



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

stacjonarne

Rok/semestr

II/3

Profil studiów

ogólnoakademicki

Język oferowanego przedmiotu

polski

Wymagalność

obligatoryjny

Liczba godzin

Wykład

30

Laboratoria

30

Inne (np. online)

0

Ćwiczenia

Projekty/seminaria

0

Liczba punktów ECTS

6

Wykładowcy

Odpowiedzialny za przedmiot/wykładowca:

Prof. Andrzej Lewandowski

Odpowiedzialny za przedmiot/wykładowca:

e-mail: andrzej.lewandowski@put.poznan.pl

tel. 061 665 23 09

Wydział Technologii Chemicznej

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

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 termodynamiki 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 teorie z zakresu zjawisk powierzchniowych i maszyn cieplnych oraz źródeł energii. 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 potrafił zaplanować i przeprowadzić pomiary podstawowych wielkości fizykochemicznych. K_U22, K_U23

Student będzie potrafił zastosować zasady termodynamiki przy realizacji procesów chemicznych. K_U23

Student będzie posiadał umiejętność samokształcenia się z zakresu przedmiotu. K_U05

Student będzie potrafił opracować, opisać i przedstawić wyniki eksperymentu lub obliczeń teoretycznych. K_U09

Kompetencje społeczne

Student będzie miał świadomość odpowiedzialności za wspólnie realizowane zadania. Potrafił pracować w zespole. K_K03

Student będzie rozumiał potrzebę dokończenia się i podnoszenia swoich kompetencji zawodowych. K_K01

Metody weryfikacji efektów uczenia się i kryteria oceny

Efekty uczenia się przedstawione wyżej weryfikowane są w następujący sposób:

Wykład: egzamin

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

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. Gazy



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.

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

9. 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 CO₂ – wykres fazowy, zastosowania.

10. 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.

11. 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.

12. Termodynamiczny opis roztworów

Mieszanka 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'.

13. 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.

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. Przepływy

Bodziec i przepływ. Przenoszenie masy, ciepła, ładunku i pędu. Dyfuzja, równanie Fick'a dla bodźca zmiennego w czasie (I) lub dla stanu stacjonarnego (II). Współczynnik dyfuzji. Termodyfuzja. Przewodzenie ciepłe, równanie Fourier'a, współczynnik przewodnictwa cieplnego. Przenoszenie pędu, równanie Newtona. Współczynnik lepkości. Ciecze nienewtonowskie. Przepływ ładunków elektrycznych, prawo Ohm'a. Przewodnictwo właściwe.

16. Maszyny cieplne

Sinik cieplny. Zasada działania – zbiornik ciepła, chłodnica. Sprawność silnika cieplnego. Cykl Carnot. Sinik parowy. Sinik turbinowy. Sinik Stirling'a. Pompy ciepła, zasada działania. Sprawność chłodziarki i pompy ciepła.

17. 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:

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. Entropia jako funkcja stanu określająca kierunek. Potencjały termodynamiczne – obliczanie stałej równowagi reakcji chemicznych. Określanie wpływu temperatury na stałą równowagi chemicznej.

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.

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. Ogniw i rodzaje ogniwi. Metody pomiaru siły elektromotorycznej ogniwie.

Metody dydaktyczne

Wykład: prezentacja multimedialna

Laboratorium - metoda praktyczna - ćwiczenia laboratoryjne. 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. L. Sobczyk, Eksperymentalna Chemia Fizyczna, PWN Warszawa 1982



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
7. Instrukcje do ćwiczeń laboratoryjnych z chemii fizycznej

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. Buchnowski, W. Ufnalski Wykłady z chemii fizycznej, WNT Warszawa 1998

Bilans nakładu pracy przeciętnego studenta

	Godzin	ECTS
łączy nakład pracy	150	6,0
Zajęcia wymagające bezpośredniego kontaktu z nauczycielem	80	3,2
Praca własna studenta (studia literaturowe, przygotowanie do zajęć laboratoryjnych, przygotowanie do kolokwium i egzaminu, przygotowanie protokołów) ¹	70	2,8

¹ niepotrzebne skreślić lub dopisać inne czynności