

NAZIV PREDMETA		Opća kemija II				
Kod	PMC003	Godina studija	1.			
Nositelj/i predmeta	izv. prof. dr. sc. Renata Odžak	Bodovna vrijednost (ECTS)	7,0			
Suradnici	Doris Crnčević	Način izvođenja nastave (broj sati u semestru)	P	S	V	T
			45	15		
Status predmeta	obvezni	Postotak primjene e-učenja	20 %			
OPIS PREDMETA						
Ciljevi predmeta	Studenti će usvojiti znanja iz tekućine, otopina, faznih promjena, kemijske kinetike i ravnoteže, ravnoteža u otopinama kiselina i baza i otopinama teško topljivih soli, elektrokemije.					
Uvjeti za upis predmeta i ulazne kompetencije potrebne za predmet	Nema ih.					
Očekivani ishodi učenja na razini predmeta (4-10 ishoda učenja)	<p>Studenti će nakon završetka odslušanja predmeta moći:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. analizirati osnovne zakonitosti kemijske kinetike, kemijske ravnoteže i elektrokemije 2. komparirati osnovne teorije i koncepte kiselina i baza te ih primijeniti na reakcijske sustave kao što su puferske otopine i reakcijske procese poput neutralizacije i hidrolize soli 3. vrednovati kemijske reakcije prema brzini, redu i mehanizmu 4. prosuđivati utjecaj čimbenika na kemijsku ravnotežu 5. povezati teorijska znanja rješavanjem stehiometrijskih zadataka 					
Sadržaj predmeta detaljno razrađen prema satnici nastave	<p>Predavanja</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Kompleksni spojevi i njihova svojstva, geometrija, ligandi, nomenklatura, izomerija, nastanak kompleksnih spojeva po teoriji valentne veze i hibridnih orbitala, teorija kristalnog polja, boja i magnetizam kompleksnih spojeva, teorija ligandnog polja. (3 sata) 2. Tekuće agregacijsko stanje, fizikalna svojstva tekućina: površinska napetost, kapilarnost, viskoznost, tlak pare i vrelište, fazne promjene i fazni dijagrami. (2 sata) 3. Otopine, podjela otopina, sastav otopine, otopine krutina u tekućinama, topljivost kao ravnotežni sustav, toplina otapanja, učinak temperature i tlaka na topljivost krutina, otopine plinova u tekućinama, Henryjev zakon, otopine tekućina u tekućinama, idealne (zeotropne) otopine, Raoultov zakon, frakcijska destilacija, realne (azeotrone) otopine, dijagram stanja za zeotropne i azeotropne otopine, pozitivna i negativna odstupanja od Raoultova zakona, koligativna svojstva otopina: sniženje tlaka pare, sniženje ledišta, povišenje vrelišta, grafički prikaz krioskopije i ebulioskopije, osmotski tlak i izotoničnost razlika u koligativnim svojstvima elektrolitnih i neelektrolitnih otopina, van't Hoffov faktor, koloidne otopine, tipovi koloidnih sustava, svojstav koloidnih sustava, Tyndallov fenomen. (8 sati) 4. Kinetika- brzina i mehanizmi kemijskih reakcija, faktori koji utječu na brzinu reakcije, brzina kemijske reakcije (prosječna, trenutna, početna) mjerenje 					

brzine reakcije uređajima u laboratoriju, izraz za brzinu kemijske reakcije, red reakcije, konstanta brzine reakcije i njena mjerna jedinica, integrirani izraz za brzinu kemijske reakcije, grafičko određivanje energije aktivacije, vrijeme polureakcije, utjecaj temperature na brzinu kemijske reakcije, Arrheniusova jednadžba, teorija sudara i teorija prijelaznog stanja, reakcijski mehanizmi, elementarni korak, molekularnost, reakcijski intermedijar, korak koji određuje brzinu kemijske reakcije, energetski prikaz reakcijskog mehanizma, kataliza (homogena i heterogena), autokataliza, biokatalizatori. (8 sati)

5. Kemijska ravnoteža, ravnoteža u homogenim i heterogenim sustavima, zakon o djelovanju masa, konstanta ravnoteže (K_c i K_p), Reakcijski kvocijent, računanje konstante ravnoteže ako su poznate koncentracije reaktanata i produkata (i obrnuto), veza između kemijske ravnoteže i kinetike, Le Chatelierovo načelo, utjecaj temperature na konstantu ravnoteže, van't Hoffova jednadžba. (6 sati)

6. Kiseline i baze –Arrheniusova definicija kiselina i baza, jakost kiselina i baza, konstanta disocijacije kiselina i baza, autoionizacija vode i pH ljestvica, konstanta ionskog produkta vode, odnos pH, pOH i pK_w , mjerenje pH i kiselo bazni indikatori, Bronsted-Lowryjeva definicija kiselina i baza, konjugirani kiselo bazni par, ravnoteža u otopinama slabih kiselina i baza, stupanj disocijacije kiselina, poliprotone kiseline, trend u jakosti kiselina, kiselost hidratnih metalnih kationa, kiselo bazna svojstva otopina soli – hidroliza, Lewisova definicija kiselina i baza, amfoternost, lonska ravnoteža u vodenim sustavima - pufer otopine, Henderson-Hasselbalchova jednadžba, kapacitet pufera i puferско područje, priprava pufera, kiselo-bazne titracijske krivulje, titracija slabe kiseline s jakim bazom, titracija slabe baze s jakim kiselinom ravnoteža u otopinama slabo topljivih soli i kompleksnih iona, konstanta produkta topljivosti (K_{sp}), utjecaj zajedničkog iona i dodatak kiseline na topljivost, konstanta formiranja kompleksnih iona (K_f). (10 sati)

7. Elektrokemija, karakteristike galvanskog i elektroliznog članka, Daniellova članak, elektrolitni most, smjer kretanja elektrona i iona, pisanje sheme galvanskog članka, standardni elektrodni potencijal članka, standardna vodikova elektroda, relativna jakost oksidansa i reducensa, voltin niz, različito ponašanje metala u vodenom i kiselom mediju, komercijalni članci, korozija i zaštita od iste, veza između standardnog potencijala članka i konstante ravnoteže koja se odvija u istom, utjecaj koncentracije elektrolita na elektrodni potencijal (Nernstova jednadžba), promjena potencijala tijekom rada članka, koncentracijski članak, elektrokemijsko određivanje pH elektrolizni članak, elektroliza talina soli i njihovih vodenih otopina, elektroliza vode, pojava prenapona, prvi i drugi Faradayev zakon. (8 sati)

Seminari:

1. Elektronska konfiguracija iona prijelaznih metala, nomenklatura kompleksnih spojeva, visoko i niskospinski oktaedarski kompleksi, parcijalni orbitalni dijagram kompleksnih iona, hibridizacija centralnog metalnog iona i geometrija iona, magnetska svojstva
2. Fizikalna svojstva tekućina: kapilarnost, površinska napetost, viskoznost, tlak pare i vrelište, fazne promjene i fazni dijagrami.

	<ol style="list-style-type: none"> 3. Priprava otopina zadanog sastava, razrjeđenje, topljivost plinova i krutina u tekućinama. 4. Otopine tekućina u tekućinama, Primjena Raoultovog zakona, dijagrami stanja za zeotropne i azeotropne smjese tekućina 5. Koligativna svojstva i koloidi 6. Kinetika kemijskih reakcije, pisanje izraza za trenutnu brzinu i brzinu ukupne reakcije, konstanta brzine kemijske reakcije, određivanje reda reakcije iz eksperimentalnih podataka, integrirani izraz za brzinu kemijske reakcije, računanje trenutne koncentracije reaktanta za reakcije prvog, nultog i drugog reda, utjecaj temperature na konstantu brzine reakcije (Arrheniusova jednadžba). 7. Vrijeme polureakcije za reakcije prvog, nultog i drugog reda, reakcijski mehanizmi, energetski dijagrami za nekatalizirane i katalizirane reakcije. 8. Ravnoteža kemijskih reakcija, pisanje izraza za konstante ravnoteže K_c i K_p homogenih i heterogenih ravnotežnih reakcija, računanje konstante ravnoteže za zbrojene i povratne reakcije pretvorba K_c u K_p. 9. Računanje ravnotežnih ili početnih koncentracija reaktanata ili produkata iz poznatih vrijednosti za konstantu ravnoteže, utjecaj temperature i energije aktivacije na udio molekulskih sudara, utjecaj temperature na vrijednost konstante ravnoteže (van't Hoffova jednadžba), Le Chatelierov princip u homogenim i heterogenim ravnotežnim sustavima. 10. Kiseline i baze, Arrheniusova i Bronsted-Lowryjeva definicija. konjugirani kiselobazni parovi, jakost kiselina i baza, računanje pH i pOH, konstanta disocijacija kiselina i baza, računanje koncentracija specija o razrijeđenim jakim i slabim kiselinama i slabim bazama, stupanj disocijacije slabih kiselina i baza, hidroliza. 11. Ravnoteža u vodenim sustavima- pufer otopine (Henderson-Hasselbachova jednadžba), neutralizacija, kiselobazne titracijske krivulje. 12. Ravnoteža u otopinama slabo topljivih soli (K_{sp}) i konstanta nastajanja kompleksnih iona (K_f). 13. Elektrokemija, usporedba redukcijskih svojstava metala i oksidacijskih svojstava njihovih kationa, galvanski članci, prikaz galvanskog članka, pisanje shema i reakcija koje se odvijaju u istim, računanje standardne elektromotorne sile članka, koncentracijski članak (Nernstova jednadžba). 14. SHE i kalomel elektroda, računanje pH u elektrolitnoj otopini, računanje konstante ravnoteže za reakcije koje se odvijaju u galvanskim člancima. 15. Elektroliza, pisanje reakcija koje se odvijaju pri elektrolizi talina i vodenih otopina soli, rješavanje problema vezanih za Faradayeve zakone elektrolize. 					
Vrste izvođenja nastave:	<input checked="" type="checkbox"/> predavanja <input checked="" type="checkbox"/> seminari i radionice <input type="checkbox"/> vježbe <input type="checkbox"/> <i>on line</i> u cijelosti <input type="checkbox"/> mješovito e-učenje <input type="checkbox"/> terenska nastava	<input type="checkbox"/> samostalni zadaci <input type="checkbox"/> multimedija <input type="checkbox"/> laboratorij <input type="checkbox"/> mentorski rad <input type="checkbox"/> (ostalo upisati)				
Obveze studenata	Prisustvo na predavanjima i seminarima, aktivno sudjelovanje na nastavnim aktivnostima, ispit.					
Praćenje rada studenata (<i>upisati</i>)	Pohađanje nastave	1,0	Istraživanje		Praktični rad	

udilo u ECTS bodovima za svaku aktivnost tako da ukupni broj ECTS bodova odgovara bodovnoj vrijednosti predmeta):	Eksperimentalni rad		Referat		(Ostalo upisati)	
	Esej		Seminarski rad		(Ostalo upisati)	
	Kolokviji	2,0	Usmeni ispit	3,0	(Ostalo upisati)	
	Pismeni ispit	1,0	Projekt		(Ostalo upisati)	
Ocjenjivanje i vrednovanje rada studenata tijekom nastave i na završnom ispitu	Prije početka svakog predavanja održava se blic test na temu iz prethodnog predavanja. Student koji ostvari više od 50% od ukupnog broja bodova iz jedna cjeline stječe pravo na mogućnost oslobađanja pisanog dijela ispita kroz tri parcijalna ispita. Tijekom semestra se održavaju 3 parcijalna ispita, a za prolaznu ocjenu potrebno je riješiti 60% od svakog ispita uz mogućnost ponavljanja jednog parcijalnog ispita od 40 do 60%. Prolazna ocjena na pisanom ispitu preduvjet je za polaganje usmenog dijela ispita.					
Obvezna literatura (dostupna u knjižnici i putem ostalih medija)	Naslov			Broj primjeraka u knjižnici	Dostupnost putem ostalih medija	
	1) Martin S. Silberberg, Chemistry, The Molecular Nature of Mater and Change, 5th ed., McGraw-Hill Higher Education, 2009.			12		
	2) Milan Sikirica, Stehiometrija, XX. Izd., Školska knjiga, Zagreb, 2008.			12		
	3) Ivan Filipović, Stjepan Lipanović, Opća i anorganska kemija I dio, 9. izd., Školska knjiga, Zagreb, 1995.			12		
Dopunska literatura	J. McMurry & R. C. Fay, General Chemistry, Atoms first., International edition, Prentice Hall, 2010. D. D. Ebbing & S. D. Gammon, General Chemistry, 9th ed., Houghton Mifflin, Boston, New York, 2007. S. S. Zumdahl, Chemical Principles, 6th ed., Houghton Mifflin, Boston, New York, 2007. B. Perić, Kemijsko računanje, 1. izd., Hrvatsko društvo kemijskih inženjera i tehnologa Kemija u industriji, Zagreb, 2006.					
Načini praćenja kvalitete koji osiguravaju stjecanje utvrđenih ishoda učenja	Razgovor sa studentima, anonimna studentska anketa, uspješnost studenata na kolegiju, samoanaliza.					
Ostalo (prema mišljenju predlagatelja)						