadać (i) podstawową wiedzę z zakresu chemii ogólnej (pisanie reakcji chemicznych, przeliczanie stężeń, znajomości szkła laboratoryjnego i podstawowych urządzeń laboratoryjnych) (ii) posiada podstawy z zakresu matematyki i fizyki umożliwiające wprowadzenie zagadnień z chemii fizycznej (podstawowe prawa fizyki, aparat różniczkowy -) -potrafi zastosować poznany aparat matematyczny oraz zagadnienia fizyki do obliczeń fizykochemicznych

Cel przedmiotu

Zapoznanie studentów z podstawowymi zagadnieniami z termodynamiki 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.



Przedmiotowe efekty uczenia się

Wiedza

K_W03 posiada niezbędną wiedzę z chemii w zakresie umożliwiającym zrozumienie zjawisk i procesów chemicznych

K_W08, K_W10 ma usystematyzowaną, podbudowaną teoretycznie wiedzę ogólną w zakresie chemii ogólnej i nieorganicznej, organicznej, fizycznej i analitycznej; zna podstawy termodynamiki

Umiejętności

K_U01 Potrafi pozyskać informacje z literatury, baz danych i innych źródeł; potrafi integrować uzyskane informacje, dokonywać ich interpretacji, a także wyciągać wnioski oraz formułować i uzasadniać opinie.

K_U05 Ma umiejętność samokształcenia się z zakresu przedmiotu.

K_U09 przy formułowaniu i rozwiązywaniu zadań potrafi dostrzegać ich aspekty systemowe i pozatechniczne

K_U19 potrafi scharakteryzować różne stany materii, strukturę związków chemicznych wykorzystując teorie używane do ich opisu i metody/techniki eksperymentalne

K_U023 stosuje zasady termodynamiki przy realizacji procesów chemicznych

K_U024 przewiduje reaktywność związków chemicznych na podstawie ich budowy, szacuje efekty termodynamiczne i kinetyczne procesów chemicznych

Kompetencje społeczne

K_K02 ma świadomość ważności i zrozumienie pozatechnicznych aspektów i skutków działalności

inżynierskiej, w tym jej wpływu na środowisko i związanej z tym odpowiedzialności za podejmowane decyzje

K_K03 potrafi współdziałać i pracować w grupie, inspirować i integrować środowiska inżynierskie

K_K04 potrafi odpowiednio określić priorytety służące realizacji wyznaczonego zadania

Metody weryfikacji efektów uczenia się i kryteria oceny

Efekty uczenia się przedstawione wyżej weryfikowane są w następujący sposób:

Wykład: egzamin

Ćwiczenia: zaliczenie pisemne powyżej 65%

Laboratorium: Ocena na podstawie ilości punktów otrzymanych za wykonanie poszczególnych ćwiczeń.

Treści programowe



WYKŁADY

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. Temperatura, różne jej skale. Skala termodynamiczna temperatury.

Druga zasada termodynamiki . Proste przykłady. Koncepcja entropii jako miary chaosu. Całkowita entropia może rosnąć, ale nie może się zmniejszać (druga zasada termodynamiki). Całkowita zmiana entropii jako suma zmian entropii układu i otoczenia. Zerowa (trzecia) zasada termodynamiki.

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 $v = \text{const}$).

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.

Standaryzacja funkcji termodynamicznych

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.

Koncepcja gazu doskonałego. Gaz rzeczywisty. Współczynnik ściśliwości gazu. Opis gazu rzeczywistego przy pomocy wielomianu (równania wirialnego). Drugi współczynnik wirialny – temperatura Boyle’a. Wyznaczanie drugiego współczynnika wirialnego. Oddziaływania międzycząsteczkowe van der Waals’a. Opis gazu rzeczywistego przy pomocy równania van der Waals’a. Graficzne przedstawienie izoterm gazu doskonałego i van der Waals’a. Izoterma krytyczna, skraplanie gazów. Parametry krytyczne. Związek parametrów krytycznych ze stałymi i van der Waals’a.

Równowagi fazowe – układy jednoskładnikowe

Reguła faz Gibbs’a. Topnienie parowanie, sublimacja. Równowaga ciecż-gaz. Zależność prężności pary ciecży od temperatury: równanie Clausis’a-Clapeyron’a. Krzywe ogrzewania ciecży. Zjawisko wrzenia – temperatura wrzenia. Zależność temperatury wrzenia od ciśnienia. Ciepło parowania , skraplania). Chłodzenie przez odparowanie wody. Kawitacja. Przemiana ciecż – ciało stałe. Zależność temperatury



topnienia od ciśnienia. Przemiana ciało stałe – gaz: sublimacja. Zależność prężności pary nad ciałem stałym od temperatury.

Równowagi fazowe – układy jednoskładnikowe, wykresy fazowe

Wykresy zależności ciśnienie-temperatura dla równowag ciec-zgaz, 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.

Równowagi fazowe – układy wieloskładnikowe

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

Równowaga reakcji chemicznej

Stała równowagi reakcji. Związek stałej r 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.

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'.

ĆWICZENIA AND LABORATORIA:

Zapoznanie się z matematycznym opisem otaczającego nas świata i wyznaczanie podstawowych parametrów termodynamicznych. Pierwsza zasada termodynamiki - zasada zachowania energii. 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. Druga zasada termodynamiki . Całkowita zmiana entropii jako suma zmian



entropii układu i otoczenia. Zerowa (trzecia) zasada termodynamiki. Siła napędowa procesów – potencjały termodynamiczne Praca i ciepło i ich zależność od sposobu prowadzenia procesu. Funkcje stanu, ich opis matematyczny. 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 $v = \text{const}$). 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.

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.

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.

RÓWNOWAGI CHEMICZNE

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. Ciepło reakcji i jej pomiar. Prawa termochemiczne. Równania termodynamiczne. Ciepło reakcji przy stałym ciśnieniu lub przy stałej objętości. Molowe entalpie tworzenia, spalania, rozpuszczania, rozcieńczania i inne. Kalorymetria. Budowa i rodzaje kalorymetrów. Ognia i rodzaje ogniw. Metody pomiaru siły elektromotorycznej ogniwie.

Metody dydaktyczne

Wykład - prezentacja

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

Laboratorium - metoda praktyczna - ćwiczenia laboratoryjne. Planowanie, wykonanie i analiza rezultatów eksperymentu fizykochemicznego.



Literatura

Podstawowa

1. K. Pigoń, Z. Ruziewicz, Chemia Fizyczna, PWN Warszawa 2005.
2. P. Atkins, Chemia Fizyczna, PWN, Warszawa 2001

Uzupełniająca

1. P. Atkins, Podstawy Chemii Fizycznej, PWN, Warszawa 1999
2. L. Sobczyk, A. Kiszka, Chemia fizyczna dla przyrodników PWN Warszawa 1977
3. H. Buchnowski, W. Ufnalski Wykłady z chemii fizycznej WNT Warszawa 1998
4. P.W. Atkins, C.A Trapp, M.P.Cady, C.Giunta Chemia fizyczna. Zbiór zadań z rozwiązaniami.
5. J. Demichowicz-Pigoniowa Obliczenia fizykochemiczne, Wydawnictwo Politechniki Wrocławskiej Wrocław 1997.
6. W.Ufnalski. Obliczenia fizykochemiczne. Wydawnictwo Politechniki Warszawskiej 1995

Bilans nakładu pracy przeciętnego studenta

	Godzin	ECTS
Łączny nakład pracy	200	8,0
Zajęcia wymagające bezpośredniego kontaktu z nauczycielem	80	3,0
Praca własna studenta (studia literaturowe, przygotowanie do zajęć laboratoryjnych/ćwiczeń, przygotowanie do kolokwium/egzaminu, wykonanie projektu) ¹	120	5,0

¹ niepotrzebne skreślić lub dopisać inne czynności