



Фізична та колоїдна хімія
Робоча програма навчальної дисципліни (Силабус)

Реквізити навчальної дисципліни

Рівень вищої освіти	Бакалаврат
Галузь знань	16 Хімічна та біоінженерія
Спеціальність	162 Біотехнології та біоінженерія
Освітня програма	Біотехнології
Статус дисципліни	Обов'язкова
Форма навчання	змішана
Рік підготовки, семестр	2 курс, весняний семестр
Обсяг дисципліни	5 кредитів
Семестровий контроль/ контрольні заходи	екзамен письмовий
Розклад занять	Лекції 2 години на тиждень (1 пара раз на тиждень) лабораторний практикум 2 год на тиждень (2 пари раз на 2 тижні), консультації - за розкладом на rozklad.kpi.ua
Мова викладання	Українська/Англійська
Інформація про керівника курсу / викладачів	Лектор: к.х.н., доцент Бережницька Олександра Степанівна, olekberez@gmail.com телеграм: +380969315890 Лабораторні роботи: к.х.н., Іваха Надія Борисівна, ivakhanadiia@gmail.com телеграм: +380964897677
Розміщення курсу	Google Classroom (Google G Suite for Education, домен LLL.kpi.ua, платформа Sikorsky-distance); доступ за запрошенням викладача https://do.ipk.kpi.ua/mod/quiz/edit.php?cmid=87801 , коротке ім'я курсу vy59eo

Програма навчальної дисципліни

1.Опис навчальної дисципліни, її мета, предмет вивчення та результати навчання

Фізична та колоїдна хімія вивчає загальні закони та закономірності перебігу хімічних та біохімічних перетворень у технологічних процесах та фізико-хімічні явища на поверхнях поділу фаз у дисперсних системах. В той же час дисципліна формує у студентів критичне мислення, вміння аналізувати та інтерпретувати результати власних розрахунків.

Предмет дисципліни: хімічні та біохімічні системи та речовини.

Мета та завдання навчальної дисципліни

- Здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях (ЗК 1);
- Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями (ЗК 5);
- Здатність використовувати ґрунтовні знання з хімії в обсязі, необхідному для досягнення інших результатів освітньої програми (ФК 2).

Основні завдання навчальної дисципліни.

Згідно з вимогами освітньо-професійної програми студенти після засвоєння навчальної дисципліни мають продемонструвати такі результати навчання:

Знання та вміння:

- Вміти розраховувати склад поживних середовищ, визначати особливості їх приготування та стерилізації, здійснювати контроль якості сировини та готової продукції на основі знань про фізико-хімічні властивості органічних та неорганічних речовин (ПРН 3);
- Вміти визначати та аналізувати основні фізико-хімічні властивості органічних сполук, що входять до складу біологічних агентів (білки, нуклеїнові кислоти, вуглеводи, ліпіди) (ПРН 6);
- Вміти проводити експериментальні дослідження з метою визначення впливу фізико-хімічних та біологічних факторів зовнішнього середовища на життєдіяльність клітин живих організмів (ПРН 10);
- використовуючи мікробіологічні, хімічні, фізичні, фізико-хімічні та біохімічні методи, вміти здійснювати хімічний контроль (визначення концентрації розчинів дезінфікувальних засобів, титрувальних агентів, концентрації компонентів поживного середовища тощо), технологічний контроль (концентрації джерел вуглецю та азоту у культуральній рідині упродовж процесу; концентрації цільового продукту); мікробіологічний контроль (визначення мікробіологічної чистоти поживних середовищ після стерилізації, мікробіологічної чистоти біологічного агента тощо), мікробіологічної чистоти та стерильності біотехнологічних продуктів різного призначення (ПРН 12).

2. Пререквізити та постреквізити дисципліни (місце в структурно-логічній схемі навчання за відповідною освітньою програмою)

Зазначається перелік дисциплін, знань та умінь, володіння якими необхідні студенту для успішного засвоєння дисципліни:

Фізика	Молекулярна фізика, електричні потенціали, рух твердих тіл, рідин та газів, оптичні явища, будова атомів.
Загальна та неорганічна хімія	Основні закони хімії. Властивості неорганічних сполук.
Аналітична хімія	Основні методи кількісного аналізу сполук (волюмометричні, фотометричні, кінетичні).
Органічна хімія	Будова та основні властивості головних класів органічних сполук, особливо гідрофільність чи гідрофобність, здатність до поверхневої активності, здатність до структуривання.

Перелік дисциплін, які базуються на результатах навчання з даної дисципліни.

Дисципліна продовжує програму підготовки бакалаврів. Компетенції, отримані студентами в процесі вивчення дисципліни застосовуються ними при вивченні курсів біофізики, методи аналізу в біотехнології, процеси, апарати та устаткування біотехнологічних виробництв, основи фармацевтичних виробництв, біологія парфумерно-косметичних засобів та інших дисциплін, а також при виконанні дипломних робіт.

3. Зміст навчальної дисципліни

Розділ 1. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА ТА ХІМІЧНІ РІВНОВАГИ.

Тема 1.1. Основні положення хімічної термодинаміки. Перший закон термодинаміки.

Предмет хімічної термодинаміки. Основні поняття: система, процес, термодинамічні змінні. Робота, теплота, внутрішня енергія. Функції процесу та функції стану системи. Перший закон термодинаміки, його математичний вираз. Застосування першого закону термодинаміки до найбільш поширених процесів хімічних та біотехнологічних виробництв.

Тема 1.2. Термохімія.

Закон Гесса. Калориметрія. Теплоти утворення, згоряння, розчинення, нейтралізації. Стандартний стан речовини. Обчислення теплових ефектів процесів за допомогою таблиць стандартних теплот утворення та згоряння.

Залежність теплового ефекту процесу від температури. Рівняння Кірхгофа в диференціальній та інтегральній формах. Використання законів термохімії при складанні теплового балансу у хімічних та біотехнологічних виробництвах.

Тема 1.3. Другий та третій закон термодинаміки.

Оборотні та необоротні процеси. Другий закон термодинаміки, його математичний вираз. Ентропія, її фізичний зміст. Ентропія та ймовірність стану системи. Статистичний характер другого закону термодинаміки. Третій закон термодинаміки. Абсолютне значення ентропії. Розрахунки зміни ентропії у процесах.

Тема 1.4. Термодинамічні потенціали.

Внутрішня енергія Гіббса, енергія Гельмгольца. Критерії рівноваги та напрямку процесів. Рівняння Гіббса—Гельмгольца, його практичне застосування у біотехнології.

Тема 1.5. Термодинаміка хімічної рівноваги.

Критерії рівноваги.

Закон діючих мас, його вивід. Різні способи вираження константи хімічної рівноваги. Рівняння ізотерми хімічної реакції Вант-Гоффа. Залежність константи рівноваги від температури. Рівняння ізохори та ізобари хімічної реакції Вант-Гоффа.

Обчислення константи рівноваги за допомогою таблиць стандартних термодинамічних величин. Принцип Ле-Шательє та його використання для оптимізації параметрів біотехнологічних процесів.

Розділ 2. ФАЗОВІ РІВНОВАГИ ТА РОЗЧИНИ

Тема 2.1. Фазова рівновага в однокомпонентних системах.

Основні поняття: фаза, компонент, термодинамічні ступені свободи. Правило фаз Гіббса. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона. Діаграма стану однокомпонентних систем.

Тема 2.2. Фазова рівновага у бінарних системах.

Фазові діаграми двокомпонентних систем. Поняття про фізико-хімічний аналіз. Термічний аналіз, його застосування у біотехнологічній практиці.

Тема 2.3. Фазова рівновага у потрійних системах. Закон розподілу. Екстракція.

Розподіл речовини між двома незмішуваними розчинниками. Закон розподілу Нернста. Рівняння Шилова. Екстракція, її значення в технології виробництва біотехнологічної продукції.

Тема 2.4. Ідеальні розчини. Колігативні властивості розведених розчинів.

Ідеальні розчини. Закон Рауля. Зміна температур замерзання та кипіння рідин внаслідок утворення розчинів. Кріоскопія і ебуліоскопія. Осмос. Осмотичний тиск. Значення колігативних властивостей розчинів для виробництва біотехнологічної продукції та лікарських засобів з використанням біотехнологічних методів.

Відхилення від закону Рауля у реальних розчинах. Поняття про активність..

Тема 2.4. Закони Коновалова. Методи перегонки. Взаємна розчинність рідин.

Закони Коновалова. Фракційна перегонка. Взаємна нерозчинність рідин. Перегонка з водяною парою. Перегонка під вакуумом. Методи розділення азеотропних сумішей.

Рівновага рідина-рідина. Взаємна розчинність рідин. Критична температура розчинності.

Розділ 3. ХІМІЧНА КІНЕТИКА

Тема 3.1. Формальна кінетика.

Хімічна кінетика, її значення для фармації. Швидкість реакції, її залежність від різноманітних факторів. Молекулярність і порядок реакції. Кінетичні рівняння реакцій нульового, першого, другого і третього порядків. Методи визначення порядку реакції. Залежність константи реакції від температури. Правило Вант-Гоффа, його використання для визначення строків придатності біотехнологічної продукції. Рівняння Арреніуса. Теорія активних зіткнень. Енергія активації. Стеричний фактор. Поняття про теорію перехідного стану або активованого комплексу.

Тема 3.2. Кінетика складних і особливих реакцій.

Складні реакції (паралельні, послідовні, оборотні, спряжені).

Ланцюгові реакції. Основні стадії ланцюгової реакції. Прості та розгалужені ланцюгові реакції. Вплив тиску і температури на перебіг ланцюгових реакцій.

Фотохімічні реакції. Закони фотохімії. Квантовий вихід реакції.

Кінетика гетерогенних процесів.

Тема 3.3. Каталіз.

Загальні положення та закономірності каталізу. Енергія активації каталітичних реакцій. Гомогенний каталіз. Кислотно-основний каталіз. Ферментативний каталіз. Гетерогенний каталіз, його особливості. Основи теорій гетерогенного каталізу.

Розділ 4. ЕЛЕКТРОХІМІЯ.

Тема 4.1. Властивості розчинів електролітів. Електрична провідність розчинів електролітів.

Теорія Арреніуса. Ступінь дисоціації. Ізотонічний коефіцієнт. Теорія розчинів сильних електролітів Дебая-Гюккеля. Поняття про іонну атмосферу. Іонна сила розчинів і активність електролітів.

Тема 4.2. Електрична провідність розчинів електролітів.

Електрична провідність розчинів електролітів. Питома та молярна електрична провідність, їх залежність від різних факторів. Молярна електрична провідність при нескінченному розведенні. Закон Кольрауша. Визначення ступеню та константи дисоціації слабого електроліту, добутку розчинності важкорозчинної солі кондуктометричним методом. Кондуктометричне титрування, його значення для аналізу біотехнологічної продукції.

Тема 4.3. Електродні потенціали та електрорушійні сили. Потенціометрія.

Механізм виникнення електродного потенціалу. Рівняння Нернста. Класифікація електродів. Електроди першого роду. Водневий електрод. Електроди другого роду. Каломельний та хлорсрібний електроди. Окисно-відновні електроди. Іонселективні електроди (ISE). Скляний електрод. Визначення іонного показника (водневого, металевого, аніонного). Застосування ISE у аналізі біотехнологічних продуктів і біотехнологічних лікарських засобів. Приготування буферних розчинів

Класифікація гальванічних елементів. Оборотної та необоротні гальванічні елементи. Ланцюги без переносу і з переносом. Концентраційні елементи. Дифузійний потенціал. Потенціометрія. Потенціометричне титрування та його значення для аналізу біотехнологічної продукції.

Тема 4.4. Нерівноважні електродні процеси.

Електроліз. Закони Фарадея. Поняття про електродну поляризацію. Поняття про концентраційну та хімічну поляризацію. Електроліз. Напряга розкладу. Перенапряга.

Розділ 5. ОСНОВИ КОЛОЇДНОЇ ХІМІЇ

Тема 5.1. Поверхнева енергія і поверхневий натяг. Змочування. Когезія. Адгезія.

Поверхнева енергія Гіббса. Поверхневий натяг. Змочування, його кількісні характеристики. Розтікання. Вибіркове змочування. Практичне значення змочування. Когезія. Адгезія.

Тема 5.2. Сорбційні процеси. Адсорбція.

Сорбційні процеси, їх класифікація. Адсорбція: основні поняття та визначення. Термодинамічне рівняння адсорбції Гіббса.

Адсорбція на межі рідина-газ. Поверхневий натяг розчинів. Поверхнево-активні речовини. Поверхнева активність, її визначення. Правило Дюкло-Траубе. Рівняння Шишковського.

Адсорбція на межі тверде тіло-газ і тверде тіло-розчин. Загальні положення. Емпіричне рівняння Фройндліха. Фактори, що впливають на адсорбцію газів і розчинених речовин. Правило вирівнювання полярності (П.О. Ребіндер).

Теорії моно- і полімолекулярної адсорбції (Ленгмюра, BET, Поляні).

Адсорбція електролітів. Адсорбція іонів на твердій поверхні. Правило Панета-Фаянса. Іонний обмін. Іоніти: класифікація та практичне застосування.

Тема 5.3. Деякі аспекти практичного застосування поверхневих явищ.

Ефект Ребіндера, його практичне значення. Застосування сорбційних процесів у технології біотехнологічних препаратів. Поняття про хроматографію. Класифікація хроматографічних методів, їх практичне використання.

Тема 5.4. Класифікація, одержання та очистка дисперсних систем

Дисперсні системи. Дисперсна фаза і дисперсійне середовище. Ступінь дисперсності. Класифікація дисперсних систем за різними ознаками.

Методи одержання дисперсних систем.

Методи очищення колоїдних систем: діаліз, електродіаліз, ультрафільтрація, електроультрафільтрація.

Тема 5.5. Молекулярно-кінетичні та оптичні властивості дисперсних систем.

Броунівський рух (рівняння Ейнштейна), дифузія (рівняння Фіка), осмотичний тиск. Дифузійно-седиментаційна рівновага. Седиментаційний аналіз дисперсності. Ультрацентрифуга, її застосування для дослідження колоїдних систем.

Розсіювання світла (рівняння Релея). Ультрамiкроскопія. Нефелометрія. Турбідиметрія. Електронна мікроскопія.

Тема 5.6. Електричні властивості дисперсних систем.

Виникнення подвійного електричного шару (ПЕШ).

Будова подвійного електричного шару.

Електротермодинамічний та електрокінетичний потенціали. Вплив різних факторів на товщину дифузійного шару протиіонів на величину електрокінетичного потенціалу. Будова ПЕШ на поверхні колоїдних частинок. Будова міцели ліофобного золю. Електрокінетичні явища: електрофорез, електроосмос, потенціал течії, потенціал седиментації. Зв'язок між електрокінетичним потенціалом і електрофоретичною швидкістю колоїдних частинок (рівняння Гельмгольца-Смолуховського). Електрофоретичний метод визначення електрокінетичного потенціалу. Практичне використання електрокінетичних явищ у біотехнології, фармації, біології, медицині тощо.

Тема 5.7. Стійкість і коагуляція ліофобних дисперсних систем.

Типи і фактори стійкості ліофобних дисперсних систем.

Коагуляція ліофобних дисперсних систем і фактори, що її викликають. Поріг коагуляції та його визначення. Закономірності коагуляції. Правило Шульце—Гарді. Кінетика коагуляції. Швидка та повільна коагуляція. Рівняння Смолуховського.

Нейтралізаційна та концентраційна коагуляція. Поняття про теорію ДЛФО. Обґрунтування правила Шульце—Гарді за допомогою теорії ДЛФО. Явища, які супроводжують коагуляцію: синергізм, антагонізм, явище "звикання", "зони коагуляції", гетерокоагуляція. Колоїдний захист. Значення стабілізації дисперсних систем біотехнологічних продуктів.

Оборотність коагуляції. Пептизація.

Тема 5.8. Окремі класи дисперсних систем

Аерозолі: класифікація, одержання, властивості. Стійкість аерозолів і фактори, що її визначають. Методи руйнування аерозолів. Застосування аерозолів у біотехнології.

Суспензії: одержання та властивості. Стійкість суспензій. Седиментаційний аналіз суспензій. Пасту. Застосування у біотехнології. Піни, їх одержання. Стійкість та руйнування пін. Значення пін та піноутворення.

Емульсії: класифікація, методи одержання і властивості. Типи емульсій. Емульгатори і механізм їх дії. Обернення фаз емульсій. Застосування емульсій у біотехнології.

Тема 5.9. Колоїдні поверхнево-активні речовини.

Міцелоутворення в розчинах колоїдних ПАР. Критична концентрація міцелоутворення та її визначення. Будова міцел ПАР. Явище солюбілізації та його значення у технології виготовлення біотехнологічної продукції та фармацевтичних препаратів, одержаних методами біотехнології. Застосування колоїдних ПАР у біотехнології та фармації.

4. Навчальні матеріали та ресурси

Навчальні матеріали, зазначені нижче, доступні у бібліотеці університету та в електронному варіанті у кампусі. Обов'язковою до вивчення є базова література, інші матеріали – факультативні. Розділи та теми, з якими студент має ознайомитись самостійно, викладач зазначає на лекційних та практичних заняттях.

1. Киреев В.А. Курс физической химии. - М.: Химия, 1975. - 776 с.

2. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия. - М.: Высш.шк., 1988.

3. Физическая химия / Под ред. К.С.Краснова. - М.: Высш.шк., 1982.- 688 с.
4. Фізична хімія. М.О.Мчедлов-Петросян, В.І.Лебідь, О.М. Гладкова та ін. - Х.: ХНУ ім. В.Н. Каразіна. - 2004. – 300 с.
5. Воюцкий С.С. Курс коллоидной химии. - М.: Химия, 1975.- 512с.
- 6.Фридрихсберг Д.А. Курс коллоидной химии. - Л.: Химия, 1984.- 368с.
7. Фролов Ю.Г. Курс коллоидной химии. Поверхностные явления и дисперсные системы. - М.: Химия, 1989.- 464с.
8. Основи колоїдної хімії: фізико-хімія поверхневих явищ і дисперсних систем. М.О.Мчедлов-Петросян, В.І.Лебідь, О.М. Гладкова та ін. - Х.: ХНУ ім. В.Н. Каразіна, 2004. – 300 с.
9. Хімія-4. Фізична та колоїдна хімія. Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт для студентів спеціальності 162 «Біотехнології та біоінженерія» усіх форм навчання. М.Є. Пономарьов, Т.А. Каменська, О.С. Бережницька, Л.А. Хрокало, А.І. Васькевич – К.: НТУУ «КПІ», 2018. - 96 с.
10. Хімія-4. Фізична та колоїдна хімія. Методичні вказівки до виконання розрахункових робіт для студентів спеціальності 162 «Біотехнології та біоінженерія» усіх форм навчання. М.Є. Пономарьов, Т.А. Каменська, О.С. Бережницька, Л.А. Хрокало, А.І. Васькевич – К.: НТУУ «КПІ», 2018. - 33 с.

Інформаційні ресурси

Дистанційний курс Google G Suite for Education. Режим доступу: Google Classroom (Google G Suite for Education, домен LLL.kpi.ua, платформа Sikorsky-distance);

<https://do.ipk.kpi.ua/mod/quiz/edit.php?cmid=87801>, коротке ім'я курсу vy59eo

Навчальний контент

5.Методика опанування навчальної дисципліни (освітнього компонента)

Надається інформація (за розділами, темами) про всі навчальні заняття (лекції, практичні, семінарські, лабораторні) та надаються рекомендації щодо їх засвоєння (наприклад, у формі календарного плану чи деталізованого опису кожного заняття та запланованої роботи).

Лекційні заняття

Вичитування лекцій з дисципліни проводиться паралельно з виконанням студентами лабораторного практикуму та розглядом ними питань, що виносяться на самостійну роботу. При читанні лекцій застосовуються засоби для відеоконференцій (Google Meet, Zoom тощо) та ілюстративний матеріал у вигляді презентацій, які розміщені на платформі Sikorsky-distance [9]. Після кожної лекції рекомендується ознайомитись з матеріалами, рекомендованими для самостійного вивчення, а перед наступною лекцією – повторити матеріал попередньої.

№	Дата	Опис заняття
1	Лекція 1.	<p>Вступ, зміст, основні завдання курсу та основні вимоги.</p> <p>Вступ. Предмет та зміст курсу фізичної хімії. Місце фізичної хімії в системі фундаментальних природознавчих дисциплін.</p> <p>Література: [1, § 1-4; 2, с.5-8; 3, с. 6-7].</p> <p><u>Розділ 1. ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ</u></p> <p>Тема 1.1. Предмет, задачі та основні поняття хімічної термодинаміки</p> <p>Термодинамічні системи, їх класифікації. Параметри стану системи. Стандартні та нормальні умови. Функції стану. Внутрішня енергія системи. Теплота та робота як форми обміну енергією.</p> <p>Термодинамічні процеси. Тема 1.2. Застосування першого закону термодинаміки до хімічних процесів</p> <p>Формулювання та аналітичний вираз першого закону термодинаміки. Ентальпія. Теплові ефекти ізохорних та ізобарних процесів, зв'язок між ними.</p> <p>Термохімія. Теплові ефекти реакції. Закон Гесса. Теплота утворення речовини. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції за теплотами утворення учасників реакції.</p> <p><u>СРС.</u> Теплота розчинення. Теплота нейтралізації. Теплота згорання</p>

		хімічної сполуки. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції за теплотами згорання її учасників. Калорійність їжі. Література: [1, § 77-79; 2, § II.1, II.2; 3, § 55, 56].
2	Лекція 2	Теплоємність: середня, істинна, молярна, питома; зв'язок між ними. Теплоємність газів, рідин та твердих речовин. Залежність теплоємності від температури. Розрахунки C_p речовини при будь-якій температурі. Зміна теплоємності системи в результаті хімічної реакції. Залежність теплового ефекту від температури. Закон Кірхгофа. Наближені розрахунки теплових ефектів за умов заданої температури. <u>СРС.</u> Калориметричні виміри. Точні розрахунки теплових ефектів за умов заданої температури. Залежність теплот фазових переходів від температури. Література: [1, § 35, 80-85; 2, § II.2 II.4-II.10; 3, § 57-59, 62-64].
3	Лекція 3	Тема 1.3. Застосування другого закону термодинаміки до хімічних процесів Самочинні та несамочинні процеси. Інтенсивні та екстенсивні властивості. Формулювання та аналітичний вираз другого закону термодинаміки. Ентропія. Зміна ентропії як критерій напрямку перебігу самочинних процесів та стану рівноваги в ізольованих системах. Зміна ентропії в фізичних процесах (при нагріванні речовин, розширенні ідеальних газів, при фазових перетвореннях). <u>СРС.</u> Статистичний характер другого закону термодинаміки. Зв'язок між ентропією системи та її термодинамічною імовірністю. Література: [1, § 86-89, 150-151, 159; 2, § II.11, II.13-II.14; 3, § 65- 67]. Постулат Планка. Абсолютна та стандартна ентропії. Зміна ентропії в ізотермічному хімічному процесі. Ентропія утворення хімічної сполуки. Розрахунок зміни ентропії внаслідок хімічної реакції при певній температурі. Самочинне зростання ентропії як одна з найважливіших ознак живої речовини. Література: [1, § 90-91, 97, 152; 2, § II.12, II.15; 3, § 68,71].
4	Лекція 4	Тема 1.4. Термодинамічні потенціали Енергії Гіббса та Гельмгольца, зв'язок між ними. Максимальна корисна робота ізохорного та ізобарного процесів. Критерії напрямку перебігу самочинних процесів та рівноваги в закритих системах. Зв'язок ΔG та ΔF з тепловим ефектом та зміною ентропії. Стандартний потенціал утворення хімічної сполуки, його зв'язок із хімічними властивостями сполук. Розрахунки зміни енергії Гіббса в хімічній реакції за допомогою таблиць термодинамічних величин. Визначення напряму перебігу хімічного процесу. Гіббсова енергія АТФ та живих систем. Співвідношення між ΔG , ΔH та ΔS в живій речовині. <u>СРС.</u> Залежність ΔG та ΔF від температури. Рівняння Гіббса-Гельмгольца. Розрахунки зміни енергії Гіббса в хімічному процесі при різних температурах. Хімічний потенціал. Зв'язок хімічного потенціалу ідеального газу з його тиском. Хімічний потенціал реального газу. Література: [1, § 93-96; 2, § II.16- II.19; 3, § 69, 70, 72].
5	Лекція 5	Розрахунки зміни енергії Гіббса в хімічній реакції за допомогою таблиць термодинамічних величин. Визначення напряму перебігу

		<p>хімічного процесу. Гіббсова енергія АТФ та живих систем. Співвідношення між ΔG, ΔH та ΔS в живій речовині. Тема 1.5. Хімічна рівновага Ознаки та властивості хімічної рівноваги. Зміна стану рівноваги як одна з найважливіших умов керування хімічним процесом. Закон діючих мас. Константа рівноваги та способи її вирження для газофазних ідеальних систем (K_p, K_c, K_N). Зв'язок між K_p, K_c та K_N. Залежність величини та розмірності константи рівноваги від форми запису рівняння хімічної реакції. <u>СРС.</u> Термодинамічне обґрунтування закону діючих мас. Методи теоретичного розрахунку констант рівноваги з використанням таблиць термодинамічних величин: комбінування рівноваг, розрахунок за допомогою логарифмів констант рівноваги реакцій утворення учасників процесу. Література: [1, § 100, 144-149, 157, 161, 162; 2, § III.1-III.7, III.9; 3, § 74-79, 80, 81, 82].</p>
6	Лекція 6	<p>Хімічна рівновага в гетерогенних системах. Рівняння ізотерми хімічної реакції. Розрахунок константи рівноваги за рівнянням стандартної ізотерми. Вплив зовнішніх умов (тиск, температура, додавання інертного газу) на хімічну рівновагу. Принцип Ле Шательє. Залежність константи рівноваги від температури, рівняння ізобари та ізохори хімічної реакції. Розрахунок K_p при різних температурах за рівнянням ізобари. <u>Розділ 2. ТЕРМОДИНАМІКА ФАЗОВИХ РІВНОВАГ ТА РОЗЧИНІВ</u> Тема 2.1. Основні поняття фазових рівноваг <u>Лекція 6.</u> Фаза, складова речовина, компонент, термодинамічні ступені свободи. Умови термодинамічної рівноваги між фазами. Правило Гіббса. Зміна термодинамічних параметрів при фазових перетвореннях речовини. Література: [1, § 101-103; 2, § V.1,V.2; 3, § 100 -102].</p>
7	Лекція 7	<p>Тема 2.2. Однокомпонентні системи Застосування правила фаз до однокомпонентних систем. Термодинаміка фазових перетворень. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона. Теплоти фазових перетворень. Залежність тиску насиченої пари від температури. Нормальна температура кипіння. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона для процесів випаровування та сублімації. Розрахунки за цими рівняннями. Метод визначення відповідних теплот фазових перетворень. Діаграми стану однокомпонентних систем. P-T діаграма для води, особливості будови та аномалії води, їх значення в існуванні та розвитку життя на Землі. <u>СРС.</u> Фазова діаграма сірки. Діаграма стану діоксиду вуглецю. Література: [1, § 104, 105; 2, § V.2,V.3; 3, § 103, 105-107, 109-112]. Тема 2.3. Двокомпонентні системи 2.3.1. Загальні властивості двокомпонентних систем Застосування правила фаз Гіббса до двокомпонентних систем. Способи вираження та графічного зображення складу двокомпонентних систем. Зв'язок між різними способами вираження складу. Загальна характеристика розчинів. Класифікація розчинів: ідеальні, гранично розведені та реальні. Закон Рауля. Хімічний потенціал</p>

		<p>компонентів в ідеальних розчинах.</p> <p><u>СРС.</u> Активність та коефіцієнт активності компонентів реального розчину.</p> <p>Література: [1, § 96, 98, 108-110; 2, § VI.1, VI.3; 3, § 115-117, 123, 124, 129, 130].</p>
8	Лекція 8	<p>2.3.2. Рівновага рідина – газ (пара)</p> <p>Рівновага між розведеним розчином нелеткої речовини та насиченою парою розчинника. Температура кипіння розведених розчинів, її залежність від концентрації розчину. Ебуліоскопічна константа. Ізотонічний коефіцієнт. Ебуліоскопія. Визначення молярної маси речовини та її молекулярного стану у розчинах.</p> <p>Осмотичний тиск Фізико-хімічні механізми руху води або розчиненої речовини в біологічних системах. Природні мембрани. Ефект Гіббса – Донана.</p> <p><u>Завдання на СРС.</u> Розчинність газів в рідинах. Залежність розчинності від температури та тиску. Закон Генрі. Константа Генрі. Коефіцієнт абсорбції газу.</p> <p>Рівновага рідина-пара в системах із двох рідин. Тиск насиченої пари над ідеальними розчинами. Розрахунок складу пари. Тиск насиченої пари над реальними розчинами. Додатні та від’ємні відхилення від закону Рауля, причини їх виникнення</p> <p>Діаграми “тиск насиченої пари - склад” та “температура кипіння - склад” подвійних рідких систем. Закони Коновалова. Азеотропні суміші. Визначення кількісного співвідношення рівноважних фаз за допомогою правила важеля.</p> <p>Тиск та склад пари над сумішшю двох нерозчинних одна в одній рідин. Перегонка з водяною парою.</p> <p><u>СРС.</u> Правила Вревського. Розділення розчинів із двох рідин, що необмежено змішуються. Перегонка та ректифікація.</p> <p>Література: [1, § 111, 113, 117-120, 122-127, 129; 2, § VI.4, VI.5, VI.10-VI.13; 3, § 123, 125, 127, 141, 144].</p>
9	Лекція 9	<p>2.3.3. Рівновага рідина - рідина</p> <p>Системи із двох рідин, що змішуються обмежено. Діаграми взаємної розчинності рідин. Критична температура розчинення. Правило Алексєєва.</p> <p>Розподіл розчиненої речовини між двома рідкими фазами. Закон розподілу, його термодинамічне обґрунтування. Коефіцієнт розподілу. Фізико-хімічні основи екстракції. Рівняння екстракції.</p> <p>Література: [1, § 131-133, 136; 2, § VI.8, VI.9; 3, § 144, 150].</p> <p>2.3.4. Рівновага рідина – кристали</p> <p>Температура замерзання розведених розчинів нелетких речовин. Залежність зниження температури замерзання від концентрації розчинів. Кріоскопія. Визначення молекулярної маси, ступеня дисоціації та ступеня асоціації розчинених речовин кріоскопічним методом. Колігативні властивості.</p> <p><u>СРС.</u> Розчинність твердих тіл у рідинах. Ідеальна та реальна розчинність. Залежність розчинності від температури. Рівняння Шредера.</p> <p>Діаграми плавлення двокомпонентних систем. Термічний аналіз. Криві охолодження та криві нагрівання.</p> <p>Системи, компоненти яких необмежено розчиняються в рідкому і не розчиняються в твердому стані (діаграми з евтектикою,</p>

		<p>дистектикою та з перитектикою). Визначення формул хімічних сполук, що утворюються, на основі діаграм стану.</p> <p><u>СРС.</u> Системи з необмеженою розчинністю компонентів в рідкому та з обмеженою розчинністю в твердому стані. Діаграми плавлення систем, компоненти яких необмежено розчиняються в рідкому та твердому станах.</p> <p>Застосування правила фаз до трикомпонентних систем.</p> <p>Графічне зображення складу трикомпонентної системи: методи Гіббса та Розебума.</p> <p>Література: [1, § 112, 134, 137-143; 2, § V.5-V.8, V.10, V.12, VI.5, VI.6; 3, § 143, 145, 147-149].</p>
10	Лекція 10	<p style="text-align: center;"><u>Розділ 1. ХІМІЧНА КІНЕТИКА</u></p> <p>Тема 3.1. Формальна кінетика</p> <p>Термодинамічний та кінетичний критерії реакційної здатності хімічної системи. Прості та складні реакції. Механізм хімічного процесу. Молекулярність реакції. Швидкість реакції. Лімітуюча стадія.</p> <p>Зв'язок між швидкістю хімічної реакції та концентраціями речовин, що реагують. Закон діючих мас. Кінетичне рівняння реакції. Константа швидкості хімічної реакції. Порядок реакції.</p> <p>Кінетично необоротні реакції нульового, першого, другого та третього порядків. Кінетичні рівняння для цих реакції, розмірність констант швидкості та формули для розрахунків констант швидкості. Час (період) напівперетворення, його залежність від концентрації в реакціях різних порядків.</p> <p>Метод ізоляції (надлишку компонента). Методи визначення порядку реакції: метод підстановки, графічний, початкових швидкостей; визначення порядку реакції за часом напівперетворення, метод Вант-Гоффа. Кінетика складних реакцій. Принцип незалежного перебігу окремих елементарних стадій хімічного процесу. Паралельні, оборотні, послідовні, супряжені реакції. Рівняння Арреніуса. Енергія активації та методи її визначення. Енергетичні діаграми хімічних реакцій. Теоретичні уявлення хімічної кінетики. Теорія активних зіткнень. Визначення енергії активації у межах теорії активних зіткнень, її зв'язок з енергією активації Арреніуса. Стеричний фактор.</p> <p>СРС. Залежність швидкості та константи швидкості хімічної реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Температурний коефіцієнт швидкості реакції.</p> <p>Література: [1, § 224-234; 2, § VIII.1-VIII.4, IX.1-IX.4, IX.6, X.1-X.4, X.6; 3, § 191-196, 198-202, 204, 205].</p>
11	Лекція 11	<p>Теорія перехідного стану або активованого комплексу. Рівняння залежності швидкості реакції від температури. Ентальпія та ентропія активації, її зв'язок з енергією активації за Арреніусом та стеричним фактором.</p> <p>Література: [1, § 235, 236, 238; 2, § XI.1-XI.6; 3, § 209-211, 216-219].</p> <p style="text-align: center;">Тема 3.2. Кінетика ланцюгових, фотохімічних та радіаційно-хімічних реакцій</p> <p>Природа ланцюгових реакцій та їх стадії: зародження, розвиток та обрив ланцюга. Нерозгалужені та розгалужені ланцюгові реакції. Залежність швидкості ланцюгових процесів від тиску та температури.</p> <p><u>СРС.</u> Вплив температури на границі займання. Роботи М.М.</p>

		<p>Семенова. Ланцюгові реакції у хімічній технології. Література: [1, § 237; 2, § XII.1-XII.3; 3, § 220]. Природа фотохімічних процесів. Механізм перебігу фотохімічних реакцій: первинні та вторинні процеси. Основні закони фотохімії. Квантовий вихід. Кінетика фотохімічних процесів. Закон Ламберта-Бєєра. Основні типи фотохімічних реакцій (ізомеризація, приєднання, фотоліз, ланцюгові реакції). <u>СРС.</u> Природа та механізм радіаційно-хімічних процесів. Стадії та типи цих реакцій, їх особливості. Дія випромінювань високих енергій на хімічні системи та її застосування в хімічній технології. Радіоліз газів, води та водних розчинів, органічних сполук. Радіаційно-хімічна полімеризація. Література: [1, § 241, 242; 2, § XII.4, XII.5; 3, § 221]. Тема 3.3. Кінетика гетерогенних процесів Специфіка та основні стадії гетерогенних процесів. Дифузія. Закони Фіка. Коефіцієнт дифузії, його залежність від температури. Стаціонарний та нестаціонарний режим гетерогенних процесів. Дифузійна та кінетична області гетерогенних хімічних процесів. Вплив температури та перемішування на швидкість гетерогенного процесу, що перебігає в дифузійній області. <u>СРС.</u> Експериментальне визначення лімітуючої стадії гетерогенної хімічної реакції. Кінетика процесів розчинення твердих тіл у рідинах. Топохімічні реакції. Ступінь перетворення. Кінетика топохімічних реакцій. Зміна ступеня перетворення та швидкості реакції уподовж часу. Література: [1, § 243, 244; 2, § XIII.1-XIII.3; 3, § 226]. <u>СРС.</u> Загальні особливості каталізу та властивості каталізаторів (каталіз та хімічна рівновага, активність, селективність каталізаторів). Вплив каталізаторів на кінетичні параметри реакцій. Типи каталізу: гомогенний, гетерогенний, ферментативний, автокаталіз. Механізм та енергетичні діаграми гомогенного та гетерогенного каталізу. Кінетика реакцій, що каталізуються ферментами. Константа Міхаеліса. Інгібування ферментів. Види гомогенного каталізу. Кислотно-основний каталіз. Особливості гетерогенно-каталітичних процесів. Стадії гетерогенного каталізу. Роль хемосорбції у каталітичному процесі. Природа активних центрів та проміжних поверхневих сполук. Промотування та отруєння каталізаторів. Література: [1, § 239, 240, 245-249; 2, § XV.1, XV.2, XV.6, XV.7, XVI.1, XVI.2, XVI.8, XVI.9, 3, § 222-227].</p>
12	Лекція 12	<p style="text-align: center;">Розділ 4. ЕЛЕКТРОХІМІЯ Тема 4.1. Рівноваги у розчинах електролітів</p> <p>Основні положення класичної теорії електролітичної дисоціації Арреніуса. Класифікація електролітів. Константа та ступінь електролітичної дисоціації. Закон розведення Оствальда. Електролітична дисоціація води; рН розчинів. Основні теорії кислот та основ. Кислотно-основна рівновага амінокислот. <u>СРС.</u> Гідроліз, константи гідролізу. Буферні розчини. Іон-дипольна взаємодія в розчинах електролітів. Механізми утворення іонів у розчинах. Загальна схема рівноваг у розчинах</p>

		<p>електролітів. Вплив хімічних та фізичних властивостей розчинника на силу електроліту.</p> <p>Іон-іонні взаємодії у розчинах електролітів. Активність та коефіцієнт активності електроліту. Іонна сила розчину. Правило іонної сили. Зв'язок коефіцієнта активності електроліту з іонною силою розчину.</p> <p><u>СРС.</u> Теорія сильних електролітів Дебая-Хюккеля. Іонна атмосфера. Зв'язок середнього іонного коефіцієнта активності сильних електролітів з іонною силою розчинів. Іон-іонна взаємодія у концентрованих розчинах, асоціація іонів.</p> <p>Література: [1, § 180-187, 189, 196, 197; 2, § VII.1-VII.3; 3, § 151-156, 158, 161].</p> <p>Тема 4.2. Електрична провідність (електропровідність) розчинів електролітів</p> <p>Питома, молярна електропровідність. Залежність питомої та молярної електропровідності слабких та сильних електролітів від концентрації та температури. Гранична молярна електропровідність, методи її визначення.</p> <p>Рухливість іонів, її залежність від температури, природи іонів та в'язкості розчинника. Закон незалежного руху іонів Кольрауша.</p> <p><u>СРС.</u> Числа переносу та методи їх визначення. Аномальні числа переносу.</p> <p>Теорія електропровідності сильних електролітів Дебая-Хюккеля-Онзагера. Коефіцієнт електропровідності. Електрофоретичний та релаксаційний ефекти, їх вплив на електропровідність. Рівняння Дебая-Хюккеля-Онзагера. Механізми переносу струму в розчинах.</p> <p>Література: [1, § 190-194; 2, § VII.4 -VII.6; 3, § 163-168].</p>
13	Лекція 13	<p>Кондуктометрія. Кондуктометричний метод визначення ступеня дисоціації та константи дисоціації. Визначення добутку розчинності важкорозчинних сполук за кондуктометричними даними. Кондуктометричне титрування.</p> <p><u>СРС.</u> Методика вимірювання електропровідності розчинів електролітів. Експериментальне визначення іонних рухливостей.</p> <p>Література: [1, § 188, 190-195; 2, § VII.4 -VII.7; 3, § 163-166, 169].</p> <p>Термодинаміка гальванічного елементу. Визначення напрямку перебігу та термодинамічних параметрів хімічної реакції в гальванічному елементі. Розрахунок констант рівноваги електрохімічних процесів.</p> <p><u>СРС.</u> Методи вимірювання ЕРС гальванічних елементів та електродних потенціалів. Електроди порівняння. Елемент Вестона. Потенціометрія. Визначення добутку розчинності важкорозчинних сполук потенціометричним методом. Потенціометричне визначення рН розчинів. Потенціометричне титрування.</p> <p>Література: [1, § 198-214; 2, § VII.8-VII.11, VII.13; 3, § 170-180].</p> <p><u>СРС.</u> Тема 4.4. Нерівноважні процеси в розчинах електролітів</p> <p>Електроліз. Закони електролізу Фарадея. Вихід продуктів електролізу за струмом. Істинні та позірні порушення законів електролізу, причини їх виникнення.</p> <p>Електродна поляризація, її види. Перенапруга водню, застосування цього явища в електролізі. Рівняння Тафеля.</p> <p>Хімічні джерела струму; вимоги, що до них висуваються. Елементи та акумулятори.</p> <p>Корозія. Механізм електрохімічної корозії. Способи захисту від</p>

		<p>корозії: захисні покриття, катодний та протекторний захист, пасивування металів. Інгібітори корозії. Література: [1, § 215-217, 219, 220, 222, 223; 2, § XIV.1-XIV.5; 3, § 182 183, 184, 187-190].</p>
14	Лекція 14	<p style="text-align: center;">КОЛОЇДНА ХІМІЯ</p> <p>Місце колоїдної хімії в системі фундаментальних хімічних дисциплін. Класифікація дисперсних систем за агрегатним станом дисперсної фази та дисперсійного середовища, за дисперсністю. Питома поверхня та її зв'язок з розмірами дисперсної фази. <u>СРС:</u> Роль поверхневих явищ і дисперсних систем у природі та народному господарстві. Значення курсу для хімічної технології та захисту довкілля. Література: [5] 9-28, [6] 6-16, 54-62, [7] 10-20, [8] 56-66.</p> <p style="text-align: center;"><u>Розділ 5. ПОВЕРХНЕВІ ЯВИЩА</u></p> <p style="text-align: center;">Тема 5.1. Термодинаміка поверхневих явищ.</p> <p>5.1.1. Елементи теорії фізики поверхні. Класифікація поверхневих явищ. Основні поверхневі явища : адсорбція, адгезія та змочування, капілярні явища, електричні явища, утворення нових фаз, стійкість дисперсних систем, структуроутворення і т. п. Загальні термодинамічні параметри поверхневого шару. Властивості поверхонь рідких і твердих тіл. Внутрішній тиск. Поверхнева енергія в загальному рівнянні I і II законів термодинаміки. Поверхневий натяг як міра вільної енергії міжфазної поверхні. Поверхневий натяг і природа рідких і твердих тіл. Рівняння Гібса-Гельмгольца для повної енергії поверхневого шару. Теплоутаплення одиниці поверхні. Залежність енергетичних параметрів поверхневого шару від температури. Капілярний тиск. Вимірювання поверхневого натягу на границі рідина-рідина. <u>СРС:</u> Основні методи вимірювання поверхневого натягу рідин. Література: [5] 45-67, [6] 21-37,101-111, [8] 8-20, 33-37,50-54.</p>
15	Лекція 15	<p>5.1.2. Поверхневий натяг і адсорбція. Визначення поняття адсорбції. Величини повної та надлишкової (гібсової) адсорбції. Шляхи зменшення вільної поверхневої енергії в дисперсних системах. Залежність поверхневого натягу від складу розчину. Поверхнево-активні і поверхнево-інактивні речовини. Адсорбція на рідкій поверхні поверхнево-активних речовин (ПАР). Термодинаміка адсорбції, адсорбційне рівняння Гібса, його аналіз. Поверхнева активність речовин і її характеристика. Будова молекул ПАР та її вплив на поверхневу активність. Правило Траубе. Будова адсорбційних шарів ПАР і визначення розмірів молекул. Рівняння Шишковського.</p> <p>5.1.3. Адгезія, змочування і розтікання рідин. Адгезія і когезія. Природа сил взаємодії при адгезії. Рівняння Дюпре для роботи адгезії. Кут змочування (крайовий кут). Зв'язок роботи адгезії з крайовим кутом змочування (рівняння Дюпре-Юнга). Ліофільність та ліофобність поверхонь. Вплив ПАР на змочуваність твердих поверхонь. Теплоутаплення. Визначення змочуваності за Ребіндером. Умови розтікання рідин. Коефіцієнт розтікання за Гаркінсом. <u>СРС:</u> Адсорбція рідини на рідкій поверхні. Тонкі плівки. Література: [5] 114-136, 153-168, [6] 72-89, [7] 39-52, 78-99,[8] 20-27, 33-37,44-50.</p> <p style="text-align: center;">Тема 5.2. Адсорбційні явища.</p> <p>5.2.1. Взаємодія при адсорбції. Класифікація механізмів адсорбції</p>

		<p>(фізична адсорбція, хемосорбція та іонообмінна адсорбція). Природа адсорбційних сил.</p> <p>5.2.2. Адсорбція парів і газів на твердій поверхні. Емпіричне рівняння ізотерми адсорбції Фрейндліха. Теорія мономолекулярної адсорбції. Рівняння Ленгмюра (залежність адсорбції від концентрації чи тиску), його вивід і аналіз. Лінійна форма рівняння ізотерми Ленгмюра і визначення констант рівняння. Теорія полімолекулярної адсорбції БЕТ (Брунауера-Емета-Телера). Фізичний зміст констант у рівнянні БЕТ. Застосування рівняння БЕТ для визначення питомої поверхні адсорбентів.</p> <p>Література: [5] 81-99, [6] 124-139,144-148, [7] 129-145, [8] 32-44.</p>
16	Лекція 16	<p>5.2.3. __Адсорбція парів і газів на поруватих адсорбентах. Високодисперсні та поруваті адсорбенти: класифікація, методи отримання, коротка характеристика. Цеоліти: молекулярно-ситовий ефект. Вплив природи адсорбента і адсорбата на величину адсорбції. Потенціальна теорія полімолекулярної адсорбції Поляні: адсорбційний потенціал, характеристичні криві. Капілярна конденсація. Вивід і аналіз рівняння капілярної конденсації Томсона. Залежність величини та ізотерми капілярної конденсації від величини і форми пор адсорбентів. Капілярно-конденсаційний гістерезис. Текстурна характеристика сорбентів: структурна крива адсорбента і крива розподілу пор за радіусами.</p> <p>Методи визначення величини адсорбції - статичні і динамічні. Вплив температури на величину адсорбції. Інтегральна і диференціальна теплоти адсорбції. Експериментальне визначення теплоти адсорбції. Кінетика адсорбційних процесів.</p> <p><u>СРС</u>: Використання адсорбції парів і газів у хімічній технології</p> <p>Література: [5] 93-113, [6] 109-123, 140-143, 148-150, [7] 150-173, [8] 32-44.</p> <p>СРС. 5.2.4. Хемосорбція, її особливості. Незворотність хемосорбції. Теплові ефекти. Кінетика хемосорбційних процесів. Роль хемосорбції в гетерогенному каталізі. 5.2.5. Молекулярна адсорбція з розчинів. Особливості молекулярної адсорбції з рідких розчинів. Залежність гібсової адсорбції від складу бінарного розчину при необмеженому змішуванні компонентів. Вплив природи розчинника, властивостей адсорбента і адсорбата на адсорбцію. Адсорбційна азеотропія. Селективність адсорбції з розчинів і вплив на неї різних факторів. Гідрофільні і гідрофобні адсорбенти.</p> <p>Література: [5] 103-104, 137-145 [6] 128-132, 162-166, [7] 149, 174-184.5.2.6. Іонна адсорбція. Адсорбція іонів на твердій поверхні. Закономірності іонної адсорбції. Ліотропні ряди. Іонообмінна адсорбція. Природні і синтетичні іоніти: їх характеристика, класифікація і властивості. Обмінна ємність іонітів. Константа рівноваги при іонному обміні Співвідношення адсорбції іонів з їх активностями (рівняння Нікольського).</p> <p><u>СРС</u>: 5.2.7. Хроматографія. Основні принципи і суть хроматографії. Газова і рідинна хроматографія. Паперова і тонкошарова хроматографія. Застосування хроматографії для аналізу та розділення сумішей в хімічній промисловості.</p> <p>Застосування іонітів: пом'якшення та демінералізація води, покращення ґрунтів, сорбція шкідливих та цінних відходів. Мембранна різниця потенціалів. Мембранна рівновага Доннана.</p> <p>Література: [5] 144-153, [6] 166-177, [7] 198-219 [8] 140-147.</p>

17	Лекція 17	<p style="text-align: center;">Тема 5.3 Електроповерхневі явища</p> <p>5.3.1. Будова подвійного електричного шару (ПЕШ). Загальна характеристика будови ПЕШ та історія розвитку уявлень про нього (теорії Гельмгольца-Перена, Гуп-Чепмена і Штерна). Термодинамічний і електрокінетичний потенціали. Зміна ПЕШ і електрокінетичного потенціалу при дії різних факторів. Вплив індиферентних і неіндиферентних електролітів на величину електрокінетичного потенціалу. Ізоелектричний стан. Перезарядка поверхні. Залежність електрокінетичного потенціалу від температури.</p> <p>Література: [5] 174-196, [6] 181-191, 206-219, [7] 56-77, [8] 122-130.</p> <p>5.3.2. Електрокінетичні явища. Електричні властивості дисперсних систем. Будова міцели. Дослід Рейса. Електрофорез і електроосмос. Потенціал течії і потенціал седиментації. Кількісна характеристика електрокінетичних явищ (рівняння Гельмгольца-Смолуховського). Методи визначення електрокінетичного потенціалу.</p> <p><u>СРС:</u> Практичне застосування прямих та зворотніх електрокінетичних явищ.</p> <p>Література: [5] 197-219, [6] 192-205, 224-227, [7] 256-270, [8] 130-135.</p> <p>Тема 6.2. Властивості дисперсних систем.</p> <p><u>Молекулярно-кінетичні властивості дисперсних систем.</u></p> <p>Броунівський рух, його природа. Середній зсув. Дифузія. Закон Фіка. Рівняння Ейнштейна для коефіцієнта дифузії. Співвідношення між середнім зсувом і коефіцієнтом дифузії (рівняння Ейнштейна-Смолуховського). Особливості осмотичного тиску дисперсних систем. Використання осмотичних властивостей для визначення концентрації і розміру частинок дисперсних систем. Седиментаційно-дифузійна рівновага, аналіз рівняння.</p> <p>Література: [5] 55-72, [6] 27-34, [7] 239-256, [8] 108-113</p>
18	Лекція 18	<p><u>Оптичні властивості дисперсних систем.</u> Світлопоглинання і світлорозсіювання. Ефект Тундала. Рівняння Релея і його аналіз. Нефелометрія як метод визначення концентрації і дисперсності гетерогенних систем. Визначення форми частинок оптичними методами. Оптична густина дисперсних систем - рівняння Бугера-Бера. Вплив дисперсності на забарвлення гетерогенних високодисперсних систем. Визначення дисперсності білих золів і молекулярних мас ВМС за рівнянням Гелера. Ультрамiкроскопія та її можливості. Конденсор темного поля. Електронна мікроскопія.</p> <p>Література: [5] 33-55, [6] 38-44, [7] 288-314, [8] 85-103.</p> <p>Тема 6.3. Стійкість і коагуляція дисперсних систем.</p> <p><u>Стійкість і коагуляція дисперсних систем.</u> Два види стійкості - агрегативна и седиментаційна. Ліофільні і ліофобні системи; самочинне утворення одних та необхідність стабілізації інших. Критерій ліофільності та ліофобності за Ребіндером. Термодинамічна стійкість ліофільних систем і фактори, що її обумовлюють (поверхневий натяг і ентропійний фактор). Фактори стійкості ліофобних систем. Вплив в'язкості, температури і концентрації на агрегативну стійкість. Вибір методу стабілізації дисперсної системи.</p> <p>Основи теорії стійкості і коагуляції ДЛФО (Дерягіна, Ландау, Фервея та Овербека). Потенціальні криві взаємодії частинок дисперсних систем та їх аналіз. Залежність характеру потенціальних кривих від природи і концентрації електроліта, що</p>

коагулює. Нейтралізаційна і концентраційна коагуляція. Правила електролітної коагуляції. Залежність порога коагуляції від заряду коагулюючого іона електроліта. Правило Шульце-Гарді. Специфічна дія багатовалентних іонів - специфічна коагуляція.

Література: [5] 269-312, [6] 228-258 [7] 314-318, 372-393, [8] 185-208.

Кінетика коагуляції. Швидка і повільна коагуляція. Кінетика швидкої коагуляції - теорія Смолюховського. Аналіз і застосування рівняння Смолюховського. Зміна частинної концентрації ліозолів при коагуляції. Розрахунок кратності частинок. Колоїдно-хімічна очистка води.

СРС. Тема 6.4. Фізико-хімічна механіка дисперсних систем.

В'язкість. Нормальні (ньютонівські) і неньютонівські рідини.

Рівняння Ньютона і Пуазейля, їх аналіз. Динамічна в'язкість і методи її зміни. Рівняння Ейнштейна для в'язкості рідких дисперсних систем, границі його застосування. Структурна в'язкість, її причини.

Література: [5] 261-269, 323-331 [6] 237-249, 265-273, [7] 321-326, 423-437, [8] 214-220.

Визначення молекулярної маси ВМС за допомогою вимірювань в'язкості. Рівняння Штаудингера

Структуроутворення. Фізико-хімічна механіка дисперсних систем і твердих тіл. Механічні властивості та їх опис за допомогою реологічних моделей. Вільнодисперсні і зв'язанодисперсні системи. Структуровані рідини. Вплив концентрації дисперсної фази, температури, часу, концентрації електроліта і механічної дії на структуроутворення. Структуроутворення як окремий вид коагуляції. Утворення структур згідно теорії ДЛФО. Потенціальні криві взаємодії частинок при структуроутворенні. Коагуляційні і кристалізаційно-конденсаційні структури. Реологічні криві для аномально в'язких рідин. Рівняння Бінгама. Гелеутворення. Тиксотропія і синерезис.

Література: [5] 313-323, 331-340 [6] 258-265, 273-278, [7] 406-448.

Колоїдно-хімічне матеріалознавство.

— Суспензії, їх загальна характеристика. Стабілізація суспензій, їх властивості і застосування. Пасту.

— Емульсії; їх класифікація. Емульсії першого і другого роду, розведені, концентровані, висококонцентровані, критичні. Методи визначення типу емульсії. Одержання емульсій та їх стабілізація. Правило Банкрофта. Обернення фаз емульсій. Руйнування емульсій. Емульсії в природі і техніці. Емульсійні фарби, латекси, емульсоли.

- Піни, їх загальна характеристика. Одержання стійких пін і фактори, що впливають на стійкість пін. Основи пінної флотації. Руйнування пін - піногасителі.

- Аерозолі. Загальна характеристика аерозолів. Стійкість аерозолів. Методи одержання і руйнування аерозолів. Аерозолі в природі і техніці. Екологічний захист від шкідливих аерозолів.

Література: [5] 366-398, [6] 278-294, [7] 393-406, [8] 73-80.

Колоїдні поверхнево-активні речовини. Іоногенні і неіоногенні ПАР. Процес міцелоутворення в розчинах колоїдних ПАР. Форми міцел при різних концентраціях і середовищах (міцели Гартлі і Мак-Бена). Критична концентрація міцелоутворення (ККМ) і методи її визначення. Гідрофільно-ліофільний баланс (ГЛБ). Стабілізуюча і миюча дія мил і синтетичних миючих засобів. Солюбілізація. Застосування колоїдних ПАР у промисловості.

Література: [5] 399-415, [6] 294-330, [7] 333-372, [8] 152-180.

Лабораторний практикум

Метою лабораторного практикуму є отримання навичок експериментальних досліджень, вмінь самостійно отримувати дисперсні системи, встановленню чітких меж розділення істинних розчинів та нанодисперсій.

№	Дата	Опис заняття
1.	1 - 2 тиждень	1.Калориметрія. Визначення інтегральної теплоти розчинення солі. Визначення теплоти нейтралізації.
2.	3 – 4 тиждень	2.Хімічна рівновага.
3.	5 - 6тиждень	3.Тиск насиченої пари.
4.	7 – 8 тиждень	4. Дослідження взаємної розчинності в трикомпонентній рідкій системі.
5.	9 – 10 тиждень	6.1.Дослідження кінетика розкладу пероксиду водню.
6.	11 – 12 тиждень	8.Електрорушійні сили. Робота 8.1. Визначення ЕРС хімічних гальванічних елементів та електродних потенціалів. Робота 8.2. Визначення ЕРС концентраційного гальванічного елементу.
7.	13 – 14 тиждень	10.Адсорбція органічної кислоти активованим вугіллем.
8.	15 – 16 тиждень	11.Поверхневий натяг. Адсорбція на поверхні рідини.
9.	17 – 18 тиждень	12. Золі. Приготування золей. Визначення знаку заряду частинок золів на підставі правила валентності - значності. Визначення порогу коагуляції золю. 15. Електрофорез.

5.Самостійна робота студента

Самостійна робота студента (СРС) протягом семестру включає повторення лекційного матеріалу, підготовка до здачі лабораторних та розрахункових робіт, підготовка, виконання та здача ргр, підготовку до мкр, підготовка до екзамену. Рекомендована кількість годин, яка відводиться на підготовку до зазначених видів робіт:

Вид СРС	Кількість годин на підготовку
Підготовка до занять: повторення лекційного матеріалу, опрацювання тем винесених на самостійне опрацювання	1,5 години на тиждень (27 год на семестр)
Виконання РГР	18 годин
Підготовка до МКР (повторення матеріалу)	12 годин
Підготовка до екзамену	21 годин

Теми винесені на самостійне опрацювання:

Розділ 1. Калориметричні виміри. Точні розрахунки теплових ефектів за умов заданої температури. Залежність теплот фазових переходів від температури.

Статистичний характер другого закону термодинаміки. Зв'язок між ентропією системи та її термодинамічною імовірністю.

Розділ 2. Активність та коефіцієнт активності компонентів реального розчину.

Правила Вревського. Розділення розчинів із двох рідин, що необмежено змішуються. Перегонка та ректифікація.

Розчинність твердих тіл у рідинах. Ідеальна та реальна розчинність. Залежність розчинності від температури. Рівняння Шредера.

Розділ 3. Вплив температури на границі займання. Ланцюгові реакції у технології.

Природа та механізм радіаційно-хімічних процесів. Дія випромінювань високих енергій на хімічні системи та її застосування Радіоліз газів, води та водних розчинів, органічних сполук. Види гомогенного каталізу. Кислотно-основний каталіз.

Розділ 4. Методика вимірювання електропровідності розчинів електролітів. Експериментальне визначення іонних рухливостей.

Хімічні джерела струму; вимоги, що до них висуваються. Елементи та акумулятори.

Розділ 5. Використання адсорбції парів і газів у хімічній технології. Застосування іонітів: пом'якшення та демінералізація води, покращення ґрунтів, сорбція шкідливих та цінних

відходів. Мембранна різниця потенціалів. Мембранна рівновага Доннана. 5.2.4. Хемосорбція, її особливості. Незворотність хемосорбції. Теплові ефекти. Кінетика хемосорбційних процесів. Роль хемосорбції в гетерогенному каталізі.

5.2.5. Молекулярна адсорбція з розчинів. Особливості молекулярної адсорбції з рідких розчинів. Залежність гібсової адсорбції від складу бінарного розчину при необмеженому змішуванні компонентів. Вплив природи розчинника, властивостей адсорбента і адсорбата на адсорбцію. Адсорбційна азеотропія. Селективність адсорбції з розчинів і вплив на неї різних факторів. Гідрофільні і гідрофобні адсорбенти.

Література: [5] 103-104, 137-145 [6] 128-132, 162-166, [7] 149, 174-184.

Література: [1, с. 102-162;].

Тема 6.4. Фізико-хімічна механіка дисперсних систем.

В'язкість. Нормальні (ньютонівські) і неньютонівські рідини. Рівняння Ньютона і Пуазейля, їх аналіз. Динамічна в'язкість і методи її зміни. Рівняння Ейнштейна для в'язкості рідких дисперсних систем, границі його застосування. Структурна в'язкість, її причини.

Література: [5] 261-269, 323-331 [6] 237-249, 265-273, [7] 321-326, 423-437, [8] 214-220.

Визначення молекулярної маси ВМС за допомогою вимірювань в'язкості. Рівняння Штаудингера Структуроутворення. Фізико-хімічна механіка дисперсних систем і твердих тіл. Механічні властивості та їх опис за допомогою реологічних моделей. Вільнодисперсні і зв'язанодисперсні системи. Структуровані рідини. Вплив концентрації дисперсної фази, температури, часу, концентрації електроліта і механічної дії на структуроутворення. Структуроутворення як окремий вид коагуляції. Утворення структур згідно теорії ДЛФО. Потенціальні криві взаємодії частинок при структуроутворенні. Коагуляційні і кристалізаційно-конденсаційні структури. Реологічні криві для аномально в'язких рідин. Рівняння Бінгама. Гелеутворення. Тиксотропія і синерезис.

Література: [5] 313-323, 331-340 [6] 258-265, 273-278, [7] 406-448.

Колоїдно-хімічне матеріалознавство.

— Суспензії, їх загальна характеристика. Стабілізація суспензій, їх властивості і застосування. Паста.

— Емульсії; їх класифікація. Емульсії першого і другого роду, розведені, концентровані, висококонцентровані, критичні. Методи визначення типу емульсії. Одержання емульсій та їх стабілізація. Правило Банкрофта. Обернення фаз емульсій. Руйнування емульсій. Емульсії в природі і техніці. Емульсійні фарби, латекси, емульсоли.

- Піни, їх загальна характеристика. Одержання стійких пін і фактори, що впливають на стійкість пін. Основи пінної флотації. Руйнування пін - піногасителі.

- Аерозолі. Загальна характеристика аерозолів. Стійкість аерозолів. Методи одержання і руйнування аерозолів. Аерозолі в природі і техніці. Екологічний захист від шкідливих аерозолів.

Література: [5] 366-398, [6] 278-294, [7] 393-406, [8] 73-80.

Колоїдні поверхнево-активні речовини. Іоногенні і неіоногенні ПАР. Процес міцелоутворення в розчинах колоїдних ПАР. Форми міцел при різних концентраціях і середовищах (міцели Гартлі і Мак-Бена). Критична концентрація міцелоутворення (ККМ) і методи її визначення. Гідрофільно-ліофільний баланс (ГЛБ). Стабілізуюча і миюча дія мил і синтетичних миючих засобів. Солюбілізація. Застосування колоїдних ПАР у промисловості.

До всіх тем що виносяться на самостійне опрацювання, студентам надається короткий конспект.

6. Політика та контроль

Політика навчальної дисципліни (освітнього компонента)

У звичайному режимі роботи університету лекції, практичних та лабораторних занять проводяться в навчальних аудиторіях. У змішаному режимі лекційні заняття проводяться через платформу дистанційного навчання Сікорський, У дистанційному режимі всі заняття проводяться через платформу Zoom або Google meet. Відвідування занять он-лайн режимі є обов'язковим.

Правила захисту лабораторних робіт:

1. До захисту допускаються студенти, які мають оформлений протокол та результати виконання роботи. В дистанційному режимі формат лабораторних робіт змінений студенти отримують відеоролики з лабораторною роботою і інтерпретують результати мотивують отримані похибки (якщо такі мають місце).
2. Захист відбувається за індивідуальними завданнями, які студенти отримують перед початком виконання лабораторної роботи
3. Після перевірки завдання викладачем на захист виставляється загальна оцінка і робота вважається захищеною.
4. Несвоєчасні захист і виконання роботи без поважної причини штрафуються відповідно до правил призначення заохочувальних та штрафних балів.

Правила призначення заохочувальних та штрафних балів:

1. Несвоєчасне виконання лабораторної роботи без поважної причини штрафуються штрафуються 1 балом;
2. Несвоєчасний захист роботи без поважної причини штрафуються 1 балом;
3. За кожний тиждень запізнення з поданням розрахунково-графічної роботи на перевірку нараховується 1 штрафний бал (але не більше 8 балів).
4. За активну роботу на лекції нараховується до 1 заохочувального балу (але не більше 5 балів на семестр).
5. За завчасну здачу кожної з частин РГР (з двотижневим випередженням) 0,5 бали.

Політика дедлайнів та перескладань: визначається п. 8 Положення про поточний, календарний та семестровий контроль результатів навчання в КПІ ім. Ігоря Сікорського

Політика щодо академічної доброчесності: визначається політикою академічної чесності та іншими положеннями Кодексу честі університету.

8. Види контролю та рейтингова система оцінювання результатів навчання (PCO)

Види контролю встановлюються відповідно до Положення про поточний, календарний та семестровий контроль результатів навчання в КПІ ім. Ігоря Сікорського:

1. Поточний контроль: опитування на лабораторних заняттях, МКР (3 частини), виконання та захист РГР (5 частин відповідно до розділів: Хімічна термодинаміка та хімічні рівноваги, Фазові рівноваги, Кінетика, Електрохімія, Колоїдна хімія).
2. Календарний контроль: проводиться двічі на семестр як моніторинг поточного стану виконання вимог силабусу.
3. Семестровий контроль: екзамен.

1. Рейтинг студента з кредитного модуля розраховується виходячи із 100-бальної шкали, з них 70 балів складає стартова шкала. Стартовий рейтинг (протягом семестру) складається з балів, що студент отримує за:

- Лабораторні роботи (10 робіт)-20 балів;
- написання модульної контрольної роботи (МКР) 30 балів;
- виконання розрахунково-графічної роботи (РГР) 20 балів.

2. Критерії нарахування балів:

2.1. Робота на лабораторному занятті:

- бездоганне виконання, опис та здача роботи – 2 бали
- є певні недоліки в описі, неточності, погано відповідає на запитання – 1,3-1,5 бали
- робота описана повністю по «трафарету», немає висновків, студент не може відповісти на жодне запитання – 1,2 бала

Без виконання та захисту лабораторних робіт студент не допускається до іспиту.

2.2. Модульний контроль. Оскільки 1 МКР розділена на 3 частини (1-Хімічна термодинаміка, хімічні та фазові рівноваги, 2 - Кінетика та електрохімія, 3- Колоїдна хімія), то сумарний Ваговий бал – **30 балів, кожна частина – 10 балів.** Оцінювання роботи проводиться за наступною шкалою:

- повна відповідь (не менше 90% потрібної інформації) – 9 – 8,1 балів;
- достатньо повна відповідь (не менше 75% потрібної інформації), або повна відповідь з незначними неточностями – 8,0 – 6,8 балів;

- неповна відповідь (не менше 60% потрібної інформації) та незначні помилки – 6,7 – 6,0 балів;
- незадовільна відповідь (не відповідає вимогам на «задовільно») – 0 балів.

2.3. Розрахунково-графічна робота (5 частин: 1- Термодинаміка та хімічна рівновага, 2- Фазові рівноваги, 3- Кінетика, 4- Електрохімія, 5_ колоїдна хімія).

Ваговий бал – **20 балів** (Термодинаміка та хімічна рівновага – 6 балів, Фазові рівноваги – 3 бали, Кінетика - 3 бали, Електрохімія - 3 бали, Колоїдна хімія – 5 балів). Оцінювання роботи проводиться за наступною шкалою:

- правильно виконана робота всі розрахунки виконано вірно з дотриманням зазначених вимоги до роботи, студент бездоганно захистив роботу – 20 – 17 балів;
- роботу виконано з незначними недоліками, виконані майже всі вимоги до роботи, або є несуттєві помилки – 16,9 – 15 балів;
- роботу не в повному обсязі, є недоліки щодо виконання вимог до роботи і певні помилки – 14,9 – 12 балів;
- роботу не зараховано (завдання не виконане) – 0 балів.

Без виконання РГР студент не допускається до іспиту.

3. Умовою отримання позитивної оцінки з календарного контролю є виконання всіх запланованих на цей час робіт (на час календарного контролю). На **першому календарному контролі** (8-й тиждень) студент отримує «зараховано», якщо його поточний рейтинг не менше $0,5 \cdot 27^1 = 13,5$ балів, виконані та захищено 4 лабораторні роботи та здано 2 частини РГР (Термодинаміка, хімічні та фазові рівноваги). На **другому календарному контролі** (14-й тиждень) студент отримує «зараховано», якщо його поточний рейтинг не менше $0,5 \cdot 49^2 = 24,5$ балів виконані та захищено 7 лабораторних робіт та зараховано РГР з усіх розділів фізичної хімії (Термодинаміка, хімічні та фазові рівноваги, кінетика, електрохімія).

Сума вагових балів контрольних заходів протягом семестру складає:

$$R_c = 20 + 20 + 30 = 70 \text{ балів.}$$

Необхідною умовою допуску до іспиту є захист лабораторної роботи, виконання та захист розрахунково-графічних робіт, а також стартовий рейтинг (r_c) не менше 40 балів.

Екзаменаційний рейтинг складає $R_E = 30$ балів

Критерії оцінювання екзаменаційної роботи.

Кожен студент одержує квиток, що складається з 15 питань трьох рівнів складності з усіх розділів.

Відповідь на питання (або вирішення задачі) першого рівня складності становить рівня - 1 бал (всього 5 питань), другого - 2 бали (5 питань), третього - 3 бали (5 питань).

Оцінювання екзаменаційної роботи відбувається за шкалою:

«відмінно» 28-30 балів.

«добре» 27-23 балів.

«задовільно» 22-15 балів.

«незадовільно» 0-14 бали.

Для отримання студентом відповідних оцінок (ECTS та традиційних) його рейтингова оцінка R_D переводиться згідно з таблицею:

Рейтингова кількість балів R_D	Оцінка
95.....100	Відмінно
85.....94	Дуже добре
75.....84	Добре
65.....74	Задовільно
60.....64	Достатньо
$R_D < 60$	Незадовільно
Не виконані умови семестрової атестації	Не допущено

¹ Максимальна кількість балів, яку може набрати студент протягом 8 тижнів.

² Максимальна кількість балів, яку може набрати студент протягом 14 тижнів.

Календарну атестацію проводить викладач за значеннями поточного рейтингу студентів на час атестації (8 тиждень та 14 тиждень). Якщо значення цього рейтингу не менше 50 % від максимально можливого на час атестації, студент вважається атестованим. В іншому випадку в атестаційній відомості виставляється «незадовільно».

Робочу програму навчальної дисципліни (силабус):

Складено доцентами кафедри фізичної хімії:

к.х.н. доц. Бережницька О.С.

к.х.н. доц. Пономарьов М.Є.

Погоджено Методичною комісією факультету (протокол № 10 від 23.06.2021 р.)

Ухвалено кафедрою фізичної хімії (протокол № 13 від 30.06.2021 року)³

³ Силабус спочатку погоджується метод. Комісією, а потім Ухвалюється кафедрою.