**Nazwa przedmiotu:**

Chemia fizyczna

**Koordynator przedmiotu:**

dr inż. / Bernadeta Andruszkiewicz

**Status przedmiotu:**

Obowiązkowy

**Poziom kształcenia:**

Studia I stopnia

**Program:**

Technologia Chemiczna

**Grupa przedmiotów:**

Obowiązkowe

**Kod przedmiotu:**

ZICP06

**Semestr nominalny:**

3 / rok ak. 2009/2010

**Liczba punktów ECTS:**

8

**Liczba godzin pracy studenta związanych z osiągnięciem efektów uczenia się:**

**Liczba punktów ECTS na zajęciach wymagających bezpośredniego udziału nauczycieli akademickich:**

**Język prowadzenia zajęć:**

polski

**Liczba punktów ECTS, którą student uzyskuje w ramach zajęć o charakterze praktycznym:**

**Formy zajęć i ich wymiar w semestrze:**

|  |  |
| --- | --- |
| Wykład: | 450h |
| Ćwiczenia: | 450h |
| Laboratorium: | 0h |
| Projekt: | 0h |
| Lekcje komputerowe: | 0h |

**Wymagania wstępne:**

Matematyka, Fizyka, Chemia ogólna

**Limit liczby studentów:**

**Cel przedmiotu:**

Zapoznanie studentów z pojęciami i zasadami opisu właściwości fizykochemicznych materii oraz zjawisk fizycznych towarzyszących przemianom chemicznym. Celem nauczania przedmiotu jest zrozumienie oraz opanowanie ilościowego opisu zjawisk jako wprowadzenia do obliczeń inżynierskich

**Treści kształcenia:**

"W - 1. Termodynamika chemiczna - podstawowe pojęcia. 2. Jakościowy aspekt przemian fazowych. Reguła faz Gibbsa, diagramy fazowe, krzywe chłodzenia i ogrzewania T=f(τ), entalpie przemian fazowych w funkcji temperatury, odwracalność i nieodwracalność przemiany fazowej. 3. Termodynamiczne równania stanu i pochodne cząstkowe wszystkich funkcji termodynamicznych. 4. Relacje ciepło-praca w cyklach przemian. Sformułowanie Kelvina II zasady termodynamiki. Sformułowanie Clausiusa II zasady termodynamiki . 5. Układy dwuskładnikowe – ich opis termodynamiczny. Cząstkowe molowe funkcje termodynamiczne. Model roztworu doskonałego. Równanie Gibbsa-Duhema. Warunek równowagi fazowej – wyprowadzenie reguły faz Gibasa. Potencjał chemiczny i współczynniki aktywności względem różnych stanów standardowych. Termodynamiczne funkcje mieszania. Krótki opis przedmiotu (abstrakt):Elementy termodynamiki zarysowane w sposób zwarty, zastosowane do reakcji chemicznych, przemian fazowych i przemian gazów. Termodynamiczny opis układów jedno- i dwuskładnikowych. Drugą część przedmiotu stanowi kinetyczny opis reakcji prostych, reakcji złożonych, procesów sorpcji, oraz procesów elektrochemicznych.
Ć - 1. I zasada termodynamiki ilustrowana przykładami przemian pVT gazu doskonałego, 2. Termochemia: prawo Hessa i prawo Kirchhoffa. Indywidualne zadanie na temat bilansu materiałowego i entalpowego reaktora.3. Druga zasada termodynamiki. Definicje entropii (termodynamiczna i statystyczna). Absolutna wartość entropii. Definicja potencjału termodynamicznego i energii swobodnej. 4. Produkcja entropii jako miernik nieodwracalności; w przemianach pVT, w przemianach fazowych, w reakcjach chemicznych, w mieszaniu gazów doskonałych 5. Termodynamiczna analiza reakcji i przemian fazowych – podstawy. Indywidualne zadanie na temat samorzutnego kierunku reakcji w funkcji temperatury. 6. Stany skupienia materii – stan gazowy. Model gazu doskonałego. Gaz rzeczywisty i różne równania stanu. Zasada stanów odpowiadających sobie. Termodynamiczne własności gazów rzeczywistych (współczynnik lotności, współczynnik Joule’a-Thomsona, pochodne funkcji U i H. 7. Przemiany fazowe układów jednoskładnikowych – aspekt ilościowy. 8. Równowaga ciecz-para w układach dwuskładnikowych. Diagramy fazowe (izotermy i izobary) dla roztworów doskonałych i rzeczywistych. Indywidualne opracowanie wykresów równowagowych wybranego układu doskonałego. 9. Równowaga ciecz-ciecz-para w układach dwuskładnikowych. 10. Równowaga ciecz-ciało stałe w układach dwuskładnikowych. Eutektyk doskonały. Roztwór stały doskonały w równowadze z roztworem stałym doskonałym. 11. Własności koligatywne (roztwory ciekłe substancji nielotnej) – obniżenie prężności pary, podwyższenie temperatury wrzenia (ebuliometria), obniżenie temperatury krzepnięcia (kriometria). 12. Równowaga chemiczna. Stałe równowagi i odpowiadające im stany standardowe. Izoterma reakcji i zależność stałej równowagi od temperatury. 13. Kinetyka reakcji chemicznych. Równania kinetyki formalnej. Opis kinetyczny reakcji złożonych. Równanie Arrheniusa. Indywidualne zadanie n/t reakcji złożonej. 14. Elektrochemia. Przewodnictwo elektrolitów. Elektroliza – reakcje elektrodowe i bilans jonów. Ogniwa – konwencja sztokholmska i tablice standardowych potencjałów. Równanie Nernsta."

**Metody oceny:**

Warunkiem zaliczenia przedmiotu jest zdanie egzaminu w formie pisemnej i ustnej oraz uzyskanie zaliczenia ćwiczeń audytoryjnych na podstawie kilku testów kontrolnych i minimum 2 spośród 4 zadań indywidualnych. Skala ocen zarówno dla oceny na egzaminie jak i dla oceny z ćwiczeń audytoryjnych jest następująca:- poniżej 50 % punktów - 2 (dwa),- od 50 % do 61 % punktów - 3 (trzy), - od 61 % do 72 % punktów - 3,5 (trzy i pół), - od 72 % do 83 % punktów - 4,0 (cztery), - od 83 % do 94 % punktów - 4,5 (cztery i pół), - od 94 % do 100 % punktów - 5,0 (pięć). Ocena zintegrowana uwzględnia ocenę z ćwiczeń audytoryjnych z wagą 0,3 i ocenę z egzaminu z wagą 0,7. Kontakt studenta z prowadzącym zajęcia po zakończeniu semestru w sprawie wyrównywania zaległości poprzez pocztę elektroniczną.

**Egzamin:**

**Literatura:**

"1. Atkins P.W., Chemia fizyczna, PWN, Warszawa 2001.
2. Demichowicz-Pigoniowa J., Obliczenia fizykochemiczne, PWN, Warszawa 1980.
3. Ufnalski W., Obliczenia fizykochemiczne, Oficyna Wydawnicza PW, Warszawa 1995.
4. Pigoń K., Ruziewicz Z., Chemia fizyczna, PWN, Warszawa 1980."

**Witryna www przedmiotu:**

**Uwagi:**

## Efekty przedmiotowe