



KARTA OPISU PRZEDMIOTU - SYLABUS

Nazwa przedmiotu

Termodynamika procesowa

Przedmiot

Kierunek studiów

Inżynieria Farmaceutyczna

Studia w zakresie (specjalność)

-

Poziom studiów

pierwszego stopnia

Forma studiów

stacjonarne

Rok/semestr

2/3

Profil studiów

ogólnoakademicki

Język oferowanego przedmiotu

polski

Wymagalność

obligatoryjny

Liczba godzin

Wykład

30

Ćwiczenia

15

Laboratoria

30

Projekty/seminaria

0

Inne (np. online)

0

Liczba punktów

5

Wykładowcy

Odpowiedzialny za przedmiot/wykładowca:

Prof. Andrzej Lewandowski

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 stężenia.

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_W4

Student będzie potrafił definiować podstawowe pojęcia i prawa termodynamiki, określać podstawowe ograniczenia i zakres ich stosowalności; opisać zjawiska i procesy na gruncie termodynamiki. K_W4, K_W11

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_U1

Student będzie potrafił pracować indywidualnie i w zespole; oszacować czas potrzebny na realizację otrzymanego zadania. K_U2

Będzie potrafił zaplanować i przeprowadzić pomiary podstawowych wielkości fizykochemicznych. K_U2

Student będzie potrafił opracować, opisać i przedstawić wyniki eksperymentu lub obliczeń teoretycznych. K_U2, K_U11

Kompetencje społeczne

Student będzie miał świadomość odpowiedzialności za wspólnie realizowane zadania. Będzie potrafił pracować w zespole. K_K2

Student będzie posiadał umiejętność samokształcenia się z zakresu przedmiotu. K_K1

Metody weryfikacji efektów uczenia się i kryteria oceny

Efekty uczenia się przedstawione wyżej weryfikowane są w następujący sposób:

Wykład: Wiedza nabyta w ramach wykładu jest weryfikowana podczas egzaminu pisemnego. Egzamin



składa się z 3 pytań otwartych za taką samą liczbę punktów i 15 pytań testowych. Próg zaliczeniowy: 53% punktów.

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

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. 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 ciec-z 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-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.

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

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.

Ćwiczenia laboratoryjne:

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. Ognia i rodzaje ogniw. Metody pomiaru siły elektromotorycznej ogniwa.

Metody dydaktyczne

Wykład: prezentacja multimedialna

Ćwiczenia laboratoryjne: wykonanie danego eksperymentu w ramach ćwiczenia laboratoryjnego oraz pisemne opracowanie każdego ćwiczenia laboratoryjnego - ćwiczenia praktyczne.

Ćwiczenia rachunkowe: projektowanie, omówianie i rozwiązywanie zadań.

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. P.W. Atkins, C.A Trapp, M.P.Cady, C.Giunta Chemia fizyczna. Zbiór zadań z rozwiązaniami
7. Instrukcje do ćwiczeń laboratoryjnych z chemii fizycznej

Uzupełniająca

1. P. Atkins, Podstawy Chemii Fizycznej, PWN Warszawa 1999
2. L. Sobczyk, A. Kiswa, 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	130	5
Zajęcia wymagające bezpośredniego kontaktu z nauczycielem	75	3
Praca własna studenta (studia literaturowe, przygotowanie do zajęć laboratoryjnych i ćwiczeń, przygotowanie do kolokwium i egzaminu, wykonanie protokołu) ¹	55	2

¹ niepotrzebne skreślić lub dopisać inne czynności