

Handwritten signature

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
Кафедра медичної біології та хімії

ЗАТВЕРДЖУЮ
Проректор з науково-педагогічної
роботи
Едуард БУРЯЧКІВСЬКИЙ

1 вересня 2024 р.



МЕТОДИЧНА РОЗРОБКА
ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ ЗДОБУВАЧІВ ОСВІТИ
З НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Факультет, курс **Фармацевтичний факультет, II-ий курс**
Спеціальність **«226» Фармація. Промислова фармація.**
Навчальна дисципліна **Фізична та колоїдна хімія**

Затверджено:

Засіданням кафедри медичної біології та хімії
Одеського національного медичного університету

Протокол № 1 від "26" серпня 2024 р.

Завідувач кафедри _____

Геннадій СТЕПАНОВ

Handwritten signature in blue ink

Розробники:

Доцент кафедри, к.х.н., доц. Ширікалова А.О.,
доцент кафедри, к.х.н., доц. Бурдіна Я.Ф.,
доцент кафедри, к.х.н. Грекова А.В.,

Практичне заняття № 1

Тема: Вступне заняття. Предмет і задачі фізичної та колоїдної хімії.
Основні поняття термодинаміки

Мета інтегрувати системні знання про предмет і завдання термодинаміки, термодинамічні системи, теоретичні принципи термохімії, функції стану систем як фізико-хімічні основи біоенергетики; інтерпретувати основні поняття хімічної термодинаміки (внутрішня енергія систем, ентальпія, теплота і робота); застосовувати закони і принципи термохімічних розрахунків для формування цілісного підходу до вивчення хімічних і біологічних процесів.

Основні поняття: *термохімія, тепловий ефект хімічної реакції, закон Гесса, наслідки закону Гесса, перший закон термодинаміки, ентальпія, ентропія, енергія Гіббса.*

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. **Організаційні заходи** (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань:

- Правила виконання лабораторних робіт.
- Методи обробки експериментальних даних.
- Основні закони хімії, та фізики.

3. **Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять**

1. Предмет фізичної та колоїдної хімії. Методи фізико-хімічного дослідження.

2. Хімічна термодинаміка. Основні поняття і визначення.

3. Стан термодинамічної системи.

4. Термодинамічний процес.

5. Теплота і робота.

6. Внутрішня енергія. Перший закон термодинаміки.

Зміст практичного заняття

Фізична хімія є основним теоретичним фундаментом сучасної хімії, що спирається на такі важливі розділи фізики, як статична фізика і термодинаміка, яким притаманні поглиблений аналіз загальних закономірностей хімічних перетворень на молекулярному рівні, широке використання математичного моделювання, вивчення надшвидких процесів, способів накопичення енергії в хімічних речовинах.

Термодинаміка досліджує енергетику різних фізичних і хімічних процесів. При цьому вона розглядає тільки макроскопічні об'єкти. В основі термодинаміки немає модельних напрямків, і вона не залежить від змін наших поглядів на природу атомів і молекул або від створення нових фізичних або хімічних теорій.

Об'єкт вивчення термодинаміки – **термодинамічна система** – це тіло або сукупність тіл, відокремлених від навколишнього світу уявною або дійсно існуючою оболонкою. Тіла, які знаходяться за межами термодинамічної системи, утворюють **довкілля**.

Залежно від характеру взаємодії з довкіллям розрізняють наступні типи термодинамічних систем:

- **відкрита** система обмінюється з довкіллям речовиною і енергією;
- **закрита** система обмінюється енергією, але не обмінюється речовиною;
- **ізольована** система позбавлена можливості обміну з довкіллям, як речовиною, так і енергією.

Сукупність частин термодинамічної системи з однаковим складом і властивостями називають **фазою**.

Гомогенна система складається з однієї фази (газ, розчин). **Гетерогенна** система складається з декількох фаз, відділених один від одного поверхнями розділу (наприклад, газ – розчин, вода – олія).

Усі величини, які характеризують будь-яку властивість системи, що розглядається, називаються **термодинамічними параметрами**

(температура, тиск, об'єм, внутрішня енергія, ентропія та ін.).

Параметр, який можна безпосередньо виміряти, називаються **основними параметрами стану**.

Інші параметри стану системи є функціями від основних параметрів і називаються **функціями стану системи**.

До них відносяться: повна енергія E , внутрішня енергія U , ентальпія H , ентропія S . Їх зміна (Δ) визначається тільки початковим і кінцевим станом системи і не залежить від шляху переходу системи з початкового в кінцевий стан (екстенсивні параметри).

$$\Delta E = E_{\text{кін}} - E_{\text{поч}}$$

$$\Delta U = U_{\text{кін}} - U_{\text{поч}}$$

$$\Delta H = H_{\text{кін}} - H_{\text{поч}}$$

$$\Delta S = S_{\text{кін}} - S_{\text{поч}}$$

Стан термодинамічної системи характеризується такими фізико-хімічними властивостями: маса, об'єм, температура, тиск, склад, енергія, теплоємність та ін.

Зміна хоч би одного або декількох параметрів стану системи називається **термодинамічним процесом**.

Залежно від незмінного параметра, розрізняють: **ізотермічний** ($T = \text{const}$), **ізобарний** ($P = \text{const}$), **ізохорний** ($V = \text{const}$) процеси.

Теплота (Q) та робота (A) – це форми передачі енергії від системи до навколишнього середовища та навпаки.

Теплотою (Q) називають форму передачі енергії внаслідок хаотичного руху молекул. За виконання роботи енергія передається шляхом упорядкованого руху молекул під дією певної сили. Спрямований рух молекул може бути перетворений на хаотичне. Тоді робота переходить у теплоту.

Теплота і робота залежить від шляху процесу, отже, є функціями процесу, а не стану.

Теплоту та роботу виражають у джоулях (Дж).

Внутрішня енергія. Перший закон термодинаміки

Внутрішня енергія є функцією стану, тобто її зміна визначається заданими початковим і кінцевим станами системи й не залежить від шляху процесу: $\Delta U = U_{\text{кін}} - U_{\text{поч}}$

Перший закон термодинаміки базується на загальному законі збереження енергії, є його слідством і встановлює співвідношення між теплотою (Q) і роботою (A).

Додана системі теплота Q витрачається на зростання внутрішньої енергії ΔU і на здійснення роботи проти зовнішніх сил A :

$$Q = \Delta U + A$$

У термодинаміці для ізобарних процесів ($P=\text{const}$) широко використовують таку термодинамічну функцію як ентальпія.

Ентальпія (H) або *тепловміст* – це енергія, якою володіє система при постійному тиску:

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

зміна ентальпії під час переходу системи з початкового стану в кінцевий:

$$Q_p = H_{\text{кін}} - H_{\text{поч}} = \Delta H$$

Враховуючи, що $\Delta H = Q_p$, а $\Delta U = Q_v$, маємо:

$$Q_p = Q_v - P\Delta V$$

Тепловий ефект ізобарного процесу менше теплового ефекту ізохорного процесу на величину роботи розширення.

Теоретичні питання для самостійної перевірки рівня знань до теми

«Основні поняття хімічної термодинаміки. Перший закон термодинаміки»

1. Значення фізичної хімії для фармації і медицини.
2. Що таке термодинамічна система?
3. Назвіть типи термодинамічних систем.
4. До яких систем належать живі організми?
5. Перший закон термодинаміки.
6. Внутрішня енергія як функція стану системи.
7. Яка система називається відкритою, закритою, ізольованою?
8. Чим відрізняються екстенсивні та інтенсивні властивості системи?

9. Яка функція називається термодинамічною функцією стану?
10. Який процес називають оборотним, рівноважним, самовільним, круговим?
11. Наведіть різні формулювання першого закону термодинаміки.
12. Напишіть математичний вираз першого закону термодинаміки для ізотермічного, ізобарного, ізохорного, адіабатичного процесів.

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.

8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред. проф. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім. В. Каразіна, 2012. –500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 2

Тема: Перший закон термодинаміки. Термохімія. Закон Гесса.

Мета: уміння самостійно використовувати знання і застосовувати закони термохімії і принципи термохімічних розрахунків для моделювання фізіологічних процесів при температурі, що відрізняється від температури організму людини, а за допомогою термодинамічних рівнянь привести до реальних умов.

Основні поняття: термохімія, тепловий ефект хімічної реакції, закон Гесса,

наслідки закону Гесса, перший закон термодинаміки, ентальпія, ендотермічний, екзотермічний процес, ентропія, енергія Гіббса.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань:

Студент повинен знати та вміти:

- *пояснювати відмінності: гомогенними і гетерогенними системами, фізичними і хімічними процесами, відкритими, закритими і ізольованими системами;*
- *розуміти роль екстенсивних і інтенсивних параметрів;*
- *визначати тип процесу згідно з постійними параметрами;*
- *пояснювати сенс термінів: внутрішня енергія, ентальпія, тепло;*
- *визначати тип процесу відповідно до зміни ентальпії;*
- *формулювати перший закон термодинаміки.*

3. **Вимоги до теоретичної готовності** здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Термохімія. Термохімічні рівняння.

2. Закон Гесса. Наслідки закону Гесса.

3. Теплоти утворення і згорання речовин.

4. Стандартний стан речовини. Обчислення теплових ефектів реакцій за допомогою таблиць стандартних теплот утворення і згорання.

5. Теплоємність. Залежність ентальпії реакції від температури.

Рівняння Кірхгофа.

6. Практичне використання законів термохімії

Основний етап заняття

Термохімія – це розділ хімічної термодинаміки, яка вивчає

теплові ефекти хімічних реакцій.

Тепловим ефектом реакції називають кількість теплоти, що виділяється або поглинається в результаті реакції за постійним тиском або об'ємом, однаковою температурою продуктів реакції і початкових речовин.

стандартних умов: $p = 101,3$ кПа, температура $= 298$ К.

Процеси, що протікають з виділенням тепла, називаються **екзотермічними**, а процеси, що протікають з поглинанням тепла, називаються **ендотермічними**.

У термодинаміці прийнято, що для ендотермічних реакцій знак теплового ефекту вважати позитивним ($\Delta H > 0$), а для екзотермічних – негативним ($\Delta H < 0$):

$$Q = - \Delta H$$

Для виконання різних термодинамічних розрахунків вводяться поняття **ентальпії утворення** речовин або **ентальпії згоряння** речовин.

Стандартною теплотою утворення ΔH_f^0 називається тепловий ефект реакції утворення 1 молю складної речовини з простих речовин за стандартних умов. При цьому усі учасники реакції мають бути у стійких агрегатних станах.

Стандартні теплоти утворення простих речовин приймаються рівними нулю (наприклад $\Delta H_{298}^0(O_2) = 0$).

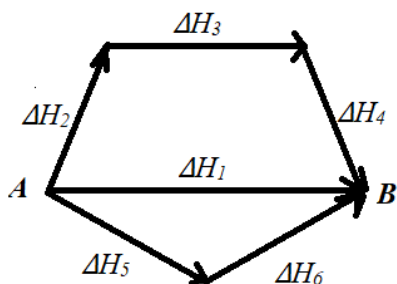
Стандартною теплотою згоряння ΔH_c^0 (індекс *c* – від англ. «*combustion*» – згоряння) називають тепловий ефект реакції окислення 1 моль речовини газоподібним киснем до відповідних продуктів згоряння за стандартних умов.

Стандартні теплоти згоряння вищих оксидів в стійких станах приймаються рівними нулю.

Закон Гесса

Тепловий ефект хімічної реакції не залежить від шляху

реакції, т.т. від проміжних стадій, а визначається лише початковим і кінцевим станами системи.



Схема, яка відображає закон Гесса

Сумарні теплові ефекти кожного шляху, згідно із законом Гесса, будуть рівні між собою:

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 = \Delta H_5 + \Delta H_6.$$

У термохімічних розрахунках часто користуються наслідками із закону Гесса.

- **Перший наслідок**: тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумами теплот утворення продуктів реакції і теплот утворення початкових речовин, помножених на відповідні стехіометричні коефіцієнти :

$$\Delta H^0_{\text{реакції}} = \Sigma \Delta H^0_{\text{продуктів}} - \Sigma \Delta H^0_{\text{початкових речовин}}$$

- **Другий наслідок**: тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумами теплот згоряння початкових речовин і теплот згоряння продуктів реакції, помножених на відповідні стехіометричні коефіцієнти:

$$\Delta H^0_{\text{реакції}} = \Sigma \Delta H^0_{\text{початкових речовин}} - \Sigma \Delta H^0_{\text{продуктів}}$$

- **Третій наслідок**: ентальпія розкладання будь-якої хімічної сполуки дорівнює ентальпії її утворення по абсолютних величинах і протилежна по знаку (закон Лавуаз'є - Лапласа):

$$\Delta H_f^0 = - \Delta H_c^0$$

Теплоємність. Рівняння Кірхгофа

Для кількісної оцінки теплоти, що отримує тіло під час нагрівання, використовують поняття теплоємності.

Теплоємність - це кількість теплоти, яка необхідна для нагрівання одиниці кількості речовини на 1 К.

Найчастіше користуються ізобарною теплоємністю ($P = \text{const}$)

$$C_p = \Delta H / \Delta T$$

І ізохорною теплоємністю ($V = \text{const}$)

$$C_v = \Delta U / \Delta T$$

Залежність теплового ефекту хімічних реакцій від температури описується рівнянням Кірхгофа:

- для ізобарного процесу: $\left(\frac{\partial \Delta H}{\partial T} \right)_p = \Delta C_p,$

- для ізохорного процесу $\left(\frac{\partial \Delta H}{\partial T} \right)_v = \Delta C_v,$

Якщо $\Delta C_p > 0$, то при підвищенні температури тепловий ефект ендотермічної реакції збільшується, а екзотермічної зменшується. Якщо $\Delta C_p < 0$, то підвищення температури має протилежну дію, якщо $\Delta C_p = 0$, тепловий ефект реакції не залежить від температури.

Обидва висловлювання є математичним записом **закону Кірхгофа**.

Температурний коефіцієнт теплового ефекту реакції дорівнює зміні теплоємності початкових речовин та продуктів реакції.

Розрахунки за рівнянням Кірхгофа роблять при складанні теплових балансів процесів на хімічних та фармацевтичних виробництвах.

Теоретичні питання для самостійної перевірки рівня знань до теми

«Термохімія. Закон Гесса»

1. Закон Гесса як висновок першого закону термодинаміки.

Практичне значення закону Гесса.

2. Стандартні ентальпії утворення та згоряння речовин і їх застосування для визначній теплових ефектів хімічних і біохімічних реакцій.

3. Дайте визначення ентальпії і внутрішній енергії. Чим пояснюється відмінність між ΔU та ΔH ?

4. Як залежить тепловий ефект реакції від температури та чим визначається характер цієї залежності?

5. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури (основна, додаткова, електронні інформаційні ресурси):

Основна:

2. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

18. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.

19. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.

20. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.

21. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.

22. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.

23. Фізична та колоїдна хімія: підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.: Університет «Україна», 2020. – 530 с.
24. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.: Світ книг, 2018. – 340 с.
25. Колоїдна хімія: теорії і задачі: Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. – 292 с.
26. Фізична хімія: теорія і задачі: Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. – 415 с.
27. Волошинець В.А. Фізична хімія: Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. – Львів: Вид. Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
28. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред. проф. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х: ХНУ ім. В. Каразіна, 2012. – 500 с.
29. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
30. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
31. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.: Каравела, 2017. – 310с.
32. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.: Перун, 2010. – 512 с.
33. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне: НУВГПМ, 2016. – 164 с.
34. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./ В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. – 200 с.

Практичне заняття № 3

Тема: Другий закон термодинаміки. Ентропія. Термодинамічні потенціали та критерії оцінки направленості процесів.

Мета: сформувати навички використовувати знання і застосовувати закони

термодинаміки і принципи термохімічних розрахунків, наслідків закону Гесса для прогнозування напрямку фізіологічних процесів при стандартних умовах її температурі, що відрізняється від температури організму людини, а за допомогою термодинамічних рівнянь привести до реальних умов. Оволодіти уміннями самостійно визначати умови самовільного протікання фізико-хімічних та біохімічних процесів.

Основні поняття: термодинамічна система і термодинамічні параметри, функції стану, термодинамічний процес, ентальпія, ентропія, самодовільні та несамодовільні процеси, умови самовільного процесу, ізобарно-ізотермічний та ізохорно-ізотермічний потенціал. Вільна енергія Гіббса, вільна енергія Гельмгольца.

Обладнання: Лабораторі кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

- *термодинамічний процес і його тип залежно від обміну енергією і речовиною з довкіллям;*
- *екстенсивні і інтенсивні параметри системи, функції стану системи;*
- *внутрішня енергія, тепло, робота, ентальпія;*
- *1-й закон термодинаміки;*
- *пояснювати відмінність термохімічних і стехіометричних рівнянь;*
- *формулювати закон Гесса; - розраховувати теплові ефекти реакцій за стандартних умов;*
- *застосовувати термохімічні розрахунки до біологічних систем.*

3. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

Контрольні питання

1. Другий закон термодинаміки та його математичний вираз.
2. Ентропія як функція стану системи.
3. Зміна ентропії як критерій направленості самовільних процесів в ізольованих системах.
4. Ентропія та ймовірність стану системи. Статистичний характер другого закону термодинаміки.
5. Третій закон термодинаміки. Абсолютне значення ентропії. Зміна ентропії в різних процесах.
6. Термодинамічні потенціали (енергія Гіббса, енергія Гельмгольца).
7. Рівняння Гіббса і Гельмгольца. Критерії напрямку і межі протікання самовільних процесів в ізольованій системі.
8. Хімічний потенціал.

Основний етап заняття

Другий закон термодинаміки

Другий закон термодинаміки визначає можливість, напрям і межі протікання самовільного процесу.

Існують різні формулювання другого закону:

- *Ентропія ізольованої системи зростає у необоротному процесі і залишається постійною в оборотному; вона ніколи не убыває.*
- *Кожна система, яка представлена самій собі, в середньому змінює напрям у бік зростання вірогідності.*
- *Теплота не може самовільно передаватися від холоднішого тіла до гарячого (постулат Клаузіуса).*
- *Ентропія відкритої системи зростає, прагнучи до максимуму.*
- *Процес, єдиним результатом якого є перетворення теплоти на роботу, неможливий (постулат Томсона).*
- *Будь-яка форма енергії може повністю перетворитися на теплоту, проте теплота перетворюється на інші види енергії лише*

частково (другий постулат Планка).

При розгляді питань **напрям** самовільного процесу, необхідно також ознайомитися з поняттям термодинамічної необоротності процесу.

Термодинамічно оборотним називається процес, який можна реалізувати, в прямому і зворотному напрямках, не залишаючи змін в довкіллі.

Термодинамічно необоротним називається процес, при якому в результаті прямого і зворотного переходу в систему або довкілля виникають які-небудь незникаючі зміни.

Ентропія як функція стану системи

При наданні системі деякої кількості теплоти відбувається не лише зростання внутрішньої енергії або ентальпії, а і зростає деяка неупорядкованість, так як тепло передається у формі нерегульованого теплового руху.

Кількісною мірою неупорядкованості в системі є функція стану – **ентропія S** .

За допомогою стандартних термодинамічних функцій і закону Гесса можна розрахувати зміну ентропії процесу

$$\Delta S^0 = \sum v_i S^0_{(\text{прод})} - \sum v_i S^0_{(\text{почат.реч.})}$$

Проте ентропію оборотного процесу можна розрахувати через термодинамічні параметри. Використовуючи ентропію, можна охарактеризувати другий закон термодинаміки та у загальному вигляді записати так

$$\Delta S = \frac{Q_{\text{обор}}}{T}$$

Для ізольованих та необоротних термодинамічних систем:

$$\Delta S > \frac{Q_{\text{необор}}}{T}$$

$\Delta S > 0$ є критерієм його самовільного протікання процесу.

$$\Delta S = \Delta Q / T$$

Останнє рівняння є *аналітичним виразом* другого закону термодинаміки.

в адіабатичних ($\Delta Q=0$):

$$dS \geq 0$$

У ізольованій системі течія процесу може бути охарактеризована вірогідністю (W). Чим більше W , тим вірогідніше чекати течію процесу саме в цьому напрямі.

$$S = k \ln W,$$

Третій закон термодинаміки.

Абсолютна та стандартна ентропія речовини

М. Планк, базуючись у тому, що ентропія – міра упорядкованості системи, сформулював постулат, який отримав назву третього закону термодинаміки:

Ентропія правильно утвореного кристала чистої речовини при абсолютному нулі дорівнює нулю:

$$\lim_{T \rightarrow 0} S = 0.$$

Ентропія, що обертається в нуль при абсолютному нулі, називається *абсолютною ентропією*.

Термодинамічні потенціали

Для можливості перебігу процесів у термодинамічних системах були введені ізохорно-ізотермічний та ізобарно-ізотермічний потенціали.

При постійних T і V максимальна корисна робота дорівнює зміні функції стану F . Така функція називається ізохорно – ізотермічним потенціалом:

$$F = U - T S$$

її називають так само *вільною енергією Гельмгольца*.

Функцію для ізобарно - ізотермічних процесів ($P = \text{const}$ і $T = \text{const}$) називають енергією Гіббса, або *вільною енергією Гіббса*, або ізобарно-ізотермічним потенціалом G :

$$G = H - T S$$

Для розрахунку зміни функцій Гіббса ΔG і Гельмгольца ΔF в результаті хімічних реакцій найчастіше застосовують рівняння Гіббса - Гельмгольца у виді:

$$\Delta F = \Delta U - T \Delta S$$

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

Ці вирази називають ще об'єднаним рівнянням першого та другого законів термодинаміки, де ΔH – *ентальпійний чинник*, $T\Delta S$ – *ентронпійний*. Тільки врахування цих обох чинників дає змогу оцінити принципову можливість перебігу процесу.

Як функцію стану, зміну ΔG можна розрахувати також за законом Гесса:

$$\Delta G^0 = \sum \nu \Delta G^0_{\text{продуктів}} - \sum \nu \Delta G^0_{\text{початкових речовин}}$$

Хімічний потенціал

Для відкритих систем, а також закритих систем, в яких протікають хімічні реакції, енергія Гіббса залежить не тільки від температури та тиску, а й від кількості кожної речовини (компонента) системи.

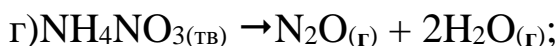
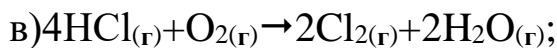
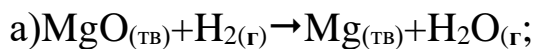
Приватна похідна від енергії Гіббса за кількістю молей цього компонента називається парціальною молярною енергією Гіббса (\bar{G}_i), або хімічним потенціалом i – го компонента (μ_i):

$$\mu_i = \bar{G}_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{T, p, n_j}$$

4. Підбиття підсумків:

Питання та завдання для самоконтролю

1. Наведіть формулювання другого закону термодинаміки.
2. Запишіть математичний вираз другого закону термодинаміки.
3. У чому полягає фізичний сенс ентропії?
4. Яке значення має третій закон термодинаміки?
5. Що таке характеристичні функції?
6. У якому із процесів при оборотному їх перебігу не відбувається зміна ентропії системи?
7. Не виконуючи розрахунків, вказати, для яких з приведених нижче процесів ентропія зростає:



Список рекомендованої літератури:

Основна:

3. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, .Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

35. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.

36. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
37. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
38. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
39. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
40. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
41. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
42. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
43. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
44. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
45. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр.. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред.. проф.. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім.. В. Каразіна, 2012. –500 с.
46. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
47. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
48. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
49. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
50. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.

51. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 4

Тема: Хімічна кінетика, класифікація реакцій за кінетичною ознакою.

Мета сформувані чітке уявлення про швидкість хімічної реакції, загальний та частковий порядок реакції, молекулярність. Відпрацювати навички визначення справжньої швидкості реакції, та вплив на неї концентрації реагуючих речовин.

Основні поняття: швидкість реакції, реакції нульового, першого та другого порядку, моно- та бімолекулярні реакції.

Обладнання: Лабораторія кафедри.

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

- основний постулат хімічної кінетики – закон діючих мас;
- основні поняття: хімічна реакція; швидкість хімічної реакції;
- типи хімічних реакцій;
- трактувати такі поняття як самовільний та несамовільний процес; класифікувати типи термохімічних процесів

3. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

Контрольні питання:

1. Хімічна кінетика та її значення для фармацевтичної практики та науки.

2. Швидкість реакції, способи її вираження. Константа швидкості.

3. Основний постулат хімічної кінетики. Порядок та молекулярність реакції.

4. Кінетика найпростіших реакцій. Реакції нульового, першого, другого та третього порядку. Період напівперетворення.

5. Методи визначення порядку реакції: інтегральні та диференціальні.

Основний етап заняття

Хімічна кінетика – розділ фізичної хімії, що вивчає поняття про швидкість та механізм хімічних реакцій, а також фактори, що впливають на них.

Істинна швидкість реакції (v) – нескінченно мала зміна концентрації, що відбувається за нескінченно малий проміжок часу:

$$v = \pm \frac{dc}{d\tau}$$

Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість хімічної реакції визначається основним постулатом хімічної кінетики – **законом діючих мас**: *швидкість хімічної реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, взятих у ступенях їх стехіометричних коефіцієнтів.*

Наприклад, для реакції: $aA + bB + dD + \dots \rightarrow$ продукти швидкість реакції виражають **кінетичним** рівнянням:

$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b \cdot C_D^d$$

Для характеристики механізму реакцій у кінетиці застосовують такі визначення як **порядок** та **молекулярність** реакції.

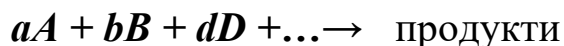
Молекулярність – число молекул, що беруть участь у елементарному акті хімічної взаємодії одночасно. Вона характеризується лише цілими числами.

Існують одно-, дво-, тримолекулярні реакції.

Порядок реакції – це число, що дорівнює сумі показників

ступенів концентрацій реагуючих речовин у кінетичному рівнянні.

Наприклад, для реакції:



Швидкість реакції виражають **кінетичним** рівнянням:

$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b \cdot C_D^d$$

Показники ступенів a , b и d в кінетичному рівнянні реакції називаються **порядком реакції за даною речовиною** (A , B і D відповідно).

Сумарне значення $n = a + b + d$ - **загальним (формальним) порядком реакції**.

У багатьох випадках порядок не збігається зі стехіометричним коефіцієнтом рівняння реакції. Це тим, більшість реакцій проходить у кілька стадій, які з різною швидкістю, а стехіометричне рівняння – це сумарний результат всіх елементарних стадій.

Загальну швидкість реакції визначають швидкістю найбільш повільної (лімітуючої) стадії.

Порядок реакції, занижений щодо суми коефіцієнтів стехіометричного рівняння, називають **псевдопорядком**, а реакції такого типу – **псевдомолекулярними**.

Період напівперетворення

Ще однією кінетичною характеристикою реакції є **період напівперетворення $\tau_{1/2}$** – час, за який концентрація вихідної речовини зменшується вдвічі.

4. Підбиття підсумків:

Питання для самостійного опрацювання

1. Класифікація хімічних реакцій в хімічній кінетиці.
2. Чим відрізняються середня і істинна швидкості хімічної реакції.
3. Як швидкість реакції відрізняється від швидкості збільшення концентрації продуктів та від швидкості зменшення реагентів?

4. Порядок хімічних реакцій та молекулярність. Чому порядок іноді є дробовим, а молекулярність — ні?
5. Що таке кінетичне рівняння? Напишіть кінетичне рівняння реакцій:
а) окиснення сульфуру (IV) оксиду; б) синтезу амоніаку; в) взаємодії заліза з хлором.
6. Що таке порядок і молекулярність хімічних реакцій? Наведить приклади реакцій, в яких порядок і молекулярність чисельно збігаються, а в яких — ні?
7. Константа швидкості хімічної реакції.
8. Який фізичний зміст має константа швидкості реакції і яка її розмірність?
9. Вираз для часу напівперетворення реакцій різних порядків.
10. Інтегральні і диференціальні методи визначення порядку реакції.

Список рекомендованої літератури:

Основна:

4. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

52. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
53. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
54. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
55. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.

56. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
57. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
58. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
59. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
60. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
61. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
62. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр.. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред.. проф.. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім.. В. Каразіна, 2012. –500 с.
63. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
64. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
65. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
66. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
67. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
68. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 5

Тема: Кінетика складних реакцій. Хімічна рівновага.

Мета визначати типи хімічних реакцій; знати особливості перебігу оборотних процесів; пояснювати вплив зовнішніх факторів на зміщення хімічної рівноваги.

Основні поняття: складні реакції, лімітуюча стадія, оборотний процес, динамічна рівновага, стан хімічної рівноваги, константа рівноваги, принцип зсуву рівноваги Ле Шательє.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

- Поняття хімічного процесу;
- Гетерогенні та гомогенні системи;
- Зворотні та незворотні процеси;
- Закон дії мас;
- Поняття порядок та молекулярність реакції;
- Реакції першого порядку.

3. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Кінетика складних реакцій (паралельні, послідовні та супряжні реакції).

2. Ланцюгові реакції. Фотохімічні реакції.

3. Оборотні та незворотні реакції.

4. Стан рівноваги. Рівноважні концентрації.

5. Константа хімічної рівноваги.

6. Термодинамічні критерії стану хімічної рівноваги.

7. Принцип Ле Шательє. Чинники, що впливають на зміщення хімічної рівноваги.

Основний етап заняття

Найчастіше хімічні реакції – це багатостадійні процеси. Теорія

кінетики складних реакцій виходить з принципу незалежності перебігу окремих стадій, тобто, кожна стадія має таку ж швидкість, з якою вона протікала за відсутності інших стадій.

Необоротними називаються хімічні реакції, які відбуваються лише в одному напрямі до витрачання одного з реагентів.

Умови незворотності реакції – утворення осаду, газу чи слабкого електроліту.

Більшість хімічних реакцій не протікає до кінця.

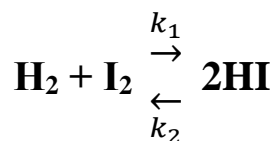
Реакції, які можуть одночасно протікати у прямому та зворотному напрямках, називаються **оборотними**.

Хімічна рівновага – це стан реакційної системи, в якому швидкості прямої та зворотної реакції рівні.

Але практично оборотними називають реакції, в яких рівновага встановлюється при помітних кількостях вихідних речовин.

Рівноважна концентрація речовин – це концентрації речовин у реакційній суміші, що перебувають у стані хімічної рівноваги та незмінні в часі. Рівноважна концентрація позначається хімічною формулою речовини, укладеною у квадратні дужки.

Для реакції утворення HI:



В прямому напрямку реакція протікає зліва направо, і її швидкість визначається виразом:

$$v_{np} = k_1 C_0(\text{H}_2) \cdot C_0(\text{I}_2).$$

Одночасно починає зростати концентрація продукту прямої реакції, (отже, зростає ймовірність перебігу зворотної реакції (справа ліворуч). Швидкість її дорівнює:

$$v_{зв} = k_2 C(\text{HI})$$

в стані рівноваги:

$$v_{np} = v_{zv}$$

Хімічна рівновага характеризується **константою рівноваги**, що дорівнює відношенню констант швидкостей прямої та зворотної реакцій.

За умови рівності швидкостей прямого та зворотного процесів для реакції $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$, можна записати кінетичні рівняння у вигляді:

$$v_{np} = k_1 \cdot C^a_{(A)} \cdot C^b_{(B)} \quad v_{zv} = k_2 \cdot C^c_{(C)} \cdot C^d_{(D)};$$

якщо $v_{np} = v_{zv}$.

$$k_1 \cdot C^a_{(A)} \cdot C^b_{(B)} = k_2 \cdot C^c_{(C)} \cdot C^d_{(D)};$$

$$\text{звідки випливає } k_1/k_2 = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}.$$

Співвідношення констант швидкостей k_1/k_2 є також постійним:
 $k_1/k_2 = K_p = \text{const.}$

$$\text{Тоді:} \quad K_p = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad (4)$$

Константа K_p , яка відображає співвідношення концентрацій компонентів оборотної реакції у стані хімічної рівноваги, називається константою рівноваги. Це найважливіша характеристика хімічної взаємодії. Її величина дозволяє судити про повноту перебігу реакції.

Термодинамічні критерії стану хімічної рівноваги

Справжня хімічна рівновага характеризується значенням енергії Гіббса, що дорівнює нулю ($\Delta G = 0$).

При хибній рівновазі, тобто $\Delta G < 0$, не виключена можливість перебігу хімічного процесу.

Константа рівноваги K_p пов'язана зі стандартною енергією Гіббса ΔG реакції простим співвідношенням:

$$\Delta G^0_T = -2,3 RT \cdot \lg(K_p)$$

З останнього співвідношення маємо:

1. Процес протікає як самовільний у прямому напрямку, **якщо $K_p > 1$** , тоді **$\lg K_p > 0$ і $\Delta G < 0$** ;
2. Якщо **$K_p < 1$** , тоді **$\lg K_p < 0$ і $\Delta G > 0$** , тобто протікатиме самовільно процес перетворення продуктів на вихідні речовини;
3. Якщо **$K_p = 1$** , **$\Delta G = 0$** , тоді процес рівноважний.

Ці висновки аналогічні висновкам із закону діючих мас для стану рівноваги.

Принцип Ле Шательє. Чинники, що впливають на зміщення хімічної рівноваги

При зовнішньому впливі на систему відбувається зміщення хімічної рівноваги, тобто змінюються рівноважні концентрації вихідних речовин та продуктів реакції.

Якщо у результаті зовнішнього впливу збільшуються рівноважні концентрації продуктів реакції, то говорять про **зміщення рівноваги вправо**.

Якщо в результаті зовнішнього впливу збільшуються рівноважні концентрації вихідних речовин, то говорять про **зміщення рівноваги вліво**.

Характер зміщення під впливом зовнішніх чинників можна прогнозувати, застосовуючи **принцип Ле Шательє**: **якщо систему, що перебуває у стані хімічної рівноваги, здійснюється зовнішній вплив, то рівновага зміщується у тому напрямі, яке послаблює цей вплив**.

1. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

5. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

69. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.

70. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.

71. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.

72. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.

73. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.

74. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.

75. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.

76. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.

77. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.

78. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.

79. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр.. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред.. проф.. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім.. В. Каразіна, 2012. –500 с.

80. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
81. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
82. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
83. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
84. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
85. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 6

Тема: Вплив різноманітних факторів на швидкість хімічних процесів.

Мета: інтерпретувати вплив температури, тиску та каталізаторів на швидкість хімічних процесів та пояснювати механізм їх дії; трактувати особливості ферментативного каталізу.

Основні поняття: температурний коефіцієнт Вант-Гоффа, енергія активації, теорія перехідного стану, енергетичний бар'єр., механізм хімічної реакції.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

3. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

4. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

- Закон діючих мас; константу рівноваги.
- Фізичний зміст константи швидкості реакції.
- Константи швидкості хімічної реакції різних порядків.

3.Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Залежність константи реакції від температури.
2. Правило Вант-Гоффа. Метод прискореного старіння лікарського засобу.
3. Молекулярна кінетика. Теорія активних зіткнень.
4. Енергія активації. Рівняння Арреніуса.
5. Стеричний фактор. Поняття про теорію перехідного стану.

Основний етап заняття

Температура значно впливає на швидкість реакції, як правило, зі зростанням температури вона збільшується. Відповідно до емпіричного **правила Вант-Гоффа** при підвищенні температури на кожні 10°C швидкість реакції збільшується в 2-4 рази:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \sim 2 \div 4$$

де γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції.

Це правило не виконується за високих температур.

Правило Вант-Гоффа є основою методу «прискореного старіння», який застосовують для визначення терміну придатності лікарських засобів. Цей метод дозволяє скоротити час, необхідний встановлення терміну придатності препаратів і визначити оптимальну температуру їх зберігання.

У державній Фармакопеї для визначення терміну придатності більшості лікарських засобів температурний коефіцієнт приймається рівним 2.

Для більшості біохімічних реакцій γ змінюється не більше 1,5 – 3,0. Наприклад, якщо під час захворювання людини температура тіла збільшилася від 36,5 до 39,5 °C, можна визначити, що швидкість протікання біохімічних реакцій зросте від 1,3 до 1,4 рази в залежності від значення температурного коефіцієнта γ . Підвищення температури

до 40-42°C може призвести до денатурації білків та дезактивації ферментів.

Необхідною умовою здійснення елементарного акту хімічної реакції є зіткнення молекул, але тільки окремі зіткнення молекул ефективні.

Арреніус припустив, що елементарний акт реакції проходить лише в тому випадку, якщо молекули мають надмірну енергію. Такі молекули були названі **активними**, а теорія Арреніуса отримала назву **теорії активних зіткнень**.

Надлишок енергії, в порівнянні з середньою енергією молекул, що реагують, необхідний для того, щоб зіткнення були ефективними, розрахований на один моль, називають **енергією активації E_a** .

На рис. 3 представлені рівні енергії вихідних речовин (I) та продуктів (III) екзотермічної реакції, а також мінімальний рівень енергії вихідних речовин, необхідний для ефективного зіткнення (II).

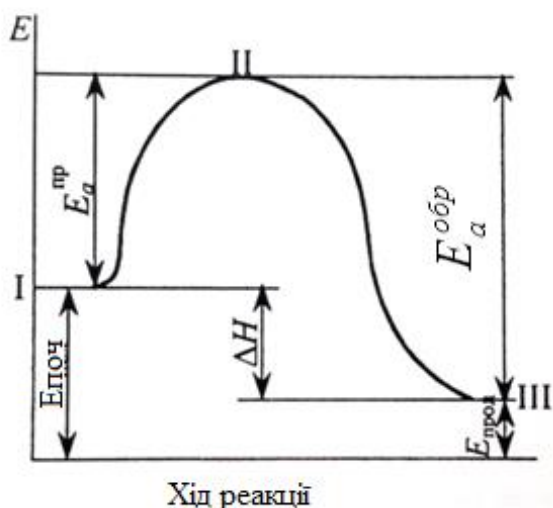


Рис. 3. Зміна енергії під час екзотермічної реакції

E_a^{np} – і $E_a^{обр}$ – енергії активації прямої та зворотної реакцій, ΔH – тепловий ефект реакції.

Як видно з рис. 3, $\Delta H = E_a^{np} - E_a^{обр}$.

Залежність константи швидкості реакції від температури описується **рівнянням Арреніуса**:

$$k = A \cdot e^{-E_a / (RT)}$$

де E_a – енергія активації, A – передекспоненційний множник.

Молекули мають певну структуру, та її взаємна орієнтація у момент зіткнення може бути несприятливою для реалізації реакції.

Тому вводять поправочний множник p , який називається **стеричним фактором**:

$$k = pz_0 \cdot e^{-E_a / (RT)}.$$

передекспоненційний множник дорівнює:

$$A = pz_0,$$

де p – стеричний фактор, а z_0 – загальна кількість зіткнень.

Стеричний фактор для різних реакцій змінюється у межах – від 10^{-6} до 1. Теорія активних зіткнень не дозволяє його розрахувати, це її недолік.

Однак вона є досить вагомим внеском у загальну теорію кінетики: виведено теоретичне рівняння для константи швидкості, яке формою збіглося з емпіричним рівнянням Арреніуса, інтерпретовані на молекулярному рівні важливі характеристики реакції – енергія активації та передекспоненційний множник.

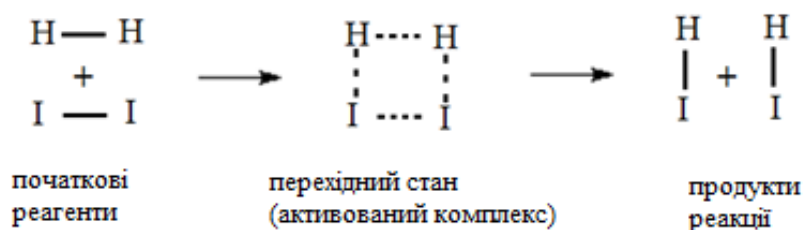
Теорія перехідного стану

Енергетичну взаємодію в комплексі частинок реагуючих детально розглядає теорія **перехідного стану**, яку також називають теорією **активованого комплексу** або теорією **абсолютних швидкостей реакцій**.

Найповільнішою стадією реакції, тобто її **лімітуючою стадією**, є утворення активованого комплексу. Отже, швидкість реакції дорівнює кількості активованих комплексів в одиниці об'єму, що перетинають бар'єр потенційної енергії за одиницю часу. Концентрацію активованих комплексів розраховують методами статистичної термодинаміки.

Прикладом реакції, що протікає через утворення перехідного

комплексу, є утворення гідрогенйодиду:



2. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

б. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

86. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.

87. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.

88. Мирович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.

89. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.

90. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.

91. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.

92. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
93. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
94. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
95. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
96. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред. проф. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім. В. Каразіна, 2012. –500 с.
97. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
98. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
99. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
100. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
101. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
102. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 7

Тема: Каталіз, теорії каталізу.

Мета: інтерпретувати вплив каталізаторів на швидкість хімічних процесів і пояснювати механізм їх дії; знати особливості ферментативного каталізу.

Основні поняття: хімічна реакція, швидкість хімічної реакції,

молекулярність реакції, прості та складні хімічні реакції, каталізатор, ензим, енергія активації.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

- фактори, які впливають на швидкість хімічної реакції;
- закон діючих мас;
- молекулярність і порядок реакції;
- період напівперетворення;
- кінетичне рівняння реакцій 1-го та 2-го порядку;
- константа швидкості реакції (1-го та 2-го порядків);
- залежність швидкості реакції від температури.

- класифікувати типи хімічних процесів;
- аналізувати вплив основних чинників (концентрації, температури і тиски) на швидкість хімічних процесів;
- розраховувати швидкість хімічних реакцій на основі закону діючих мас і при зміні температури.

2. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Каталіз. Роль вітчизняних вчених в розробці доктрини каталізу.
2. Гомогенний каталіз, механізм.
3. Енергія активації каталітичних реакцій.
4. Кислотно - основний каталіз.
5. Гетерогенний каталіз.
6. Ферментативний каталіз. Мультиплетна теорія гетерогенного каталізу. (А. А. Баландін).

7. Залежність швидкості ферментативних каталізу від концентрації фермента і субстрата.
8. Теорія активних ансамблів (М. І. Кобожев).
9. Інгібітори.
10. Застосування каталізатори у фармацевтичній галузі.

Виконання лабораторної роботи: Визначення швидкості розпаду H_2O_2 у присутності каталізатора газометричним методом

Основний етап заняття

Каталізом (грец. catalysis — руйнування) називають явище зміни швидкості хімічної реакції під впливом речовини, що реагує на проміжних стадіях процесу та регенерується в кінці реакції. Така речовина називається ***каталізатором***, а реакції з їх участю — ***каталітичними***.

Каталіз позитивний — якщо в присутності каталізатора швидкість реакції збільшується, у протилежному випадку ***каталіз*** — негативний.

Каталізатори – речовини, які при введенні в реакційну систему різко змінюють швидкість реакції, залишаючись при цьому у хімічно незмінному виді.

Каталізатор може змінювати як швидкість хімічного процесу, так й його напрям. У випадку, якщо каталізатор є одним із продуктів реакції, говорять про ***автокаталіз***.

Каталізатори оцінюють за певними критеріями:

- ❖ ***активність каталізатора***. Відносять до певної хімічної реакції та визначають по відношенню до швидкостей каталітичної та некаталітичної реакцій. Каталізатор тим активніше, що більше він знижує величину енергії активації реакції;
- ❖ ***специфічність (селективність)***. Каталізатор збільшує швидкість лише однієї реакції серед інших можливих;
- ❖ ***механічна міцність, термостійкість, легка регенерація;***

❖ **стійкість до дії каталітичних отрут.** Каталізатори дуже чутливі до наявності сторонніх речовин. Речовини, що підсилюють дію каталізатора, називають **проторами**, що пригнічує його - отрутами або **інгібіторами**.

Інколи застосовують суміш каталізаторів, активність яких адитивно підвищується, при додаванні проторів, які самі по собі не мають каталітичної активності.

Під дією каталітичних отрут – інгібіторів - відбувається зниження активності каталізатора чи повне її припинення за рахунок адсорбції їх на активних центрах каталізатора, призводячи до його отруєння.

Отруєння може бути **оборотним** (після припинення подачі отрути активність відновлюється) і **необоротним** (коли для відновлення каталітичної активності необхідна регенерація каталізатора). Для подовження терміну дії каталізатора проводять ретельне очищення реагуючих речовин від домішок, що є каталітичними отрутами.

У деяких випадках каталітичні отрути в малих кількостях можуть бути проторами. Цей вид дії малих кількостей на активність каталізатора називається **модифікуванням**.

Речовини, що уповільнюють процеси окислення молекулярним киснем, називають **антиокислювачами** або **антиоксидантами**.

Особливості каталізаторів:

1. Каталізатор не впливає на загальну стехіометрію реакції, він бере хімічну участь у процесі, витрачається на одній стадії та регенерується на іншій.

2. Каталізатор зменшує енергію активації реакції, завдяки чому збільшується її швидкість.

3. Каталізатор не впливає на константу рівноваги, він лише скорочує час досягнення рівноваги, однаково збільшуючи швидкість прямої та зворотної реакції.

4. Каталізатор характеризується селективністю, т. е. прискорює лише з кількох термодинамічних можливих реакцій.

5. Каталізатор може змінювати як швидкість хімічного процесу, так і її напрям.

При каталізі, незалежно від його виду, відбувається зниження енергії активації хімічної реакції за рахунок утворення проміжних нестійких асоціатів, що розпадаються надалі з виділенням продуктів реакції та каталізатора.

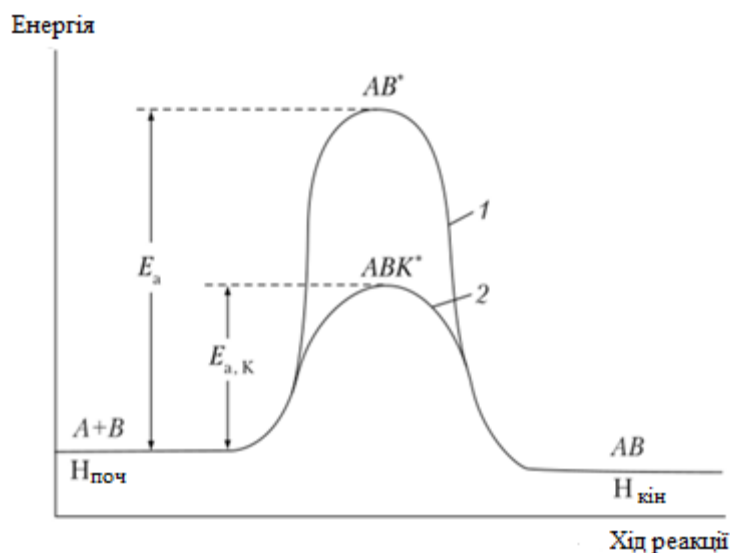


Рис. 6. Зміна енергії в ході хімічних реакцій: без (1) та з каталізатором (2)

Проміжні комплекси речовини з каталізатором AK^* і ABK^* характеризуються меншою енергією активації, ніж комплекс AB^* .

Гомогенний каталіз. Кислотно-основний каталіз

Залежно від агрегатного стану каталізатора та реагуючих речовин розрізняють **гомогенний** (каталізатор знаходиться в тій же фазі, що і реагуючі речовини) та **гетерогенний** каталіз (каталізатор та реагуючі речовини знаходяться у різних фазах).

У разі гетерогенно-гомогенного каталізу реакція починається на поверхні твердого каталізатора, а потім продовжується в об'ємі.

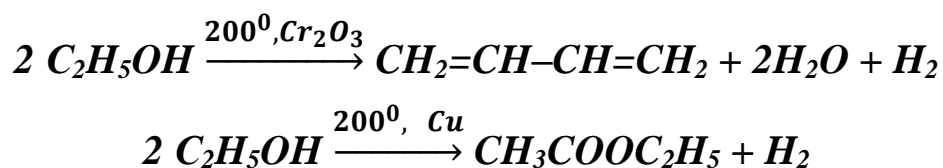
Міжфазний каталіз проходить на межі поділу двох рідин, що не змішуються, а каталізатор при цьому переносить реагент між фазами. *Мікрогетерогенний каталіз* займає проміжне положення між гомогенним і гетерогенним, каталізатор у цьому разі перебуває в колоїдному чи у високомолекулярному стані.

Кислотно-основний каталіз включає:

- специфічний кислотно-основний каталіз (каталізатори – іони гідроксонію та гідроксид-іони);
- загальний кислотно-основний каталіз (каталізатори – кислоти та основи Бренстеда);
- електрофільно-нуклеофільний каталіз (каталізатори – кислоти та основи Льюїса).

До реакцій, що каталізуються кислотами або основами (перенесення протона від однієї молекули до іншої) відносять реакції естерифікації, гідролізу естерів, гідролізу полісахаридів, ізомеризації, галогенування, конденсації та ін.

Іони гідроксонію H_3O^+ , гідроксид-іони OH^- , аміни, амінокислоти та ін. значно прискорюють реакції, змінюючи їх механізм. *Наприклад:*



У разі *гетерогенного каталізу* найчастіше каталізатор перебуває у твердому стані, а реагенти та продукти реакції – у рідкому чи газоподібному.

Отже, процес відбувається на межі поділу фаз: *m – g, m – p*.

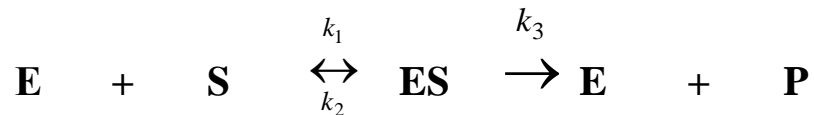
Швидкість гетерогенної каталітичної реакції залежить від питомої поверхні каталізатора. Отже, каталізатори мають бути у високодисперсному стані.

Для розуміння *механізму та причин гетерогенного каталізу* велике значення мають загальні положення: 1) каталіз пов'язаний з адсорбцією реагуючих речовин на поверхні розділу фаз; 2) у каталітичній реакції бере участь не вся поверхня каталізатора, а лише невелика її частина, що складається з сукупності окремих ділянок, які називаються *активними центрами*.

Ферментативний каталіз — каталіз, що здійснюється в біохімічних реакціях за участю ферментів.

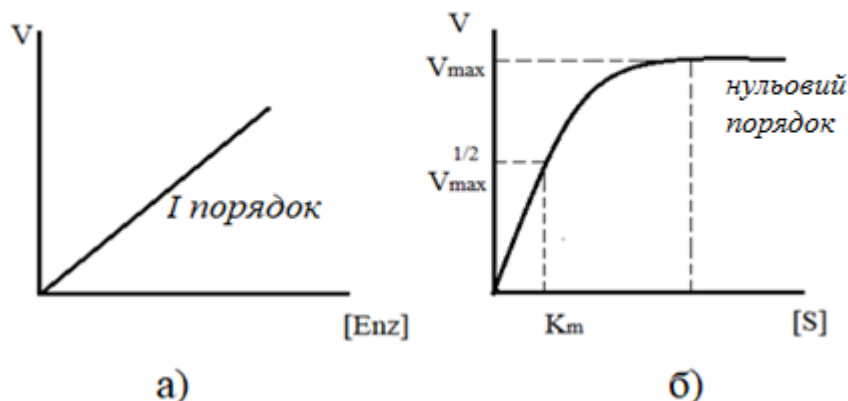
Ферменти (ензими) — це глобулярні білки, які каталізують біохімічні реакції. У чистому вигляді один з ферментів вперше був одержаний Самнером у 1926 р. На сьогодні відомо понад 1500 ферментів.

Механізм ферментативного каталізу полягає в тому, що фермент (**E**) і субстрат (**S**) реагують оборотно з утворенням комплексу (**ES**), що має більш високу реакційну здатність, ніж вихідний субстрат, і продукту реакції (**P**), що необоротно розкладається з утворенням, і регенерацією вихідного ферменту:



Залежність швидкості ферментної реакції описується рівнянням Міхаеліса – Ментена:

$$V = \frac{k_2 \cdot [E_0][S]}{K_m + [S]}, \quad \text{де } K_m = (k_2 + k_3) : k_1.$$



Залежність швидкості ферментативного процесу від концентрації ферменту (а) та субстрату (б)

Константа Михаеліса K_m чисельно дорівнює концентрації субстрату, за якої швидкість ферментної реакції дорівнює половині свого максимального значення. Чим менше числове значення K_m , тим більше швидкість каталітичного перетворення субстрату цього ферменту.

Каталізатори застосовують у виробництві лікарських речовин: фенацетину, гваяколу, аміназину, галогенпохідних ароматичних сполук та ін. Каталітичні властивості виявляють перехідні метали та їх сполуки – оксиди, гідроксиди, сульфідні та ін.

Ферменти відрізняються від небіологічних каталізаторів великою активністю і особливо високою специфічністю дії і селективністю.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА

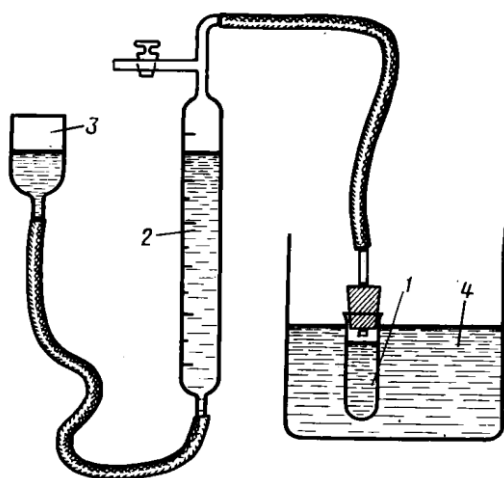
Визначення швидкості розпаду H_2O_2 у присутності каталізатора газометричним методом

Мета роботи: розрахувати швидкість та константу швидкості реакції розпаду гідроген пероксиду.

Посуд та реактиви: прилад для розпаду гідрогену пероксиду, секундомір або годинник з секундною стрілкою, водяна лазня, склянка 300 – 500 мл, термометр 0–100 °С, 3% водний розчин H_2O_2 , 3% водний

розчин $K_2Cr_2O_7$, калібровані піпетки на 5 см^3 .

Прилад вивчення кінетики розпаду гідроген пероксиду складається з наступних деталей:



- 1 – реакційна судина
- 2 – бюретка
- 3 – зрівняльна посудина
- 4 – термостат

Гідроген пероксид у водних розчинах самовільно та повільно розкладається за рівнянням:



Кожному молю кисню, що вийшов, відповідає два моля гідроген пероксиду, що розклався. Кінетику розпаду вивчають газометричним методом, вимірюючи зміну об'єму (або концентрації) кисню у часі.

Методика виконання роботи:

1. Перед початком вимірювань заповнюють бюретку водою до верхньої мітки і при відкритому крані переміщенням зрівняльної посудини поєднують рівні води в посудині та бюретці з нульовим розподілом бюретки.
2. Перевірити установку на герметичність. Для цього зрівняльну посудину перемістити вниз на 10 - 20 см. Якщо прилад герметичний, рівень води в бюретці спочатку зміниться, а потім залишиться незмінним. Після перевірки приладу привести зрівняльну посудину у вихідне положення.
3. Потім в колбу внести необхідну кількість розчину каталізатора і стільки ж розчину гідроген перекису. Включити секундомір і відзначити час змішування реактивів як початок реакції, з'єднати реакційну посудину з бюреткою.

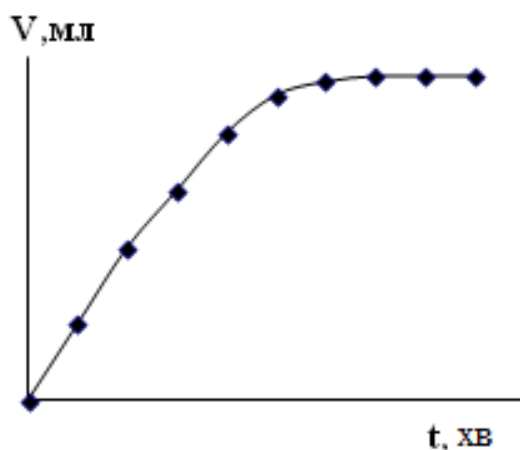
4. Не виключаючи секундоміра, через кожні 15 - 30 секунд (залежно від швидкості перебігу реакції) по нижньому краю меніска води в бюретці вимірювати положення рівня води в бюретці. Кисень, що виділяється, витісняє воду і рівень води в бюретці і зрівняльному посудині змінюється.

5. Через деякий час, після припинення виділення кисню, тобто при досягненні сталості рівня води в бюретці, реакційну суміш в пробірці охолоджують, до попередньої температури і визначають повний обсяг кисню, що виділився.

6. Експериментальні дані записують у таблицю у вигляді:

Номер відліку	Час вимірювання		Обсяг кисню		$\frac{2,303}{t} \cdot 10^3$, $хв^{-1}$	$\lg \frac{V_{\infty}}{\Delta V}$	$K, хв^{-1}$	$K_{cp}, хв^{-1}$
	Астрономічний	Від початку у досіду	V_t	$\Delta V = V_{\infty} - V_t$				
1	2	3	4	5	6	7	8	9

За отриманими даними будують графік залежності об'єму кисню, що виділився від часу.



Константу швидкості реакції розпаду гідрогену пероксиду можна розрахувати за таким співвідношенням:

$$K = \frac{2,303}{t} \lg \frac{V_{\infty}}{V_{\infty} - V_t}$$

Константу розраховують на початковій прямолінійній ділянці кривої. Знайти середнє значення константи швидкості.

4. Підбиття підсумків:

Питання для самостійного опрацювання

1. Які реакції називаються оборотними, паралельними, послідовними, супряженими? Наведить приклади.
2. Що показує температурний коефіцієнт швидкості реакції?
3. Яке значення температурного коефіцієнту для хімічних і біохімічних реакцій?
4. Що таке фотосинтез? Напишіть сумарне рівняння реакції фотосинтезу.
5. Як потрібно змінити температуру для зміщення рівноваги у бік
а) ендотермічного процесу; б) екзотермічного процесу?

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.

7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр.. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред.. проф.. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім.. В. Каразіна, 2012. –500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 8

Тема: **Розчини. Загальні визначення. Закони Рауля та Коновалова. Фазова рівновага у системі пара- рідина та аналіз діаграм взаємної розчинності рідин**

Мета: Сформувати системні знання про поняття: розчини, розчинність, властивості розчинів. Знати різні способи виразу

концентрації розчинів і взаємозв'язок між ними. Проводити розрахунки кількостей води і фармакопейних рідин в залежності від засобу їх прописування. Вміти застосовувати відповідні закономірності в залежності від природи та концентрації розчиненої речовини.

Основні поняття: розчин, ідеальний розчин, реальні розчини, парціальний тиск, молярна концентрація, азеотропні суміші, ректифікація, фракційна перегонка.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

- фізико-хімічну теорію утворення розчинів;
- термодинамічні умови розчинення;
- склад і концентрації розчинів;
- класифікацію розчинів;
- гідрати, кристалогідрати, кристалізаційна вода.

3. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Розчини. Засоби виразу концентрації.
2. Закон Рауля. Відносне зниження тиску пари розчинника над розчином. Ідеальні розчини.
3. Реальні розчини. Відхилення від закону Рауля.
4. Узагальнене рівняння Рауля. Активність компонента в розчині.
5. Рівновага пара-рідина. Закони Коновалова. Азеотропні суміші.
6. Фракційна перегонка. Застосування ректифікації у хімічному і фармацевтичному виробництві.

7. Взаємна нерозчинність рідин. Перегонка з водяною парою.

Розчини. Засоби виразу концентрації

Розчини – це однорідні суміші двох або більше речовин. Найпростіші складові частини розчину, які можуть бути виділені в чистому вигляді та змішуванням яких можна отримати розчини будь-якого можливого складу, називатимемо компонентами розчину.

Розчин може бути твердим, рідким або газоподібним. Один із його компонентів називають розчинником, інші – розчиненими речовинами.

Зазвичай розчинником вважають компонент, що міститься надлишку в порівнянні з іншими компонентами. Якщо один із компонентів рідина, то саме його називають розчинником.

Більш детально розглянемо деякі властивості істинних розчинів.

Істинні розчини – гомогенна система, утворена двома і більше компонентами. Однорідність розчинів робить їх схожими з хімічними сполуками і відрізняє їх від механічних сумішей.

Основні параметри стану розчину - температура, тиск та концентрація.

Концентрацією розчину називається його склад, тобто відносний вміст кожного з компонентів, що присутні у розчині (вміст розчиненої речовини у певній масі або у певному об'ємі розчину або розчинника).

Кількісно концентрацію розчину виражають багатьма способами. Найбільш уживані на практиці форми:

Молярна концентрація або молярність (C_m) – кількість розчиненої речовини в 1 л або в 1 м³ розчину:

$$C_m = \frac{n(X)}{V_{p-ну}}, \text{ моль/л}$$

Використовують коротку форму запису моль/л, або М. Приклад запису молярної концентрації: $C_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,8 \text{ моль/л}$ або 0,8М.

Моляльна концентрація або моляльність (C_m) розчину m показує кількість розчиненої речовини X у 1 кг розчинника:

$$m = \frac{n(X)}{m_0},$$

де $n(X)$ – число моль розчиненої речовини X, моль; m_0 – маса розчинника, кг.

Масова частка (ω) компонента розчину визначається як відношення маси цього компонента $m(X)$, що міститься в цій масі розчину, до маси усього розчину m_{p-ny} . Масова частка – безрозмірна величина і виражають її в долях від одиниці:

$$\omega = \frac{m(X)}{m_{p-ny}} \quad (0 < \omega < 1)$$

Масовий процент – це масова частка, яка помножена на 100:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{p-ny}} \cdot 100 \quad (0\% < \omega < 100\%),$$

$$\text{або } \omega(X) = \frac{m(X)}{V_{p-ny} \cdot \rho} \cdot 100$$

де ρ – густина розчину, г/см³ (г/мл), V_{p-ny} – об'єм розчину.

Масову частку розчиненої речовини називають також *процентною концентрацією* розчину.

У фізичній хімії найчастіше застосовують моляльну концентрацію й мольну частку, між якими існує співвідношення:

$$x_i = \frac{m_i}{\left(m_i + \frac{1000}{M_i}\right)}, \text{ де } M_i \text{ – молярна маса розчинника.}$$

В залежності від розчинника медичні розчини діляться на:
водні, спиртові, глицеролу, масляні, цукрові (сиropи) розчини.

Найчастіше в якості розчинника для приготування медичних розчинів використовується вода категорії "Вода очищена".

Неводні розчинники. Якість неводних розчинів, а також технологічні прийоми їх виготовлення багато в чому визначаються фізико-хімічними властивостями розчинників.

Закон Рауля.

Відносне зниження тиску пари розчинника над розчином

Тиск насиченої пари розчинника над розчином завжди менше, ніж над чистим розчинником. У 1886 р. Ф. Рауль встановив, що:

для розбавлених розчинів тиск насиченої пари розчинника над розчином P_1 пропорційний його молярній частині x_1 у розчині:

$$p_1 = p_1^0 \cdot x_1, \quad (1)$$

де p_1^0 - тиск насиченої пари чистого розчинника при тій же температурі.

Це рівняння є математичним виразом закону Рауля. Оскільки у бінарному розчині $x_1 = 1 - x_2$,

$$\frac{p_1^0 - p_1}{p_1^0} = x_2 \quad (2)$$

де x_2 - молярна частка розчиненої речовини, $\frac{p_1^0 - p_1}{p_1^0}$ відносне

зниження насиченої пари.

Таким чином маємо другу форму закону Рауля:

відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює молярній частині розчиненої речовини.

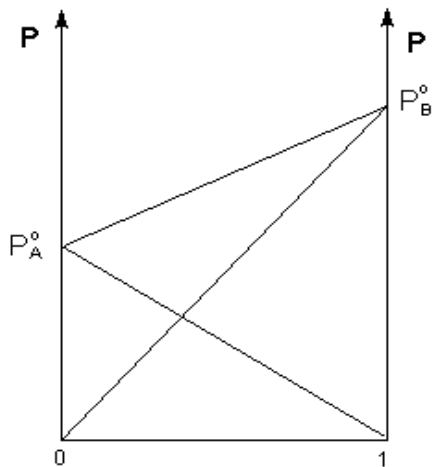
Розчини, які підпорядковуються закону Рауля, називають ідеальними.

Ідеальні розчини - це межа, до якої прагнуть всі розчини при розбавленні. Для теорії розчинів дуже важливе поняття про ***ідеальний рідкий розчин*** – це такий розчин, у якому однакові взаємодії як між молекулами одного виду, так і між молекулами різних видів.

Так, утворення ідеального розчину можна очікувати при змішуванні речовин, які мало відрізняються за хімічними властивостями.

Розчини, компоненти яких значно різняться за фізичними і

хімічними властивостями, підпорядковуються закону Рауля лише області нескінченно малих концентрацій.



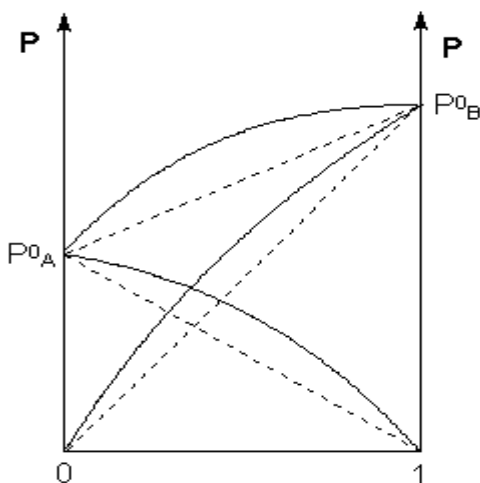
Мольна частка В (x_B)

Рис. 1. Залежність парціальних та загального тиску пари ідеального розчину від концентрації

Таким чином, для ідеальних бінарних розчинів залежність загального та парціального тиску насиченої пари від складу розчину, вираженого в мольних частках компонента, є лінійною при будь-яких концентраціях.

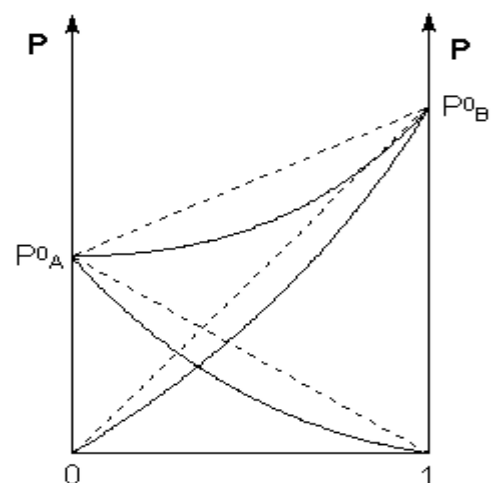
Реальні розчини. Відхилення від закону Рауля

Більшість реальних розчинів відхиляється від закону Рауля. Ці відхилення бувають двох типів: додатні - відхилення тиску пари від лінійної залежності у бік більших значень і від'ємні - відхилення у бік менших значень (рис. 2.).



Мольна частка В (x_B)

а)



Мольна частка В (x_B)

б)

Рис. 2. Залежність парціальних та загального тиску пари ідеальних (штрихова лінія) та реальних (суцільна лінія) бінарних

розчинів від складу при додатніх (а) та від'ємних (б) відхиленнях від закону Рауля

Рівновага пара-рідина. Закони Коновалова. Азеотропні суміші

При значних позитивних чи негативних відхиленнях від закону Рауля криві Коновалова мають вигляд і зображені на рис. 3.

Коновалов використовував два типи діаграм: а) температура кипіння як функція складу пари та розчину; б) тиск насиченої пари як функція складу розчину та пари.

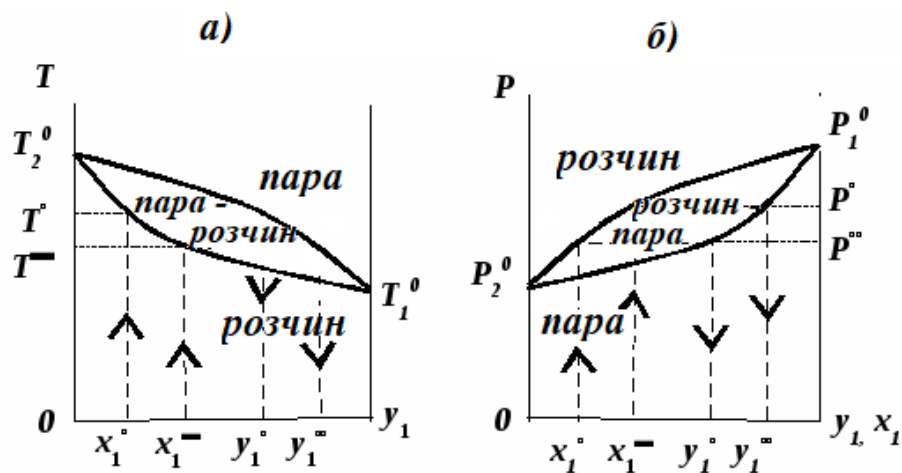


Рис. 3. Залежність температури насиченої пари від складу при $P=\text{const}$ (а) та тиску кипіння від складу при $T=\text{const}$ - (б) для ідеальних розчинів

При додаваннях до розчину компонента тиск насичений пари над розчином підвищується. Цей висновок був зроблений Коноваловим і становить зміст *першого закону Коновалова*:

насичена пара в порівнянні з рівноважним розчином збагачена тим компонентом, додавання якого до розчину збільшує тиск насиченої пари над розчином або зменшує температуру його кипіння.

Як видно з діаграм, у точках екстремуму склад розчину та пари однаковий.

Другий закон Коновалова:

у точках максимуму та мінімуму на кривих загального тиску

та температури кипіння склад пари та рівноважного з ним розчину однаковий. Такі розчини називаються азеотропними, азеотропами.

Азеотропи з мінімумом температури кипіння зустрічаються частіше, ніж із максимумом. До них відносяться: вода-етанол, ацетон-метанол, бензен-оцтова кислота та ін. Прикладами азеотропів з максимумом температури кипіння можуть бути хлороформ-ацетон, вода-мурашина кислота, вода-гідрогенфлуорид.

Фракційна перегонка. Застосування ректифікації у хімічному і фармацевтичному виробництві

За допомогою кривих Коновалова можна теоретично обґрунтувати процес **фракційної перегонки** або дистиляції рідких сумішей.

Ректифікація широко використовується в хімічній та фармацевтичній промисловостях для отримання етанолу, ацетону, при очищенні ацетооцтового естеру, розгоні малонових етерів (отримання барбітуратів), поділ суміші амінів (отримання лідолу) та ін.

Взаємна нерозчинність рідин. Перегонка з водяною парою

Якщо утворюють систему рідини практично нерозчинні одна в одній (теоретично всі речовини можуть розчинятися одна в одній, хоча б незначно), то тиск насиченого при такій системі дорівнює сумі парціальних тисків компонентів у вільному стані:

$$p = p_A^0 + p_B^0 \quad (3)$$

Отже, температура кипіння такої системи і температури кипіння кожної рідини не залежить від складу системи. При випаровуванні гетерогенної суміші температура кипіння не змінюється до тих пір, поки повністю не випарується один з компонентів. У цей момент температура кипіння різко змінюється до температури кипіння компонента, що залишився. Склад насиченої пари не залежить від

співвідношення компонентів у суміші.

У фармацевтичному виробництві її використовують для вилучення естерних олій з рослинної сировини, для чищення препаратів висококиплячих рідин або вихідних речовин для їх синтезу (анілін, фенол, хлороформ, хлоралгідрат).

Все більшого значення набуває *перегонка під вакуумом*, що користується для виділення термічно нестійких речовин, особливості для поділу речовин, які при звичайному тиску мають близькі температури кипіння. Вакуумною перегонкою, наприклад, очищають від домішок естери саліцилової кислоти (метилсаліцилат, фенілсаліцилат).

Питання для самостійного опрацювання

1. Наведіть способи вираження концентрації розчинів.
2. Чому тиск насиченої пари розчинника над розчином менше, ніж над чистим розчином?
3. Наведіть дві форми закону Рауля.
4. Який розчин називають ідеальним? Які рідини утворюють ідеальні розчини?
5. Сформулюйте і проілюструйте перший і другий закон Коновалова, використовуючи діаграми тиск насиченої пари-склад і температура кипіння-склад.
6. Чи може при кипінні утворюватися пара, збагачена у порівнянні з рідкою фазою менш літким компонентом?
7. За допомогою діаграм кипіння поясніть принцип фракційної перегонки.
8. Чи можна фракційною перегонкою розділити суміш із азеотропом на чисті компоненти?
9. Наведіть фазові діаграми обмежено розчинних рідин і поясніть їх.

10. На чому заснована перегонка з водяною парою? Наведіть приклади застосування її у фармацевтичному виробництві.

2. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Мironович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.

10. Волошинець В.А. Фізична хімія: Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. – Львів: Вид. Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред. проф. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х: ХНУ ім. В. Каразіна, 2012. – 500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.: Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.: Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне: НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./ В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. – 200 с.

Практичне заняття №9

Тема: Розчини. Колігативні властивості розчинів

Мета: опанувати теоретичний матеріал за колігативними властивостями розбавлених розчинів; навчитися проводити відповідні розрахунки; навчитися оперувати формулами і використовувати їх для вирішення ситуаційних завдань по темі заняття; навчитися вирішувати завдання, розраховувати осмотичний тиск розчинів, молекулярну масу і т. п.

Основні поняття: дифузія, осмос, осмотичний тиск, тургор, закон Фіка, закон Рауля, закон Вант-Гоффа, осмометрія, кріоскопія, ебуліоскопія, ізотонічність.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

- формули для розрахунку концентрацій розчину;
- закони Рауля, поняття ідеального розчину;
- застосовувати навички розрахунків параметрів розчину (маси, об'єму, концентрації, густини);
- поняття про електроліти і неелектроліти.

2. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Колігативні властивості розбавлених розчинів неелектролітів.
2. Дифузія. Швидкість дифузії. Закони Фіка.
3. Осмос і осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Осмометрія.
4. Зниження температури замерзання розчину. Кріоскопія.
5. Підвищення температури кипіння розчину, відносно до чистого розчинника. Ебуліоскопія.
6. Колігативні властивості розбавлених розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт.
7. Застосування колігативних властивостей розчинів у фармації. Роль осмосу у біологічних системах.
8. Лабораторна робота: «Визначення молярної маси розчиненої речовини кріоскопічним методом».

Основний етап заняття

Колігативними називають властивості розбавлених розчинів, які за даних умов є рівними і незалежними від хімічної природи розчиненої речовини та залежать тільки від природи розчинника та кількості його часток у розчині. Поняття "колігативні властивості" розчинів введене В. Оствальдом за пропозицією Вундта.

До колігативних властивостей розчинів належать:

- дифузія;
- осмотичний тиск (π);
- відносне зниження тиску пари розчинника над розчином;
- зниження температури замерзання розчину у порівнянні з чистим розчинником ($\Delta T_{зам}$);
- підвищення температури кипіння розчину в порівнянні із чистим розчинником ($\Delta T_{кип}$).

Їх усіх об'єднує те, що вони пов'язані між собою і залежать не просто від концентрації розчину, а від концентрації часток в розчині (молекул, іонів).

Дифузія – це самовільне вирівнювання концентрації речовини в об'ємі системи де відбувається перенесення речовини із області з більшою концентрацією в область з меншою концентрацією. При дифузії зростає ентропія системи.

Швидкість дифузії виражається законом Фіка:

$$\frac{dm}{d\tau} \cdot \frac{1}{S} = - \frac{dc}{dx} D$$

де m – кількість (моль) речовини, що продифундувала; $dm/d\tau$ – тривалість дифузії; S – площа перетину судини, через яку перебігає дифузія; dc/dx – градієнт концентрації; D – коефіцієнт дифузії або питома швидкість дифузії яка залежить від властивостей дифундуючих часток і середовища. Знак «-» наведений тому, що градієнт концентрації має негативне значення, бо дифузія перебігає у напрямі зменшення концентрації.

Ейнштейн (1908) вивів рівняння, яке зв'язує дифузію D , абсолютну температуру системи T , в'язкість середовища η , радіус часток дисперсної фази r :

$$D = \frac{RT}{6\pi\eta rN}$$

Якщо розчини різної концентрації розділити напівпроникною мембраною, то процес дифузії може прийняти односторонній характер.

Якщо мембрану, проникну тільки для розчинника, помістити між чистим розчинником і розчином або між розчинами різної концентрації то, виникає процес, який називається *осмосом*.

Осмос – це одностороння дифузія розчинника через напівпроникну мембрану із чистого розчинника у розчин або із розчину з меншою концентрацією у розчин з більшою концентрацією.

Зі збільшенням надмірного тиску у розчині, швидкість осмосу зменшується, і при певному тиску настає рівновага, при якій в обох напрямках через мембрану проходить однакова кількість молекул розчинника.

Надмірний гідростатичний тиск у розчині у порівнянні з чистим розчинником при встановленні осмотичної рівноваги називається осмотичним тиском.

Осмотичний тиск згідно з **законом Вант-Гоффа** прямо пропорційний молярній концентрації та температурі:

$$\pi = CRT$$

Величина осмотичного тиску буде однакою для будь-якої речовини (неелектроліту) при однаковій температурі та молярній концентрації.

Прилад кількісного вивчення осмосу називається осмометром. Дном внутрішньої судини з трубкою (осмотичного осередку) є напівпроникна мембрана.

водній розчин речовини, що не проникає через напівпроникну мембрану

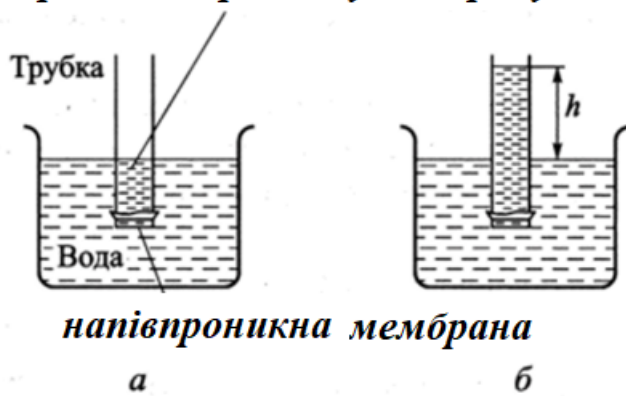


Рис. 1. Осмос та осмотичний тиск.

а – початковий стан;

б – кінцевий стан

Осмос має значну роль у фізіологічних процесах організму. Засвоєння їжі та обмін речовин тісно пов'язані з різною проникною здатністю клітинних мембран до води і розчинених речовин. Мембрана має напівпроникні властивості. Осмотичний тиск грає роль механізму який подає клітинам поживні речовини та воду. Осмотичний тиск крові в нормі складає 700-800 кПа.

Онкотичний тиск – це частина осмотичного тиску крові, обумовлений високомолекулярними сполуками, зокрема білками, та складає 3,5 - 3,9 кПа. $P_{онк} = 0,04 \text{ атм}$ або 0,5 % від $P_{осм}$. У середині клітини утворюється додаткове $P_{осм}$, яке обумовлює тургор клітини.

Доннан вивів рівняння, яке показує, що концентрація (С) електролітів усередині клітини більша, ніж поза клітиною.

$$X = \frac{C_{внут}^2}{C_{зовн} + 2C_{внут}}$$

За законом осмосу: клітина занурена у гіпертонічний розчин – піддається плазмолізу (зморщування), а у гіпотонічному розчині – гемолізу (розбухання і розрив).

Плазмоліз – відшарування цитоплазми від оболонки клітини в гіпертонічному розчині.

Гемоліз – руйнування червоних тілець у гіпотонічному розчині. Кров з клітинним змістом за рахунок кольору називають "лаковою кров'ю".

Тургор – стан тканин, а саме напруженість і еластичність тканини, яка міняється залежно від її фізіологічного стану.

Зниження температури замерзання розчину. Кріоскопія

Зменшення тиску насиченої пари над розчином призводить до зниження температури його замерзання.

Зниження тиску насиченого пару буде тим більше, чим більше концентрація розчину. Тиск насиченого пару залежить від природи рідини та від температури. При певній температурі тиск насиченого пару над кожною рідиною величина постійна.

Із зростанням температури тиск насиченої пари зростає (рис. 2).

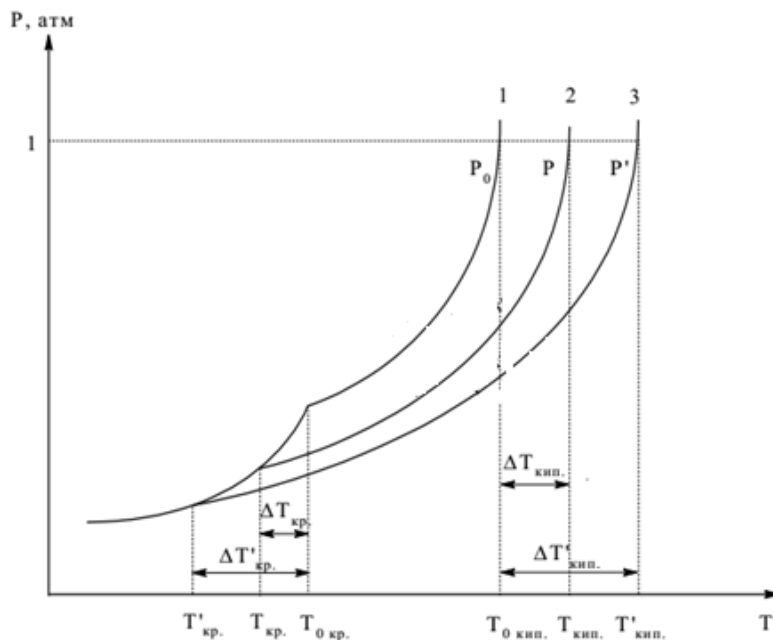


Рис. 2. Залежність тиску насиченого пару розчинника від температури:

- 1 – чистий розчинник,
- 2 – розчин неелектроліту,
- 3 – розчин електроліту.

Температура, за якою тиск пару розчинника над розчином стає рівним тиску пару над твердою фазою, **називається температурою кристалізації** розчину ($T_{кр}$). Різницю температур кристалізації розчинника і розчину – $\Delta T_{кр}$ – можна розрахувати за одним із наслідків з закону Рауля:

Зниження температури кристалізації розчину у порівнянні з розчинником прямопропорційна молярній концентрації розчину:

$$\Delta T_{кр} = K \cdot m(x)$$

де $m(x)$ – молярна концентрація розчину (моль/кг).

K – коефіцієнт пропорційності називають *кріоскопічною постійною розчинника, або молярним зниженням температури замерзання*. Кріоскопічна стала чисельно дорівнює зниженню температури замерзання в одномолярному розчині з властивостями ідеального. [К·кг/моль].

Метод вивчення властивостей розчинів заснований на вимірі температури їхнього замерзання, був розроблений Бекманом і отримав назву *кріоскопії*:

Молярну масу розчиненої речовини $M(x)$ [г/моль] можна розрахувати за допомогою наслідків із законів Рауля знаючи величину $\Delta T_{\text{кип}}$ (чи $\Delta T_{\text{кр}}$):

$$M(X) = E \cdot \frac{m_{\text{р-на}} \cdot 1000}{m_{\text{р-ка}} \cdot \Delta T_{\text{кр}}} \quad (5)$$

Температура, при якій тиск пару розчинника над розчином стає рівним атмосферному тиску, називається температурою кипіння розчину ($T_{\text{кип}}$).

Друге слідство із закону Рауля дозволяє розрахувати підвищення температури кипіння розчину у порівнянні з розчинником $\Delta T_{\text{кип}}$:

Підвищення температури кипіння розчину в порівнянні з розчинником прямопропорційно молярній концентрації розчину:

$$\Delta T_{\text{кип}} = E \cdot m(x)$$

де E – ебуліоскопічна постійна розчинника (К·кг/моль). Значення E визначається природою розчинника.

Розмір E чисельно дорівнює $\Delta T_{\text{кип}}$ при $m = 1$, якщо розчин при цій концентрації має властивості ідеального.

Метод дослідження властивостей розчинів, заснований на визначенні температури їхнього кипіння, називається *ебуліоскопією*.

Наслідки із законів Рауля дозволяють також вирішити і зворотне завдання: знаючи величину $\Delta T_{\text{кип}}$ можна розрахувати молярну масу розчиненої речовини $M(x)$ [г/моль]:

$$M(X) = K \cdot \frac{m_{\text{р-ни}} \cdot 1000}{m_{\text{р-ка}} \cdot \Delta T_{\text{кип}}}$$

Колігативні властивості розчинів електролітів.

Закони Рауля та принцип Вант-Гоффа не виконуються для розчинів (навіть нескінченно розбавлених), які проводять електричний струм – розчинів електролітів.

Вант-Гофф вніс в рівняння для розчинів електролітів правку – ізотонічний коефіцієнт i :

$$i = \frac{\Delta T_{\text{кип.експ}}}{\Delta T_{\text{кип.теор}}} = \frac{\Delta T_{\text{з.експ.}}}{\Delta T_{\text{з.теор.}}} = \frac{\pi_{\text{експ.}}}{\pi_{\text{теор.}}}$$

де $\Delta T_{\text{кип.теор}}$, $\Delta T_{\text{з.теор}}$, $\pi_{\text{теор}}$ – значення, розраховані за величинами концентрацій.

Ізотонічний коефіцієнт показує, у скільки разів отриманні в результаті досліду данні більше теоретично розрахованих для розчину електроліту.

На величину ізотонічного коефіцієнту впливає також ступінь електролітичної дисоціації α - відношення числа молекул, що розпалися на іони, до загальної кількості розчинених молекул.

Отже всі експериментальні значення в i разів більше теоретичних, тобто число частинок у розчинах електролітів збільшується в порівнянні з аналітичною концентрацією.

$$i = 1 + \alpha(v - 1)$$

де v – кількість іонів у сполуках, α – ступінь дисоціації.

Тому для електролітів:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{i \cdot n_{\text{р-ни}}}{i \cdot n_{\text{р-ни}} + n_{\text{р-ка}}}$$

$$\pi = iCRT$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = i \cdot E \cdot m(x)$$

$$\Delta T_{\text{кр}} = i \cdot K \cdot m(x)$$

$$M(X) = i \cdot E \cdot \frac{m_{\text{р-ни}} \cdot 1000}{m_{\text{р-ка}} \cdot \Delta T_{\text{кип}}}$$

$$M(X) = i \cdot K \cdot \frac{m_{\text{р-ни}} \cdot 1000}{m_{\text{р-ка}} \cdot \Delta T_{\text{кр}}}$$

Кріоскопічний метод застосовують у фармації для визначення молярної маси нових лікарських речовин, а також оцінки ізотонічної концентрації. Сутність оцінки ізотонічної концентрації полягає у визначенні ΔT_z розчину лікарської речовини. Знайдена величина ΔT_z має бути такою самою як для рідин організму.

Розчини з однаковим осмотичним тиском називаються *ізотонічними*. Ізотонічним відносно крові є 0,9% розчин NaCl і 5% розчин глюкози. Розчини з більшим осмотичним тиском – *гіпертонічні*, з меншим – *гіпотонічні*. Ізотонічні розчини не викликають зміни об'єму клітини, тому вони широко застосовуються у медичній практиці для поповнення об'єму крові та підвищенню кров'яного тиску, а також при зневодненні організму (при опіках, сильній блювоті використовують 0,9% водний розчин натрій хлориду і 5% розчин глюкози).

Зокрема, вимірявши $\Delta T_{\text{зам}}$, можна визначити молекулярну масу неелектроліту, а також визначити міру дисоціації електроліту. У біологічних дослідженнях $\Delta T_{\text{зам}}$ називається депресією.

Вимір депресії біологічних рідин (крові, лімфи, сечі) дозволяє розраховувати їх осмотичну концентрацію, тобто сумарну концентрацію усіх часток. У нормі депресія крові складає 0,56 К.

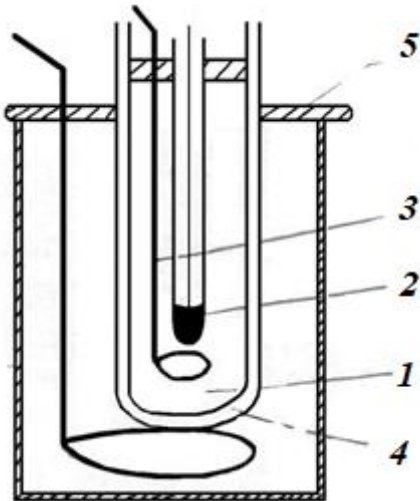
«Визначення молярної маси розчиненої речовини
кріоскопічним методом»

Прилади та матеріали:

1. Кріоскоп – прилад для кріоскопічних вимірів.
2. Термометр Бекмана.
3. Термометр зі шкалою від -10°C до $10 - 50^{\circ}\text{C}$.
4. Дистильована вода.
5. Лід, сіль для охолодження.
6. Завдання (видається лаборантом).

Порядок виконання роботи

Мета роботи: Визначення молярної маси розчиненої речовини кріоскопічним методом.



1. Склянку (5) заповнюють на $2/3$ охолоджувальною сумішшю (вода, товчений лід, сіль). Звичайним термометром вимірюють температуру охолоджувальної суміші, яка повинна протягом усього досвіду підтримуватися від -40° до -50° С. При нижчій температурі охолоджувальної суміші виходить зайве швидке охолодження рідини і різке її переохолодження, що призводить до неправильного визначення температури замерзання.

2. У чисту пробірку (1) циліндром відміряють точний об'єм дистильованої води до такого рівня, щоб нижній резервуар термометра Бекмана був повністю занурений у неї, але не торкався дна пробірки (не більше 20 мл). Потім пробірку з водою охолоджують, помістивши

в склянку з охолоджувальною сумішшю.

3. Термометр Бекмана зі склянки з льодом переносять у пробірку з охолодженою водою, зміцнюють за допомогою пробки, в яку вставлена мішалка (3) і кріоскоп поміщають у склянку з охолоджувальною сумішшю. Воду в пробірці та охолоджувальну суміш весь час перемішують за допомогою мішалок (3) та (6), спостерігаючи за ртутним стовпчиком та появи кристалів льоду в пробірці. Температура початку випадання кристалів льоду чистої води і буде наближеним до температури кристалізації розчинника T^0 .

Визначення температури замерзання розчину

Від лаборанта отримують досліджувану речовину визначення його молекулярної маси.

Беруть точне навішення досліджуваної речовини $m = 1$ г спочатку на технічних, потім, на аналітичних терезах, розчиняють його у воді, що знаходиться в пробірці і охолоджують розчин у склянці з охолоджувальною сумішшю. Потім охолоджений розчин вносять термометр Бекмана і визначають істинну (T) температуру замерзання розчину.

Справжню температуру замерзання розчину визначають не менше трьох разів (до отримання результатів, що відтворюються). Таким чином, одержують зниження температури замерзання розчину

Результати окремих вимірювань та остаточний результат визначення молярної маси записати до таблиці за зразком.

Досліджувальна система	Температура кристалізації			Зниження температури Кристалізації розчину $\Delta T = T_0 - T$
	наближена	точна	середня	
H ₂ O	1			
	2			
	3			
Розчин	1			
	2			
	3			

Оформлення результатів роботи

Обчислення молярної маси розчиненої речовини проводять за формулою $M(X) = i \cdot K \cdot \frac{m_{p-ни} \cdot 1000}{m_{p-ка} \cdot \Delta T_{кр}}$ де $K = 1,86$

Під час виконання роботи необхідно:

1. Стежити, щоб термометр не торкався стін пробірки.
2. Слідкувати, щоб кристали льоду були повністю розплавлені, інакше не вдасться переохолодити розчин.
3. Слідкувати, щоб у охолоджувальній суміші була достатня кількість льоду, а температура її була не вищою (-30 C) та не нижче (-50 C).
4. Не припиняти помішування (не надто енергійно) охолоджувальної суміші під час вимірювання показань термометра.

3. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./

- А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
 6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
 7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
 8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
 9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
 10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
 11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр.. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред.. проф.. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім.. В. Каразіна, 2012. –500 с.
 12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
 13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
 14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
 15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
 16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
 17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 10

Тема: Фазові рівноваги. Правило фаз Гіббса. 1,2,3 компонентні системи. Термічний аналіз та фазові діаграми двокомпонентних систем

Мета: оволодіти навичками побудови *фазових діаграм* для ідентифікації та визначення ступеня чистоти лікарських речовин.; засвоїти уміння самостійно використовувати *Дані термічного аналізу* знання, навички; сформулювати чітке уявлення про послідовність; використовується у фармацевтичному аналізі відпрацювати навички для оптимізації синтезу біологічно активних та лікарських речовин, для підбору основ супозиторіїв, при вирішенні питання про сумісність лікарських препаратів у лікарських формах, що часто зустрічаються у фармацевтичній практиці (порошкові композиції, мазі, кульки та ін.).

Основні поняття: фаза, компонент, суміш, діаграма стану, правило фаз, фазова рівновага, екстракція.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

- розчини та їх склад;
- засоби вираження складу розчину;
- концентрація; види концентрації;
- гомогенні й гетерогенні системи;
- поняття самовільного та несамовільного процесів;
- термодинамічні умови хімічної рівноваги;
- формулювати другий та третій закони термодинаміки;
- визначати умови та напрямок мимовільного перебігу процесу;
- пояснювати поняття ізохорно-ізотермічного та ізобарно-ізотермічного потенціалів

2. Вимоги до теоретичної готовності студентів до виконання практичних занять

1. Основні поняття й визначення. Правило фаз Гіббса.
2. Фазові перетворення. Рівняння Клапейрона-Клаузіуса.
3. Застосування правила фаз до однокомпонентних систем. Діаграма стану води.
4. Двокомпонентні системи.
5. Фізико-хімічний, термічний аналіз та їх застосування у фармацевтичній практиці.
6. Трикомпонентні системи. Закон розподілу Нернста. Рівняння Шилова-Лепинь.
7. Екстракція, її значення для фармації.

Основний етап заняття

Якщо розглядається гетерогенна система, у якій немає хімічних взаємодій, а можливі лише фазові переходи, то за сталості температури та тиску в системі існує так звана фазова рівновага.

Фазова рівновага характеризується деяким числом фаз, компонентів та числом ступенів термодинамічної свободи системи.

Фазою називається сукупність однакових за хімічним складом, хімічними та фізичними властивостями частин системи, відокремлених від інших частин кордоном розділу.

Фази, що знаходяться у твердому або рідкому станах, називають **конденсованими**, а фізико-хімічні системи, що складаються з твердих та рідких фаз, — **конденсованими системами**.

Прикладом трифазної фізико-хімічної системи може бути вода, що знаходиться в трьох агрегатних станах за певних температур і тиску (рис.1, а). Іншим прикладом може служити гетерогенна система, в якій при певних значеннях параметрів у рівновазі знаходяться чотири фази: пара, насичений розчин солі у воді, лід і кристали солі, що не розчинилися (рис. 1, б).

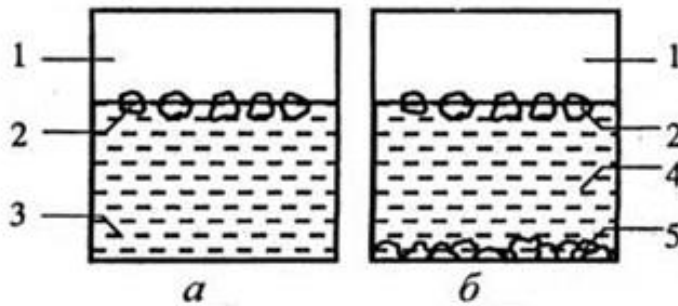


Рис 1. Приклади гетерогенних фізико-хімічних систем: 1 – пара; 2 – лід; 3 – вода; 4 – насичений розчин; 5 – кристали солі

Речовини, за допомогою яких можна визначити склад усіх фаз даної рівноважної системи, називаються незалежними складовими частинами або *компонентами системи*. Властивості системи визначаються не тим, які речовини обрані як компоненти, а їх кількістю, тобто *числом компонентів (K)* - це найменше число речовин, якого достатньо для визначення складу будь-якої фази системи.

Число ступенів свободи (C) (варіантність системи) дорівнює числу інтенсивних термодинамічних параметрів стану (тиск, температура і концентрація компонентів), які можна довільно змінювати в певних межах, не змінюючи числа та виду фаз, що знаходяться в рівновазі.

Визначимо вид рівняння зв'язку між Φ , K і C . Припустимо, що система має Φ фаз і складається з K компонентів, що знаходяться у всіх фазах.

Якщо на рівновагу в системі впливають тиск і температура ($n=2$), тоді правило фаз має вигляд:

$$C = K - \Phi + 2$$

Це рівняння називається *правилом фаз Гіббса* і є основним законом фазової рівноваги:

число ступенів свободи рівноважної гетерогенної системи, на яку впливають температура і тиск, дорівнює кількості компонентів системи мінус число фаз плюс два.

Фазові перетворення. Рівняння Клапейрона-Клаузіуса

Фазовими перетвореннями (фазовими переходами) називаються процеси переходу речовин із однієї фази до іншої, ***протікають без хімічних реакцій***.

Основною характеристикою фазового переходу є температура, при якій фази перебувають у стані термодинамічної рівноваги, яка називається ***температурою фазового переходу*** (випаровування, плавлення та ін.).

Рівняння Клапейрона-Клаузіуса

$$\frac{dp}{dT} = \frac{\Delta H}{T \Delta V}$$

є загальним термодинамічним рівнянням, застосовним до всіх фазових переходів чистих речовин.

Рівняння також дозволяє знайти теплоту та зміну об'єму при фазовому переході.

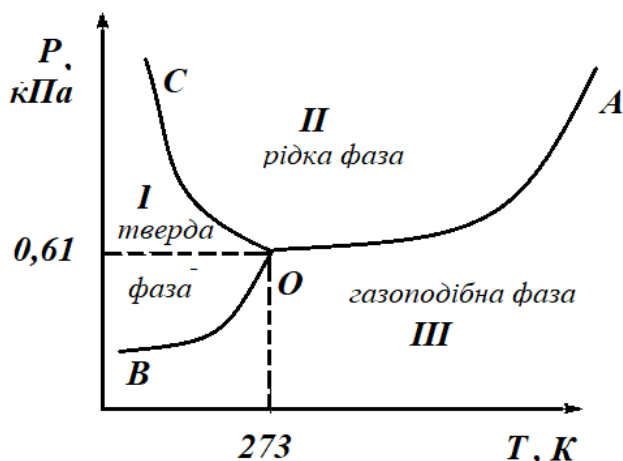
Застосування правила фаз до однокомпонентних систем.

Діаграма стану води

Число фаз і ступенів свободи в рівноважній однокомпонентній системі складає ($K=1$). Якщо кількість ступенів свободи $C=0$, то $\Phi_{max}=3$.

Таким чином, індивідуальна речовина не може утворювати рівноважну систему, що складається більш ніж з трьох фаз. За наявності однієї фази така система має два ступені свободи $C = 1 - 1 + 2 = 2$, тобто система ***біваріантна***.

Як приклад діаграми стану однокомпонентної системи розглянемо діаграму води (рис. 2). Кожна точка на діаграмі відображає стан та умови існування певної системи та називається ***фігуративною точкою***.



Діаграма стану води при невеликих тисках.

На такій двомірній (плоскій) діаграмі фазі відповідає область, рівноважному співіснуванню двох фаз – лінія, рівновазі трьох фаз – точка.

Двофазна система моноваріантна. Криві OA, OB, OC перетинаються у точці O, званою потрійною. При єдиній парі значень тиску і температури, що відповідає координатам потрійної точки, можуть одночасно співіснувати три фази — пара, лід і рідка вода.

Відповідно до правила фаз Гіббса, якщо $\Phi = 3$, то $C = 0$. Такі системи називаються **ннваріантними (безваріантними або інваріантними)**. У них не можна змінити жодного параметру, не викликавши зникнення однієї чи двох фаз.

Якщо нагрівання твердої речовини приводить до переходу її з кристалічного стану безпосередньо у газоподібний, це явище називається **сублімацією**, або возгонкою.

Температура, при якій відбувається такий перехід – **температурою сублімації**. Сублімація характерна зокрема для йоду, який широко використовують у фармації та медицині.

Якщо речовина утворює декілька кристалічних фаз, що мають однаковий хімічний склад, але розрізняються за хімічними властивостями, то таке явище називається **поліморфізмом**.

Двокомпонентними, або бінарними, називають фізико-хімічні системи, до складу яких входять два компоненти.

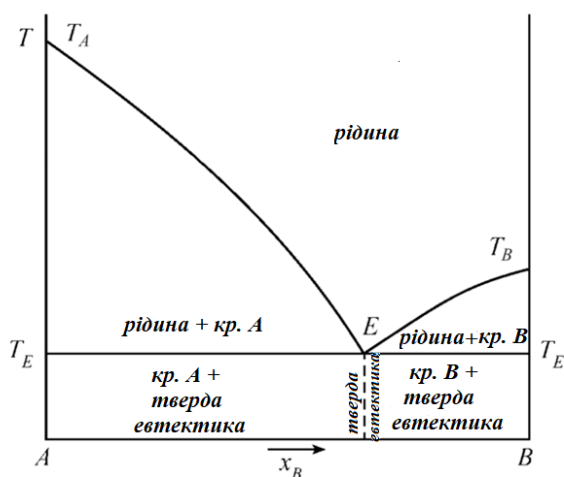
Аналіз діаграм стану (фазових діаграм) дозволяє без поділу системи на складові судити про характер взаємодії між компонентами, з'ясувати наявність хімічних сполук, їх склад, стійкість та ін.

У цьому полягає основна відмінність фізико-хімічного аналізу

препаративного методу дослідження.

Фізико-хімічний аналіз широко використовується для вирішення багатьох теоретичних та прикладних питань у хімічній технології, металургії, мінералогії, фармації. Побудова та аналіз фазових діаграм застосовується для вибору оптимального режиму технологічних процесів синтезу та очищення біологічно активних та лікарських речовин, а також у фармацевтичному аналізі для ідентифікації та визначення ступеня чистоти лікарських препаратів.

Розділ фізико-хімічного аналізу, що вивчає залежність температури кристалізації (плавлення) досліджуваної системи від складу, називається *термічним аналізом*.



Фазова діаграма двокомпонентної системи з простою евтектикою.

T - температура;

T_A - температура пл. компонента A ;

T_B - температура пл. компонента B ;

T_E - евтектична температура;

T_A-E и $E-T_B$ — лінії ліквідуса;

T_E-E-T_E — лінія солідуса;

E — евтектична точка;

x_B — склад компонента B в суміші

Евтектична температура T_E - найнижча температура, при якій закінчується кристалізація розплаву будь-якого складу (або починається плавлення суміші).

Лінія солідуса - лінія, що відповідає евтектичній температурі, нижче якої не може існувати рідка фаза.

Точку перетину ліній ліквідусу с лінією солідуса називають **евтектичною** (точка E), а розплав, склад якого відповідає точці x_3 — **евтектичним розплавом** (він насичений щодо обох компонентів).

Суміш дрібних кристалів компонентів A і B , що утворюється при охолодженні цього розплаву, називається **евтектичною**, або

евтектикою.

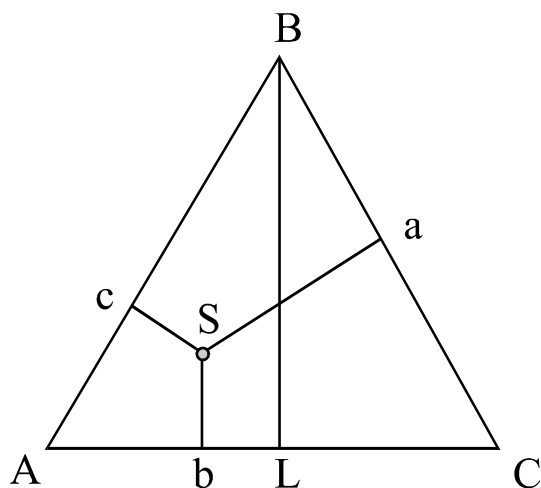
Правило фаз для трикомпонентних конденсованих систем

записується у вигляді: $C=K-\Phi+1=3-\Phi+1$ ($K=3$) . аріантність системи в залежності від числа фаз виглядає:

$\Phi=4, C=0$ – інваріантна; $\Phi=3, C=1$ – моноваріантна;

$\Phi=2, C=2$ – біваріантна; $\Phi=1, C=3$ – триваріантна.

Як бачимо, максимальне число фаз, що перебувають у рівновазі у трикомпонентних конденсованих системах, дорівнює чотирьом.



У вершинах трикутника знаходяться компоненти А, В, С, три рівні сторони А–В, В–С, А–С зображують відповідні подвійні системи, а площа, обмежена сторонами трикутника, використовується для зображення потрібних сплавів системи А–В–С.

Закон розподілу Нернста визначає відносний вміст у двох рідинах, що не змішуються або обмежено змішуються, розчинного в них компонента; є одним із законів ідеальних розбавлених розчинів. Відкритий у 1890 В. Нернстом:

при рівновазі відношення концентрацій третього компонента у двох рідких фазах є постійною величиною, може бути записаний у вигляді:

$$C_1/C_2 = K,$$

де C_1 і C_2 – рівноважні молярні концентрації третього компонента у першій та другій фазах;

K - коефіцієнт розподілу, що залежить від температури.

Найчастіше застосовують інші рівняння, в яких враховують вплив дисоціації та асоціації молекул речовини наприклад, ***рівняння Шилова-Лєпінь***:

$$K = \frac{C_2^{(II)}}{(C_1^{(I)})^m}$$

де m — показник при постійній температурі, що не залежить від концентрації а характеризується властивостями трьох складових систему компонентів:

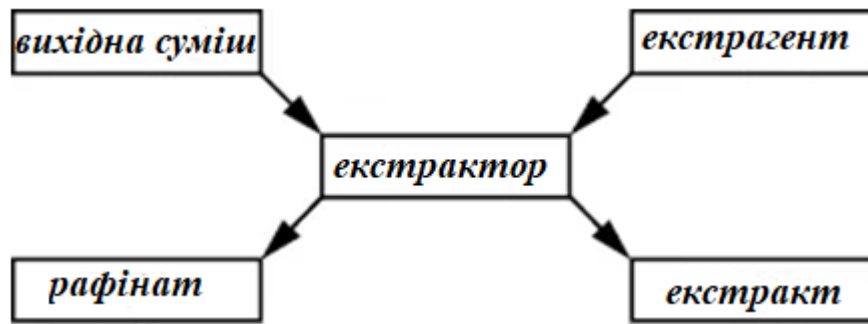
$$m = \frac{M_r^{(II)}}{M_r^{(I)}}$$

де $M_r^{(II)}$ і $M_r^{(I)}$ — молярні маси розчиненої речовини у першому та другому розчинниках.

Закон розподілу третьої речовини між двома розчинниками, що не змішуються, лежить в основі процесу ***екстракції***, широко використовуваного у фармації для отримання біологічно активних речовин з природної сировини, очищення антибіотиків та інших лікарських речовин, для аналітичних цілей, для ізолювання лікарських речовин і отрут, при проведенні хіміко-токсикологічних досліджень, в хімічній і фармацевтичній промисловості для вилучення складових частин зі складних природних і технічних розчинів, у фарманалізі та ін.

Екстракція - це процес вилучення одного або декількох речовин зі складних систем (рідких або твердих) селективним розчинником, званим екстрагентом.

Процес екстракції можна представити такою схемою:



Для проведення екстракції використовують спеціальні апарати - *екстрактори*, які поміщають вихідну суміш розчинник (*екстрагент*). В результаті екстракції утворюється екстракт - розчин вилучених компонентів в екстрагенті і *рафінат* - суміш, в якій концентрація цих компонентів буде нижчою.

У фармацевтичній практиці екстракцію широко застосовують для виділення з рослинної сировини етерних олій, алкалоїдів та інших речовин, а також при виготовленні таких препаратів як фламін, раунатин, силібор тощо.

Екстракція є одним з основних методів виділення та очищення антибіотиків. Наприклад, на різних стадіях одержання пеніциліну використовують екстракцію за допомогою органічних розчинників (амілацетат, хлороформ, н-бутилацетат та ін.)

Коефіцієнт розподілу K лікарської речовини між водною та ліпофільною фазами є важливою фізико-хімічною характеристикою, що визначає як транспортну здатність речовини в організмі, так і можливість її зв'язування з конкретним рецептором.

Вивчення зв'язку між фармакологічною активністю лікарської речовини та її коефіцієнтом розподілу дозволяє підвищити ефективність спрямованого пошуку біологічно активних речовин та

інтерпретувати механізм їх дії.

4. Підбиття підсумків.

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Мironович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.

10. Волошинець В.А. Фізична хімія: Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. – Львів: Вид. Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред. проф. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х: ХНУ ім. В. Каразіна, 2012. – 500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.: Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.: Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне: НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./ В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. – 200 с.

Практичне заняття № 11

Тема: Основи електрохімії. Властивості розчинів електролітів. Теорії розчинів електролітів.

Мета: засвоїти теорії кислот і основ, а також властивості сильних і слабких кислот; ознайомитися з методами визначення рН; навчитися проводити розрахунки ступеню та константи дисоціації, рН розчину.

Основні поняття: електроліт, ступінь дисоціації, константа дисоціації, іонна сила розчину, протолітична реакція, автопротоліз, кислотно-основна рівновага.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

1. Фізико-хімічна теорія утворення розчинів.
2. Теорія Арреніуса. Рівновага в розчинах електролітів.
3. Теорія Бренстеда-Лоурі.
4. Гідроліз солей.

3. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Розчини. Засоби виразу концентрації.
2. Сильні та слабкі електроліти. Ступінь дисоціації електролітів в водневих розчинах. Закон розведення Оствальда.
3. Протонна теорія кислот та основ Бренстеда-Лоурі. Теорія Льюїса.
4. Іонний добуток води. Водневий показник рН.
5. Розрахунок рН розчинів кислот та основ.
6. Активність. Коефіцієнт активності. Термодинамічна константа дисоціації.
7. Іонна сила розчину.
8. Лабораторна робота: Визначення константи та ступеня дисоціації слабкої кислоти.

Основний етап заняття

Усі хімічні речовини за їх здатністю проводити електричний струм діляться на *електроліти і неелектроліти*.

Електроліти – це речовини, які проводять електричний струм, як у розплавленому стані, так і у розчинах.

У воді електроліти дисоціюють на катіони і аніони, які взаємодіють як з водою, так і між собою.

Електроліти мають важливу роль у життєдіяльності організму, тому що усі фізіологічні рідини (шлунковий сік, плазма крові, позаклітинна, внутрішньоклітинна спинномозкова рідини, секрет залоз) є розчинами електролітів.

У плазмі крові вміст катіонів, переважно макроелементи – Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} – складає в середньому 154 ммоль/л (50%). На неорганічні аніони – Cl^- , HCO_3^- , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} і SO_4^{2-} – приблизно 133 ммоль/л (43,2%), а інші 21 ммоль/л (6,8%) – це аніони органічних кислот і макроіони білків.

Розпад електролітів на іони при розчиненні у воді або у розплаві називається електролітичною дисоціацією.

Електростатична взаємодія іонів кристалічної ґратки з молекулами розчинника називається сольватацією.

Основні положення теорії електролітичної дисоціації С. Ареніуса:

1. Електроліти під дією розчинника розпадаються на позитивні та негативно заряджені іони.

2. Загальний заряд катіонів у розчині дорівнює загальному заряду аніонів, тому розчин завжди електронейтральний.

3. Якщо через розчин пропускати електричний струм, то позитивно заряджені іони переміщуються до негативного полюсу – **катода** та називаються **катіонами**. Негативно заряджені іони переміщуються до позитивного полюсу – **анода** та називаються **аніонами**.

4. Іони та атоми одних й тих самих елементів відрізняються один від одного за властивостями.

5. Дисоціація є оборотним, рівноважним процесом.

Ступенем дисоціації електроліту називають відношення кількості молекул, що продисоціювали, до загальної кількості молекул електроліту:

$$\alpha = \frac{n}{N} \text{ або } \alpha = \frac{C_{\text{дис}}}{C_0},$$

де n – кількість молекул, що продисоціювали, N – загальне число молекул електроліту, C_{disc} і C_o – концентрація молекул, що розпалися на іони та початкова концентрація електроліту (моль/л).

за ступенем дисоціації:

- сильні електроліти – $\alpha > 0,3$ (30%),
- електроліти середньої сили – $0,3 > \alpha > 0,03$,
- слабкі електроліти – $\alpha < 0,03$ (3%).

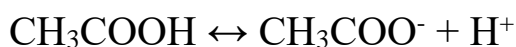
Розчини сильних електролітів за фізико-хімічними властивостями відрізняються від розчинів слабких електролітів.

Сильні електроліти. До них відносяться сильні кислоти HClO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , HClO_3 , HBrO_3 , H_2SO_4 (за першою стадією дисоціації), основи лужних і лужноземельних металів і більшість розчинних у воді солей.

Слабкі електроліти. У таких розчинах дисоціація на іони відбувається частково.

Для кількісної характеристики дисоціації використовують ступінь дисоціації та константу дисоціації.

Константа дисоціації (K_d) – це відношення добутку рівноважних молярних концентрацій продуктів дисоціації до рівноважної молярної концентрації початкового компонента. Наприклад, для дисоціації оцтової кислоти:



Константа дисоціації має наступний вираз:

$$K_d = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Константа дисоціації є величиною постійною при постійній температурі. Вона залежить від природи електроліту, природи розчинника і не залежить від концентрації. K_d характеризує кількісний склад рівноважної системи. Чим сильніше електроліт, тим більше константа його дисоціації. Тому за величиною K_d можна порівнювати слабкі електроліти.

Для розбавлених розчинів K_d не залежить від концентрації речовини у розчині, а залежить від природи електроліту та від температури. Взаємозв'язок між K_d , α і C (молярної концентрації електроліту у розчині) для бінарного електроліту, математично обґрунтував Оствальд.

$$K_d = C\alpha^2/(1-\alpha)$$

Для слабких електролітів величина α мала і тому $(1-\alpha) \rightarrow 1$, тоді математичне рівняння закону Оствальда спрощується:

$$K_d = C\alpha^2 \text{ або } \alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}}$$

Закон розбавлення Оствальда формулюється таким чином: *ступінь дисоціації слабких бінарних електролітів обернено пропорційна до квадратного кореню з їх концентрації*. Як видно з рівняння, ступінь дисоціації збільшується зі зменшенням концентрації, тобто з розбавленням розчину. При нескінченно великому розбавленні електроліт повністю дисоціює ($\alpha = 1$).

Дисоціація води. Іонний добуток води

Вода є амфотерним слабким електролітом. Її я перебігає за рівнянням:



Константа дисоціації води, відповідно до закону діючих мас рівняння:

$$K_d = [\text{H}^+]\cdot[\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16} (T = 298 \text{ K})$$

Нехтуючи незначним ступенем іонізації та враховуючи, що константа дисоціації води – надзвичайно мала величина, рівноважну концентрацію недисоційованих молекул води можна вважати величиною постійної і чисельно рівною кількості молів води у 1 л: $1000 / 18 = 55,56$ моль/л. Тоді можна записати:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}.$$

Зазначимо $K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_w$. Тоді при 298 К (25 °С) отримуємо:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}.$$

Цей вираз відомий як іонний добуток води. K_w – величина постійна (при цій температурі) для води та будь-яких водних розчинів. Така постійність означає, що у будь-якому водному розчині – нейтральному, кислому або лужному – існують іони H^+ та OH^- , причому добуток концентрації цих іонів завжди дорівнює величині K_w .

У цілому для характеристики кислотності водних середовищ прийнято використовувати величину молярної концентрації $[H^+]$ у них. Оскільки концентрації іонів $[H^+]$ та $[OH^-]$ малі, то біологом Серенсенем для зручності оцінки концентрації іонів гідрогену у розчинах була введена логарифмічна величина pH :

$$pH = -\lg [H^+], \text{ відповідно } pOH = -\lg [OH^-].$$

Отже, pH – це негативний десятковий логарифм концентрації H^+ . Величини pH і pOH називають, відповідно, водневим і гідроксильним показником. Після логарифмування рівняння іонного добутку води для температури 298 К маємо:

$$pH + pOH = 14$$



якщо $pH = 7$ – це нейтральне середовище;

якщо $pH < 7$ – це кисле середовище;

якщо $pH > 7$ – це лужне середовище.

Оскільки ці показники пов'язані між собою, простіше користуватися величиною pH .

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА

«Визначення константи та ступеня дисоціації слабкої кислоти»

1. Визначення рН за допомогою універсального індикатору.

На індикаторний папір нанести краплю розчину досліджуваної рідини. Порівняти отримане забарвлення зі шкалою. Записати отримане значення рН у таблицю.

2. Вимірювання рН за допомогою іономіру РН-150.

Відповідно до інструкції проведіть на іономірі точне вимірювання рН біологічних рідин (шлунковий сік, сеча, слина) та досліджуваного розчину слабкої кислоти. Отримані дані оформити у вигляді таблиці.

3. Визначення загальної кислотності, рН, α і K_d у розчині слабкої кислоти.

З урахуванням рН (визначене іономером) та рівнянням $\text{pH} = -\lg C(\text{H}^+)$ для слабкої кислоти, розраховуємо $C(\text{H}^+)$, тобто, активну кислотність ($C_{\text{кислоти}}$). У конічну колбу для титрування піпеткою Мора додають 5 мл досліджуваного розчину слабкої кислоти і 1-2 краплі розчину фенолфталеїну. Цей розчин титрують розчином натрій гідроксиду $C(\text{NaOH}) = 0,1$ моль / л до появи рожевого забарвлення. Титрування проводять тричі. Для розрахунку беруть середнє значення об'єму лугу, який пішов на титрування. Загальну кислотність (C_0) розчину слабкої кислоти розраховують за формулою:

$$C_0 = \frac{V(\text{NaOH}) \cdot C(\text{NaOH})}{V(\text{кислоти})}, \text{ де}$$

$$C(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ моль/л, } V_{\text{кислоти}} = 5 \text{ мл.}$$

$$V_{\text{сер}}(\text{NaOH}) = \frac{V_1(\text{NaOH}) + V_2(\text{NaOH}) + V_3(\text{NaOH})}{3}$$

Знаючи активну кислотність ($C_{\text{кислоти}}$) та загальну кислотність (C_0) розраховуємо ступінь і константу дисоціації за формулами:

$$\alpha = \frac{C(\text{кислоти})}{C_0}$$

$$K_d = \alpha^2 \cdot C_0$$

Оформлення даних, що отримані у лабораторній роботі.

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.

10. Волошинець В.А. Фізична хімія: Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. – Львів: Вид. Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред. проф. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х: ХНУ ім. В. Каразіна, 2012. – 500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.: Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.: Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне: НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./ В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. – 200 с.

Практичне заняття № 12

Тема: Електропровідність розчинів електролітів. Кондуктометрія.

Мета: Навчитися пояснювати механізм утворення електродних потенціалів; аналізувати принципи методу потенціометрії і зробити висновки щодо їх використання у медико-біологічних дослідженнях; вимір окислювально-відновних потенціалів і прогнозування напрямку окислювально-відновних реакцій; розраховувати потенціали електродів, складати схеми електродів і гальванічних елементів.

Основні поняття: електропровідність, питома та молярна електропровідність, кондуктометрія, кондуктометричне титрування

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

1. Сильні і слабкі електролітів. Закон розбавлення Оствальда.
2. Електростатична теорія сильних електролітів Дебая та Хюккеля. Іонна атмосфера.
3. Вільна енергія Гібса. Критерії Самодовільного протікання фізико-хімічних процесів.
4. Електрична провідність розчинів електролітів.

5. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Електричні рухливості іонів. Числа переносу іонів.
2. Електропровідність. Питома електропровідність.
3. Молярна та гранична електропровідності. Закон Кольрауша.
4. Визначення електропровідності розчинів. Принципова схема кондуктометра.
5. Пряме кондуктометричне титрування. Застосування в фармацевтичній практиці.

Основний етап заняття

Електричні властивості розчинів характеризують зазвичай величиною L – *електричною провідністю*:

$$L = \frac{1}{R} = \kappa \frac{S}{l}$$

де $\kappa = \frac{1}{\rho}$ – величина, обернена до питомого опору, звана *питомою електричною провідністю*.

З рівняння (10) випливає, що : $\kappa = L \frac{l}{S}$

Електричну провідність вимірюють в Om^{-1} (См — Сименс), l — в м, S — в m^2 .
Отже, розмірність питомої електричної провідності: $[\kappa] = \text{Om}^{-1} \text{m}^{-1} = \text{Cm} \cdot \text{m}^{-1}$

Питома електрична провідність – це електрична провідність об'єму розчину, укладеного між двома електродами площею 1 м^2 і розташованими на відстані 1 м , тобто електрична провідність 1 м^3 розчину.

Однозначною характеристикою електричних властивостей розчинів є молярна електрична провідність.

Молярна електрична провідність – це провідність об'єму розчину V , що містить 1 моль речовини і знаходиться між електродами, розташованими на відстані 1 м . Молярна електрична провідність дорівнює провідності 1 м^3 розчину (κ), помноженої на об'єм V , званий розведенням:

$$\lambda = \kappa \cdot V \quad (13)$$

Розведення — це величина, обернена молярної концентрації:
 $V = \frac{1}{c}$, тому: $\lambda = \frac{\kappa}{c}$, розмірність λ : $[\lambda] = \frac{\text{См} \cdot \text{м}^{-1} \cdot \text{м}^3}{\text{моль}} = \frac{\text{См} \cdot \text{м}^2}{\text{моль}}$

Добуток рухливості іона на число Фарадея $u_i F = \lambda_i$ називається **іонною електричною провідністю**. Таким чином, **молярна електрична провідність електроліту при нескінченному розведенні дорівнює сумі іонних електричних провідностей при нескінченному розведенні**.

Це положення називається **законом Кольрауша, або законом адитивності електричної провідності при нескінченному розведенні або законом незалежності руху іонів**.

Метод фізико-хімічного дослідження, що ґрунтується на вимірі електричної провідності розчинів, називається **кондуктометриєю**.

За допомогою кондуктометрії можна визначати різні фізико-хімічні характеристики електролітів: ступінь дисоціації, константу дисоціацій, добуток розчинності, константу рівноваги хімічної реакції в розчині.

Велике практичне значення має **кондуктометричне титрування**, в якому точку еквівалентності знаходять зміни електричної провідності розчину. Зміна

провідності пов'язана з тим, що в процесі титрування одні іони замінюються іншими, що мають іншу рухливість.

Питання для самостійного опрацювання:

1. Електрична провідність розчинів електролітів.
2. Питома електрична провідність. Залежність її від різних чинників.
3. Молярна електрична провідність, залежність її від розведення для сильних і слабких електролітів.
4. Закон Кольрауша.
5. Кондуктометрия як метод дослідження.
6. Кондуктометричне титрування, його застосування у фарманалізі.

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ. вищ. фарм. навч. закл. (фармац. ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга,

2013. – 776 с.

5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред. проф. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім. В. Каразіна, 2012. –500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 13

Тема: Електродні потенціали.Класифікація гальванічних

елементів. ЕРС гальванічних елементів. Потенціометрія.

Мета Навчитися пояснювати механізм утворення електродних потенціалів; аналізувати принципи методу потенціометрії і зробити висновки щодо їх використання у медико-біологічних дослідженнях; вимір окислювально-відновних потенціалів і прогнозування напряму окислювально-відновних реакцій; розраховувати потенціали електродів, складати схеми електродів і гальванічних елементів.

Основні поняття: подвійний електричний шар, електродний потенціал, мембранний потенціал, дифузний потенціал, гальванічний елемент, іонселективний електрод, електрод порівняння.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

- електронну будову елементів;
- Поняття про сильні і слабкі електроліти;
- Закон розбавлення Оствальда;
- Електро
- статичну теорію сильних електролітів Дебая та Хюккеля.
- Вільна енергія Гібса.
- Критерії Самодовільного протікання фізико-хімічних процесів.
- Електрична провідність розчинів електролітів.

3. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

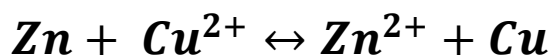
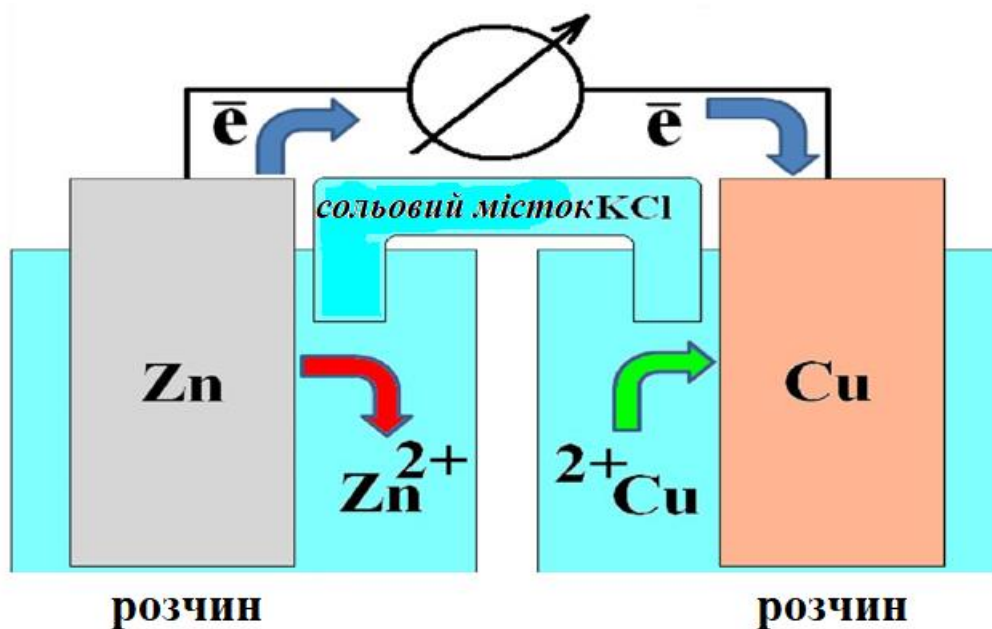
1. Механізм виникнення електродних потенціалів. Теорія виникнення стрибка потенціалу. Рівняння Нернста.

2. Класифікація електродів. Електроди першого роду. Гідрогенний газовий електрод.
3. Електроди другого роду. Каломельний та хлорсрібний електроди.
4. Окисно-відновні електроди. Іонно-обмінні електроди. Скляний електрод.
5. Окисно-відновні електроди. Редокс-системи в біохимії. Механізм виникнення біопотенціалів. Потенціал спокою. Потенціал дії.
6. Електрорушійні сили (ЕРС). Типи гальванічних елементів.
7. Застосування виміру ЕРС для визначення різних фізико-хімічних величин.
8. Потенціометрія. Принцип и види потенціометричного титрування:

Основний етап заняття

Гальванічним елементом називається система, в якій хімічна енергія окисно-відновного процесу перетворюється на електричну.

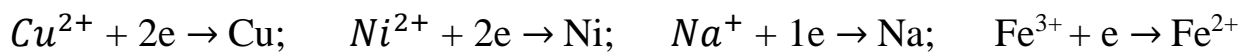
Прикладом гальванічної системи може бути **елемент Якобі-Даніеля**, що складається з цинкового та мідного електродів, опущених у розчини солей цих металів.



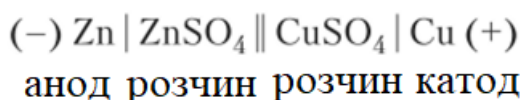
на цинковому електроді протікає процес окиснення $\text{Zn} - 2e \rightarrow \text{Zn}^{2+}$

на мідному електроді – процес відновлення: $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu$

На підставі міжнародної конвенції ІЮПАК про знаки електродних потенціалів всі електродні реакції записуються як реакції відновлення:



Наприклад, елемент Якобі-Данієля записується таким чином:



Одинарна вертикальна характеристика – межа розділу фаз розчин/метал, а подвійна межа з сольовим містком (зазвичай КСІ нас).

Поняття «потенціал» відноситься до електрода,

поняття "електрорушійна сила" (ЕРС) - до гальванічного елемента.

ЕРС завжди позитивна величина.

Механізм виникнення електродних потенціалів

При знаходженні металевої пластинки в розчині своєї солі можливий перехід іонів з металу розчин і навпаки. В результаті на межі метал-розчин виникає подвійний електричний шар (**ПЕШ**). Внаслідок утворення ПЕШ на межі метал-розчин між точками, що лежать на поверхні металу та точками, що знаходяться в розчині біля поверхні металу, виникає електродний потенціал.

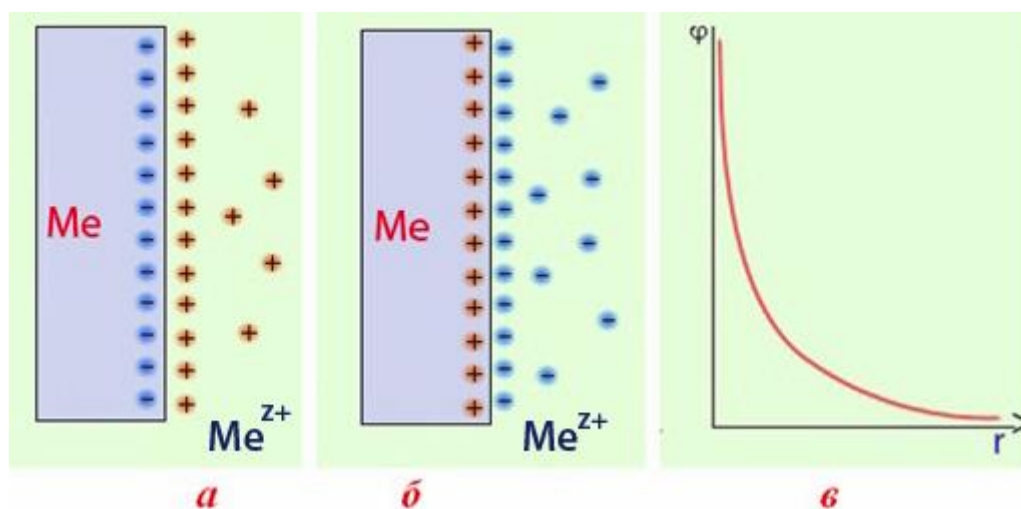


Схема іоногенного механізму виникнення подвійного електричного шару в системі метал-електроліт: а) активний метал; б) малоактивний метал; в) зменшення потенціалу в міру віддалення від електрода на відстань r

За наявності системи двох електродів, що знаходяться відповідно в розчинах своїх солей, між ними виникає електрорушійна сила, що дорівнює різниці двох електродних потенціалів:

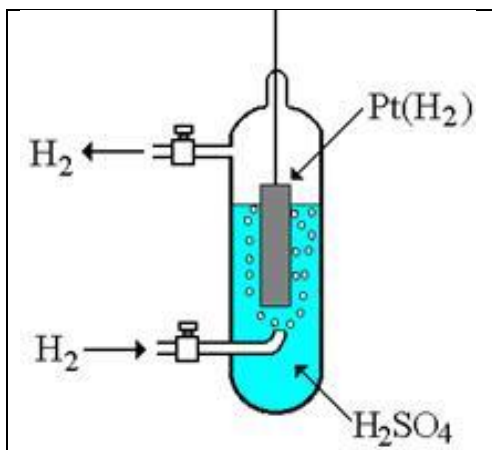
$$E_{РС} = \Delta\varphi = \varphi_{ок} - \varphi_{відн}$$

Потенціали, що виникають на металах, занурених у розчини власних солей, називаються рівноважними електродними потенціалами та позначаються (φ або E).

Величина рівноважного електродного потенціалу залежить від природи електрода, температури та концентрації (активності) іонів металу в розчині та виражається рівнянням Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{Zn^{+2}}}{a_{Cu^{+2}}},$$

Як електрод порівняння використовують водневий електрод:



Стандартним водневим електродом називається напівелемент, що складається з чорненої платинової пластинки, насиченої газоподібним воднем при тиску 101325 Па (1 атм) і що знаходиться в розчині іонів гідрогену з активністю, що дорівнює одиниці, при температурі 298 К.

Схема: Pt, H₂/2H⁺

Електродні потенціали, виміряні стосовно стандартного водневого електрода, називають стандартними.

Існує загальноприйнята класифікація електродів, рекомендована IUPAC:

I. Електроди нульового роду (окислювально-відновлювальні електроди). Окисно-відновні електроди складаються з інертного провідника (Pt, Au, W, Ti, графіт та ін.), опущеного в розчин, що містить окислену та

відновлену форми однієї й тієї ж речовини. Окислювач та відновник, як правило, знаходяться у розчині.

II. Електроди першого роду

1. Метал, занурений у розчин, що містить іони цього металу $M^{z+} | M$.
2. Неметал, занурений у розчин, що містить іони цього неметалу $Az^- | A$.

III. Електроди другого роду

Електрод другого роду звернений щодо аніону (його потенціал залежить від концентрації цього іона), що утворює з потенційним катіоном малорозчинне з'єднання і який знаходиться у надлишку.

Наприклад,

$Cl^- | AgCl | Ag$ – хлорсрібний електрод;

$Cl^- | Hg_2Cl_2 | Hg$ – каломельний електрод.

IV. Газові електроди

Газові електроди виділяють за ознакою того, що один з учасників окисно-відновлювальної пари знаходиться у газовій фазі.

Приклади,

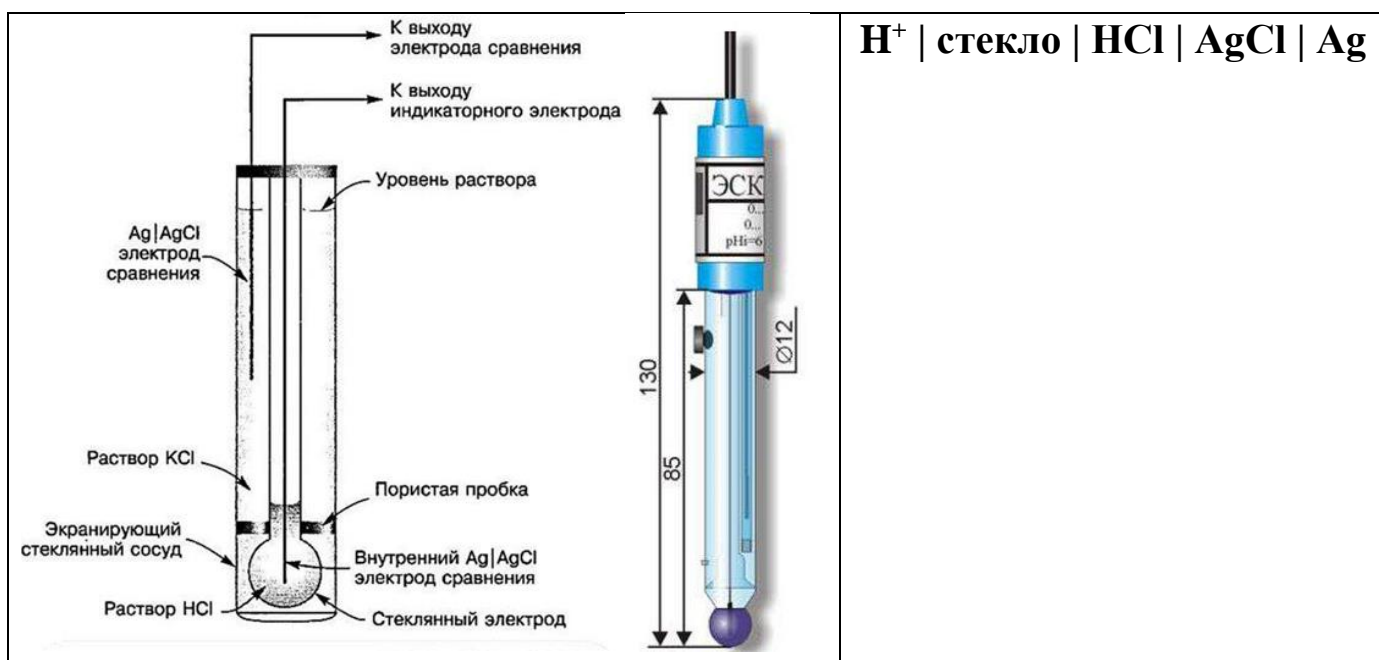
$H^+ | H_2, Pt$ – водневий електрод;

$Cl^- | Cl_2 | Pt$ – хлорний електрод.

V. Іон-селективні електроди

Найбільше застосування на практиці отримав скляний електрод.

Скляний електрод виготовляють основі мембран зі спеціальних сортів скла.



Різні процеси життєдіяльності супроводжуються виникненням в організмі електрохімічних процесів, які грають істотну роль в обміні речовин. Електрохімічні перетворення в організмі можна розділити на дві основні групи:

- 1) процеси, пов'язані з перенесенням електронів і виникненням окисно-відновних потенціалів;
- 2) процеси, пов'язані з перенесенням іонів (без зміни їх зарядів) і з утворенням біоелектричних потенціалів.

Біоелектричні потенціали – електричні потенціали, які виникають у живих клітинах і тканинах. Вони є показниками біоелектричної активності, яка визначає різницю електричних потенціалів між двома точками живої тканини.

Основними типами біоелектричних потенціалів є:

- мембранний потенціал (потенціал спокою),
- потенціал дії,
- постсинаптичні потенціали,
- інші види біоелектричних потенціалів різних органів і тканин (рецепторні, секреторні, потенціали серця, головного мозку та ін.)

Мембранний потенціал реєструється між зовнішньою і внутрішньою сторонами мембрани живої клітини. Його наявність обумовлена нерівномірним розподілом іонів (в першу чергу іонів натрію і калію) між внутрішнім вмістом клітини (її цитоплазмою) і середовищем, що оточує клітину. При ушкодженні клітини порушується напівпроникність її мембрани, та виникає **дифузійний потенціал**, який ще називається «**потенціалом пошкодження**». Величина його може досягати 30-40 мВ, «**потенціал пошкодження**» є стійким приблизно впродовж однієї години.

При зменшенні потенціалу спокою до певного критичного значення (поріг збудження) виникає короткочасне коливання, що має назву **потенціалу дії**.

На практиці широко використовується метод аналізу, що ґрунтується на вимірі ЕРС і називається **потенціометрією**.

Переваги потенціометричного методу: 1) можливість визначення різноманітних фізико-хімічних характеристик; 2) висока точність виміру ЕРС; 3) відносна простота устаткування.

Існує два види потенціометричних вимірів: **пряма потенціометрія** та **потенціометричне титрування**.



Пряма потенціометрія визначає активність розчинів, що містяться іонів, всі розрахунки засновані на рівнянні Нернста.

При потенціометричному титруванні визначається загальний вміст електроліту в розчині, незалежно від того, знаходиться він у вигляді іонів або у вигляді сполук.

Для будь-якого потенціометричного визначення необхідно скласти гальванічний елемент, що містить індикаторний електрод, оборотний до досліджуваних іонів, та електрод порівняння.

До індикаторного електрода в прямій потенціометрії пред'являється ряд вимог: строга оборотність до іонів, висока селективність, стійке і відтворюване значення потенціалу, простота у використанні і доступність. Електрод порівняння повинен мати стійкий та відтворюваний потенціал. Найчастіше електродами порівняння служать електроди другого роду.

При потенціометричному титруванні індикаторний електрод повинен давати закономірну зміну потенціалу зі зміною концентрації іонів, що визначаються, для того, щоб забезпечити надійне визначення точки еквівалентності.

Потенціометричне титрування дозволяє вирішувати як аналітичні завдання – визначення концентрації, так і фізико-хімічні – визначення добутку розчинності, констант стійкості, констант дисоціації.



4. Підбиття підсумків:

– Питання для самостійного опрацювання:

4. Електрична провідність розчинів електролітів.
5. Питома електрична провідність. Зачежність її від різних чинників.
6. Молярна електрична провідність, залежність її від розведення для сильних і слабких електролітів.
7. Закон Кольрауша.
8. Кондуктометрия як метод дослідження.
9. Кондуктометричне титрування, його застосування у фарманалізі.

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр.. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред.. проф.. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім.. В. Каразіна, 2012. –500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.

16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.

17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 14

Тема: Кисотно-основна рівновага. Буферні розчини. Механізм дії. Рівняння Гендерсона-Гассельбаха.

Мета: розраховувати рН буферних систем; пояснити механізм дії буферних систем та їх роль у підтримці кислотно-основної рівноваги у біосистемах, та дотримання постійності рН у фармацевтичних дослідженнях.

Основні поняття: кислотно-основна рівновага, буферний розчин, константа рівноваги, слабкий електроліт, сильгий електроліт, кислотність середовища, рН.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

1. Хімічна рівновага. Зсув хімічної рівноваги.
2. Кислоти, основи, амфоліти.
3. Теорія кислот і основ Бренстеда-Лоурі.
4. Закон розведення Оствальда.

3. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Кислотно-основна рівновага.
2. рН Біологічних рідин.
3. Буферні розчини, механізм буферної дії.
4. рН Буферних розчинів. Розрахунок рН кислотних і основних буферних розчинів.

5. Буферні системи організму людини. Буферні системи крові.

Основний етап заняття

Відповідно до теорії Арреніуса, **кислота** - це електроліт, що дисоціює з утворенням іонів водню, а **основа** - електроліт, що дисоціює з утворенням іонів гідроксиду.

Ці визначення добре відбивають кислотно-основні властивості електролітів у водних розчинах. Для неводних розчинів вони непридатні.

Загальніше визначення кислот та основ запропонував Г. Льюїс (США), припустивши, що кислотно-основні властивості не обов'язково супроводжуються переносом протона. Згідно з його уявленнями, **кислота** – (кислота Льюїса) – частинка-акцептор електронної пари, а **основа** (основа Льюїса) – частинка-донор електронної пари. У результаті їх взаємодії утворюються солі:

Згідно з теорії Берстеда-Лоурі

кислотою називається будь-яка речовина, молекулярні частинки якого (в тому числі іони) здатні віддавати протон, тобто бути донором протонів;

основою називають речовину, молекулярні частинки якого (в тому числі і іони) здатні приєднувати протони, тобто бути акцептором протонів.

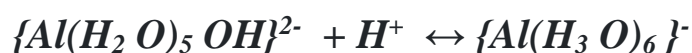
Кислотність і основність органічних сполук — це відносні властивості, і речовина, яка здатна бути, наприклад, кислот стає нею лише при наявності в системі основи або навпаки. Кислоти та основи завжди існують у вигляді спряжених кислотно-основних пар.

Кислотно-основно взаємодія відбувається внаслідок переносу протона від кислоти до основ: $HA + B \leftrightarrow HB^+ + A^-$

Кислота HA , що віддала протон, перетворюється в основу A^- , яка є спряженою основою цієї кислоти. Основа B , що приєднала протон перетворюється в кислоту HB^+ , що є спряженою кислотою цієї основи.

Протонна основа — це спряжена кислота цієї основи.

Основи — речовини акцептори протонів.



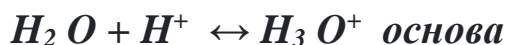
Кислота, яка має заряд менший на +1, — це спряжена основа цієї кислоти. Речовини донори протонів, це молекули, катіони, аніони:

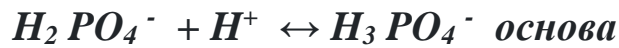


Протолітична теорія заснована на особливостях іона водню H^+ . Протон єдиний катіон, який має радіус 10-13 см (середній атомний радіус 10-8 см), тобто він на п'ять порядків менше інших іонів. Він позбавлений електронної оболонки. Не має жодного електрона. Він дуже рухливий.

Протоліти — компоненти протолітична пари (кислота-основа).

Амфипротонні протоліти — сполуки мають як протонодонорні так і протоноакцепторні властивості:





Протолиз — процес перенесення Н +

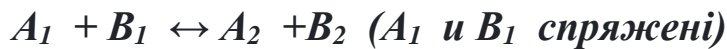
Розчинник, що має основні властивості, називається **протофільним**.

Розчинник, що має кислотні властивості, називається **протогенним**

Зокрема, для води: $[H_2O + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-]$ - **автопротолиз**

Цінність цієї терії в тому, що справедливо і для неводневих середовищ.

- Взаємодія кислоти з основою не призводить до нейтралізації, а призводить до утворення нової кислоти і нової основи:



- сполуки з кислотними властивостями можуть втрачати протон тільки в присутності сполук, які мають більшу спорідненість до протону. Відщеплення протона відбувається не спонтанно, а під дією іншого протоліта або розчинника.

У цілому для характеристики кислотності водних середовищ прийнято використовувати логарифмічну величину pH :

$$pH = -\lg [H^+], \text{ відповідно } pOH = -\lg [OH^-].$$

Отже, pH – це негативний десятковий логарифм концентрації H^+ . Величини pH і pOH називають, відповідно, водневим і гідроксильним показником. Після логарифмування рівняння іонного добутку води для температури 298 К маємо:

$$pH + pOH = 14$$

Шкала pH



Постійність рН систем організму є запорукою його нормальної життєдіяльності. У багатьох випадках контроль кислотно-основної рівноваги (КОР) дає можливість виявити різні патології та правильно встановити діагноз.

Збільшення (**алкалоз**) або зменшення (**ацидоз**) величини рН свідчить про патологічні процеси. Наприклад, ацидоз спостерігається при цукровому діабеті, ішемічній хворобі серця, інфаркті міокарду.

Таким чином, постійність рН рідких середовищ організму – запорука його нормальної життєдіяльності. Вода і продукти її дисоціації – іони гідрогену та гідроксильні іони – є необхідними чинниками, що визначають структуру та біологічні властивості білків, нуклеїнових кислот та інших клітинних компонентів.

Розчини, що зберігають постійне значення рН при додаванні невеликих кількостей сильних кислот або лугів, а також при розбавленні, називаються протолітичними буферними системами.

Здатність деяких розчинів зберігати незмінною концентрацію іонів гідрогену має назву буферна дія, яка є основним механізмом протолітичного гомеостазу.

Буферні розчини – це двохкомпонентні суміші, що складаються із слабого та сильного електроліту, та мають загальний йон.

Класифікація буферних систем

I. За хімічним складом:

1. **Кислотні.** Складаються із слабкої кислоти та солі цієї кислоти. Наприклад, ацетатна буферна система ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$), гідрокарбонатна буферна система ($\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$).

2. **Основні.** Складаються із слабкої основи та її солі. Наприклад, амоніачна буферна система ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$).

3. **Сольові.** Складаються з кислоти і середньої солі або двох кислих солей. Наприклад, фосфатна буферна система ($\text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{HPO}_4$).

4. **Амінокислотні та білкові.** Особливий “підклас” буферних систем, які утворені з іонів і молекул амфолітів, – амінокислотні та білкові буферні системи.

II. Буферні системи організму:

1. Мінеральні:

Карбонатна або гідрокарбонатна – $\text{H}_2\text{CO}_3 / (\text{K})\text{NaHCO}_3$

Фосфатна – $(\text{K})\text{NaH}_2\text{PO}_4 / (\text{K}_2)\text{Na}_2\text{HPO}_4$

2. Органічні:

Білкова – $\text{PrCOOH} / \text{PrCOONa}$

Гемоглобінова – Hb / KHb

Оскигемоглобінова – $\text{HbO}_2 / \text{KHbO}_2$

Амінокислотні – $\text{NH}_2\text{-CH(R)-COOH}$

Механізм дії буферних систем

1. Розбавлення. При розбавленні водою концентрації кислоти і солі зменшуються в одне і те ж число разів, але співвідношення $\lg C_{\text{солі}} / C_{\text{кислоти}}$ не змінюється, тому рН буферного розчину практично не змінюється. Крім того, $\text{p}K_{\text{кислоти}}$ або $\text{p}K_{\text{основи}}$ не залежить від розбавлення.

2. Додавання кислот та основ

❖ При додаванні в кислотний буфер невеликої кількості сильної кислоти іони H^+ (що утворюються при її дисоціації) зв'язуються з аніонами, що містяться у надлишку, з утворенням слабодисоційованих молекул слабкої кислоти. рН буферного розчину зменшиться, але незначно.

❖ У результаті сильна основа, яка додається замінюється еквівалентною кількістю слабкої зв'язаної основи, яка у меншій мірі

впливає на реакцію середовища. рН буферного розчину збільшується, але незначно.

❖ буферна дія розчинів незалежно від їх складу обумовлена взаємодією внесених до них іонів H^+ або OH^- з відповідним компонентом буфера. В результаті цього відбувається їх асоціація у розчині за рахунок утворення слабодисоційованного продукту реакції, тобто переведення у потенційну кислотність або основність.

❖ Внаслідок цього активна кислотність самої буферної системи істотно не змінюється і залишається на первинному рівні.

Для розрахунку рН буферних систем застосовують **рівняння Гендерсона-Гассельбаха**

$$pH = pK_{к-ти} - \lg \frac{C_{кислоти}}{C_{сіль}}$$

або

$$pH = pK_{к-ти} + \lg \frac{C_{сіль}}{C_{кислоти}}$$

На практиці зазвичай користуються готовими таблицями, в яких вказано, в якому співвідношенні мають бути узяті компоненти для здобуття буферного розчину з необхідним значенням рН.

Змінюючи концентрацію якого-небудь компонента, можна змістити значення рН в ту або іншу сторону для досягнення потрібного значення.

4. Підбиття підсумків:

Завдання для самостійного рішення

1. Записати механізм дії карбонатної буферної системи. Привести усі рівняння у молекулярній, іонній і скороченій іонно-молекулярній формах.

2. Записати механізм дії оксигемоглобінової буферної системи. Привести усі рівняння у молекулярній, іонній і скороченій іонно-молекулярній формах.

3. Записати механізм дії фосфатної буферної системи. Привести усі рівняння у молекулярній, іонній і скороченій іонно-молекулярній формах.

4. Вивести рівняння рН для оксигемоглобінової буферної системи.

5. Вивести рівняння рН для карбонатної буферної системи.

6. Вивести рівняння рН для фосфатної буферної системи.

7. Вивести рівняння рН для амоніачної буферної системи.

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович

– Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.

6. Фізична та колоїдна хімія: підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.: Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.: Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія: теорії і задачі: Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. – 292 с.
9. Фізична хімія: теорія і задачі: Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. – 415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія: Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. – Львів: Вид. Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред. проф. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х: ХНУ ім. В. Каразіна, 2012. – 500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248 с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.: Каравела, 2017. – 310 с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.: Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне: НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./ В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. – 200 с.

Практичне заняття № 15

Тема: Буферна ємність. Визначення буферної ємності фосфатного буферу.

Мета: вміти пояснювати механізм дії буферних систем та їх роль у

підтримці кислотно-основної рівноваги у біосистемах.
Визначати буферну ємність розчинів за кислотою та за лугом.

Основні поняття: буферна ємність, буферні системи, буферна ємність за кислотою, буферна ємність за основою.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

1. Застосовувати теорію кислот та основ; формули, назви та властивості кислот і основ.
2. Володіти поняттями кислотність і основність.
3. Визначення поняття буферна система, її хімічний складу.

Буферна дія.

4. Основні типи буферних систем. Класифікація.
5. Механізм дії буферних систем.
6. Чинники, від яких залежить рН буферних систем.
7. Формули для розрахунку рН буферних систем.
8. Вплив розбавлення буферних систем на значення рН.

2. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Буферні системи, їх хімічний склад. Буферна дія.
2. Вплив розбавлення буферних систем на рН і буферна ємність.
3. Кількісна характеристика буферних систем. Буферна ємність і чинники, від яких вона залежить.
4. Буферні системи організму. Їх склад і механізм дії.
5. Буферні системи крові. Буферна дія білків.
6. Регуляція рН крові.
7. Поняття про кислотно-основний стан крові.

8. Лабораторна робота «Визначення буферної ємності фосфатного буферу»

Основний етап заняття

Кількісною характеристикою кислотно-основних буферних розчинів є їх *буферна ємність*, під якою розуміють *кількість молей сильної кислоти або сильної основи, яку необхідно додати до 1 дм³ буферного розчину, щоб змінити його рН на одиницю.*

$$V_{\text{кисл.}} = \frac{C_{\text{H}}(\text{HA}) \cdot V(\text{HA})}{|\text{pH} - \text{pH}_0| \cdot V(\text{б.р.})}, \quad V_{\text{осн.}} = \frac{C_{\text{H}}(\text{B}) \cdot V(\text{B})}{|\text{pH} - \text{pH}_0| \cdot V(\text{б.р.})},$$

де $V(\text{HA})$, $V(\text{B})$ – об'єми доданих кислоти або лугу, л; $C_{\text{H}}(\text{HA})$, $C_{\text{H}}(\text{B})$ – молярні концентрації еквіваленту, відповідно, кислоти або лугу, моль/л; $V(\text{б.р.})$ – об'єм вихідного буферного розчину, л; pH_0 , pH – значення рН буферного розчину до та після додавання кислоти або лугу; $|\text{pH} - \text{pH}_0|$ – різниця рН за модулем;

Буферна ємність по відношенню до кислоти ($V_{\text{к-ти}}$) визначається концентрацією (кількістю еквівалентів) компоненту з основними властивостями.

Величина буферної ємності залежить від:

- концентрацій компонентів буферної системи;
- співвідношення концентрацій компонентів.

Буферна ємність зростає при підвищенні концентрацій компонентів буферних розчинів і досягає максимуму при їх рівності.

Чим більш концентрованим є буферний розчин, тим вище його буферна ємність, тому що додавання невеликих кількостей сильної кислоти або лугу не викликає істотної зміни концентрацій його компонентів як і їх співвідношення.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА

Визначення буферної ємності фосфатного буферу

В дві колби наливають по 5 мл фосфатного буферу ($\text{pH}_0 = 6,8$), потім в одну колбу додають 1-2 краплі фенолфталеїну і титрують розчином

NaOH з концентрацією 0,1 моль/л до появи слабко-рожевого забарвлення ($pH_1 = 9,4$). В другу колбу додають 1-2 краплі індикатору метилоранжу і титрують розчином HCl з концентрацією 0,1 моль/л до появи золотисто-рожевого забарвлення ($pH_1 = 3,4$). Розрахунок ведуть по формулам:

$$C'(\text{буф}) = V(\text{NaOH}) \cdot C(\text{NaOH}) / V(\text{буф}) ;$$

$$\beta(\text{лугу}) = C'(\text{буф}) / (pH_1 - pH_0)$$

$$C''(\text{буф}) = V(\text{HCl}) \cdot C(\text{HCl}) / V(\text{буф}) ;$$

$$\beta(\text{кислоти}) = C''(\text{буф}) / (pH_0 - pH_1)$$

$C'(\text{буф})$ – концентрація буферу за лугом, $C''(\text{буф})$ – концентрація буферу за кислотою $\beta(\text{лугу})$ – ємність буферу за лугом, $\beta(\text{кислоти})$ – ємність буферу за кислотою.

5. Підбиття підсумків:

Завдання для самостійного рішення

1. Розрахувати рН буферного розчину, який приготовлено з 0,04 л розчину амоній гідроксиду з концентрацією 0,15 моль/л і 0,02 л розчину амоній хлориду з концентрацією 0,25 моль / л; $pK(\text{NH}_4\text{OH})=4,74$.

2. Розрахуйте буферну ємність сироватки крові за кислотою, якщо на титрування 50 мл сироватки для зміни рН від 7,4 до 7,0 було витрачено 10 мл 0,1 н розчину HCl.

5. Як зміниться рН фосфатного буфера, який приготували змішуванням по 100 мл 0,1 розчину калій дигідрогенортофосфату і 0,3М розчину калій гідрогенортофосфату, при додаванні 10 мл 0,2 М розчину калій гідроксиду? $pK_2(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,21$. Відповідь: збільшиться на 0,128.

6. В якій з біологічних рідин: в шлунковому соці ($pH = 1,5 - 2,5$), в кишковому соці ($pH = 7,5 - 8,2$) або у крові ($pH = 7,36$) буде найбільша концентрація HCO_3^- , якщо $pK(H_2CO_3) = 6,1$?

7. Скільки мл $0,2\text{ M}$ розчину натрій карбонату треба додати до $10\text{ мл } 0,3\text{ M}$ розчину натрій гідрокарбонату, щоб отримати розчин з $pH = 10$? $K_{a2} = 4,7 \cdot 10^{-11}$, $pK_{a2} = 10,33$. Відповідь: 7 мл .

8. Розрахувати pH амоніачного буферного розчину, що містить $0,02\text{ M}$ розчину NH_4OH і $0,2\text{ M}$ розчину NH_4Cl . $pK(NH_4OH) = 4,75$.

9. Розрахувати буферну ємність за кислотою, якщо на титрування 10 мл сироватки крові пішло $5\text{ мл } 0,1\text{ моль/л}$ соляної кислоти. При титруванні pH змінився від $7,36$ до $5,0$.

10. Визначити pH буферного розчину, що містить $1,1\text{ M}$ NH_4OH і $1,1\text{ M}$ NH_4Cl .

11. Визначити pH буферного розчину, який отримали при змішуванні $50\text{ мл } 0,1\text{ M}$ розчину калій дигідрогенортофосфату KH_2PO_4 і $25\text{ мл } 0,2\text{ M}$ розчину калію гідрогенортофосфату K_2HPO_4 .

12. Визначте pH буферної суміші, яку приготували зливанням $15\text{ мл } C(CH_3COOH) = 0,5\text{ моль/л}$ з $25\text{ мл } C(CH_3COONa) = 0,2\text{ моль/л}$. Дисоціацію солі вважати повною.

13. У якому співвідношенні потрібно змішати розчин з $C(CH_3COOH) = 0,4\text{ моль/л}$ з розчином натрій ацетату з $C(CH_3COONa) = 0,1\text{ моль/л}$, щоб pH отриманого розчину дорівнював $4,44$? Сіль дисоціює повністю.

14. Скільки мілілітрів розчину з $C(CH_3COOH) = 0,2\text{ моль/л}$ потрібно додати до 50 мл розчину $C(CH_3COONa) = 0,25\text{ моль/л}$, щоб pH отриманого розчину дорівнював 6 ? Дисоціацію солі вважати повною.

15. Скільки мілілітрів розчину $C(NH_4Cl) = 0,5\text{ моль/л}$ потрібно додати до 20 мл розчину $C(NH_4OH) = 0,2\text{ моль/л}$, щоб pH отриманого розчину дорівнював $9,2$? Дисоціацію солі вважати повною.

16. Скільки безводного натрій ацетату потрібно додати до 0,5 л розчину $C(CH_3COOH) = 1$ моль/л, щоб рН розчину став рівним 4? Константа дисоціації оцтової кислоти $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Дисоціацію солі вважати повною.

17. Можливі причини та типи порушень КОС організму.

18. Застосування реакції нейтралізації у фармакотерапії для корекції КОС: лікарські засоби з кислотними та основними властивостями.

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.

8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред. проф. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім. В. Каразіна, 2012. –500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 16

Тема: Поверхневі явища та їх практичне значення.

Мета: Сформувати системні знання про сорбційні процеси. Знайти приклади практичного застосування сорбційних процесів у професійній діяльності та у житті. Оцінювати поверхневі властивості речовин, виходячи з будови їх молекул, вміти пояснювати поведінку поверхнево-активних речовин на різних поверхнях, інтерпретувати

застосування адсорбентів для фізико-хімічних та фармацевтичних цілей.

Основні поняття: поверхневий натяг, поверхнева енергія, адгезія, когезія, поверхнево-активні речовини, поверхнева активність, катіонні та аніонні ПАР.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

- Умови самовільного перебігу процесів
- класифікацію хімічних реакцій за фазовим станом (гомо- і гетерогенні);
- поняття – фаза, дифузія, швидкість, агрегатний стан, поверхня розподілу фаз;

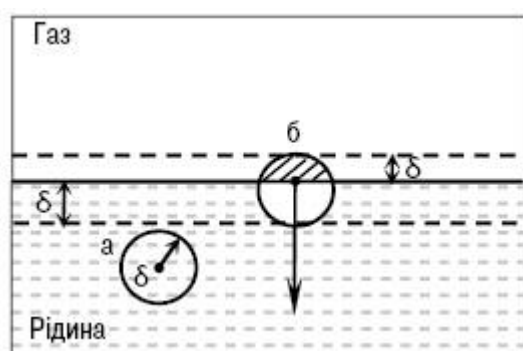
2. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять:

1. Поверхневі явища та їх значення для фармації.
2. Поверхневий натяг розчинів. Рівняння Шишковського.
3. Будова і класифікація ПАР. ППР.ПНР.
4. Адсорбція на поверхні рідин (Р-Г). Теорія Гіббса
5. Поверхнева активність. Правило Дюкло-Траубе.
6. Класифікація поверхневих явищ та значення їх для фармації.
 - а) Когезія. Робота когезії
 - б) Адгезія. Робота адгезії
 - в) Явище змочування. Крайовий кут змочування. Правило вибіркового змочування Ребіндера
7. Розтікання. Коефіцієнт розтікання
8. Межфазний натяг між двома рідинами.

Основний етап заняття

Поверхневі явища – це сукупність явищ, які спостерігаються на межі розділу фаз. До них відносяться поверхневий натяг, адсорбція, змочування, адгезія, когезія та ін.

Поверхневі явища відіграють велику роль у процесах обміну речовин, фармакодинаміці та фармакокінетиці лікарських речовин. Для лікарських форм з високорозвинутою поверхнею (золі, суспензії, емульсії, мазі, пасти, лініменти) вивчення поверхневих явищ необхідно для надання їм стабільності та тривалого терміну зберігання, а також визначає можливість опрацювання раціональних технологій виробництва різних лікарських форм та умов їх застосування. Також Поверхневі явища визначають біодоступність лікарських форм, а відтак, обумовлюють їх терапевтичний ефект.



Поверхневий натяг є результатом існування внутрішнього тиску – сили, яка втягує поверхневі молекули всередину рідини і спрямована перпендикулярно до поверхні.

Для збільшення площі поверхні рідини необхідно здійснити роботу проти сил внутрішнього тиску. У зворотньому ізотермічному процесі робота, необхідна для створення одиниці поверхні, дорівнює питомій вільній енергії поверхні:

$$-dW = \Delta G = \sigma \cdot dS, \text{ де } \sigma - \text{поверхневий натяг.}$$

За фізичним змістом визначення σ – це максимальна ізотермічна робота утворення одиниці поверхні $[\sigma] = \text{Дж/м}^2$.

Силowe визначення σ – це сила, яка діє у напрямку дотичної, проведеної до поверхні розділу фаз, і намагається зменшити площу поверхні до найменших розмірів при даному об'ємі $[\sigma] = \text{Н/м}$.

Відмінності в енергетичному стані всіх молекул поверхневого шару характеризуються **вільної поверхневою енергією** (поверхневою енергією Гіббса) G_s .

Відношення надлишку вільної поверхневої енергії Гіббса до одиниці площі розподілу фаз називають **поверхневим натягом**:

$$\sigma = \frac{G_s}{S}$$

Він дорівнює **роботі**, необхідної для створення одиниці площі поверхні розподілу. Розмірність σ – $[\text{Дж/м}^2]$ або $[\text{Н/м}]$.

Для чистої рідини при певній температурі поверхневий натяг - константа, яка наводиться в довідниках.

Поверхневий натяг рідин на межі з повітрям (298 К)

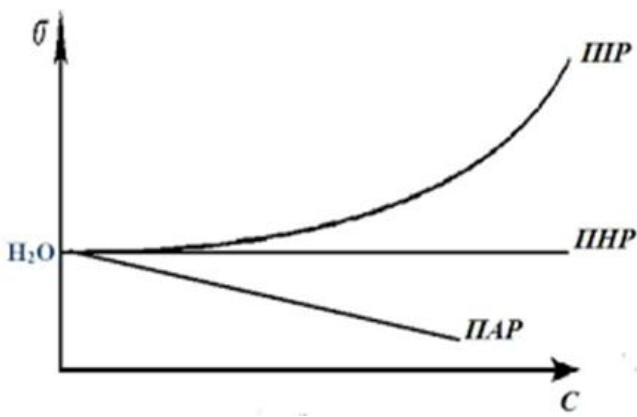
Рідина	σ, Н/м	Рідина	σ, Н/м
Вода	0,0728	Гліцерол	0,0647
Сироватка крові людини	0,0460	Етанол	0,0223
Плазма крові	0,0454	Ртуть	0,4720
Оцтова кислота	0,0276	Оливкова олія	0,0330

При встановленні *рівноваги* вільна поверхнева енергія прагне до мінімуму: $G_s \rightarrow \min$.

Самовільне зменшення вільної поверхневої енергії ΔG_s може відбуватися:

- при зменшенні площі поверхні;
- при зменшенні поверхневого натягу;
- при одночасному зменшенні обох величин.

Усі речовини за впливом на поверхневий натяг розчинника для поверхні розділу водний розчин–повітря поділяють на:

<p>поверхнево-активні (ПАР); поверхнево-неактивні (ПНР); поверхнево-індиферентні (інактивні) (ПІндр).</p> <p>Залежність поверхневого натягу розчину від його концентрації за постійною температурою (рис. 1) називається ізотермою поверхневого натягу.</p>	 <p>The graph plots surface tension (σ) on the vertical axis against concentration (c) on the horizontal axis. A horizontal line labeled 'ПІНдр' represents indifferent substances. A curve labeled 'ПНР' shows surface tension slightly increasing with concentration. A curve labeled 'ПАР' shows surface tension decreasing as concentration increases. The starting point on the y-axis is labeled 'H₂O'.</p>
--	--

Залежність поверхневого натягу від концентрації ПАР виражається емпіричним рівнянням Шишковського:

$$\sigma^0 - \sigma = a \cdot \ln(1 + b \cdot c),$$

де a, b – константи рівняння Шишковського. a – коефіцієнт, який характеризує конкретний гомологічний ряд, b – питома капілярна стала, яка залежить від природи розчиненої речовини.

ПАР нагромаджуються у поверхневому шарі, а відтак знижують поверхневий натяг води. Частіше це органічні сполуки: спирти, карбонові кислоти аліфатичного

ряду та їх солі (мила), естери, аміни, білки та ін. Наприклад: R–OH, R–COH, R–COOH, R–NH₂, R–SO₃H та ін.

Характерні особливості ПАР: дифільність молекули; σ менше, ніж σ^0 води; погана розчинність у воді.

ПР – поверхнево-інактивні речовини - речовини, що збільшують поверхневий натяг розчинника. Неорганічні кислоти, основи, солі, а також такі органічні сполуки, як гліцин.

ПНР – поверхнево-неактивні речовини - речовини, що не змінюють поверхневий натяг розчинника. Сахароза і ряд інших речовин.

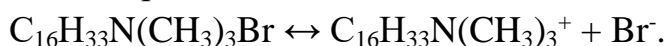
Будова і класифікація ПАР

Здатність речовини знижувати поверхневий натяг розчинника обумовлюється наявністю в її молекулі неполярної (гідрофобної) вуглеводневої частини («хвіст») і полярної гідрофільної групи («голова»). Такі речовини називаються дифільними. Дифільні молекули ПАР позначаються загально прийнятим символом —**o**, де коло – полярна група, а риска – неполярний радикал.

Молекули ПАР концентруються у поверхневому шарі рідини таким чином, що полярні групи молекул розташовуються у водній фазі, а гідрофобні – у повітряній. Оскільки ПАР знижують поверхневий натяг води, вони володіють сильними миючими властивостями (детергенти).

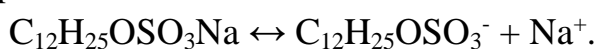
Класифікація ПАР в залежності від будови полярної частини:

1) **Катіонні ПАР** – дисоціюють у воді з утворенням поверхнево-активного катіона. Наприклад:



До них відносять солі аліфатичних або ароматичних первинних, вторинних і третинних амінів, амонієвих основ. Багато з них застосовуються у медицині як антимікробні препарати (наприклад, декаметоксин). В силу свого позитивного заряду катіонні тензиди притягуються до негативно зарядженого волосся і роговим чешуйкам епідермісу, прискорюючи їх змочування; фіксують на їх поверхні лікувальні компоненти, що містяться в косметичному препараті і надають брадікіназну дію (усувають подразнення, свербіж, печіння, набряклість).

Аніонні ПАР – дисоціюють у воді з утворенням поверхнево-активного аніона. Наприклад:



До них відносять мила, солі жовчних кислот, алкіл- та арілсульфати. Вони складають основу всіх миючих засобів (пральних порошків, шампунів, мил і т. д.). Аніонні сполуки (ацетилпептиди, лауріл- і лауретсульфат натрію, калію, магнію або

амонію) краще за всіх інших груп ПАР видаляють бруд з контактних поверхонь. Тому без них не обходиться жодний дієвий очищуючий засіб.

3) **Амфотерні ПАР** – це алкіламінокислоти RNH_2COOH , сульфобетайни та ін. В залежності від рН виявляють аніоно- або катіоноактивні властивості. *Захищають шкіру і волосся від сухості і роздратування, реставрують роговий шар епідермісу і кератин волосся.*

4) **Неіоногенні ПАР** не дисоціюють у воді на іони. До них відносять оксіетілоровані спирти і жирні кислоти, що використовуються в фармації та косметології.

Дифільність – це наявність в одній молекулі одночасно полярної групи і неполярного вуглеводневого або ароматичного радикалу. Полярна група добре гідратується і обумовлює спорідненість ПАР до води. Гідрофобний радикал є причиною низької розчинності ПАР у воді. Гідрофільна група ($-\text{COOH}$, $-\text{NH}_2$, $-\text{SO}_3\text{H}$, $-\text{OH}$)

ПІР знаходяться у глибині фази розчину і, взаємодіючи з розчинником, дещо підвищують поверхневий натяг розчину. Наприклад: усі неорганічні електроліти – кислоти, основи, солі, а також, як виключення, деякі органічні (форміатна або аміноацетатна кислоти).

Характерні особливості ПНАР:

- відсутність дифільності;
- добра розчинність у воді;
- σ більше, ніж σ^0 води.

ПІндр – рівномірно розподіляються між поверхневим шаром і об'ємом розчину і не впливають на поверхневий натяг води або іншого розчинника. Наприклад: цукри майже не змінюють поверхневий натяг води (галактоза, глюкоза, фруктоза, мальтоза, лактоза та ін.).

Адсорбція - це зміна концентрації компонентів в поверхневому шарі в порівнянні з об'ємною фазою.

Якщо при цьому поверхневий натяг зменшується, то адсорбція позитивна.

Гіббс запропонував рівняння, що зв'язує величину адсорбції Γ з концентрацією ПАР і поверхневий натяг розчину:

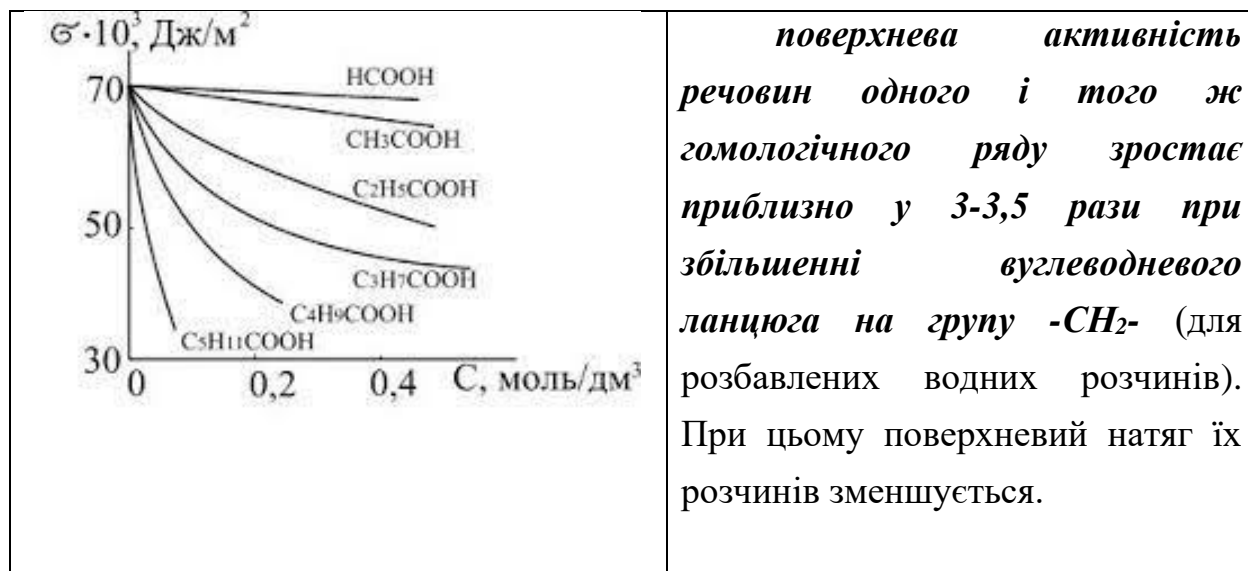
$$\Gamma = -\frac{C}{RT} \cdot \frac{\Delta\sigma}{\Delta C} = -\frac{C}{RT} \cdot \frac{(\sigma_2 - \sigma_1)}{(C_2 - C_1)}$$

де $\Delta\sigma/\Delta C$ – **поверхнева активність**.

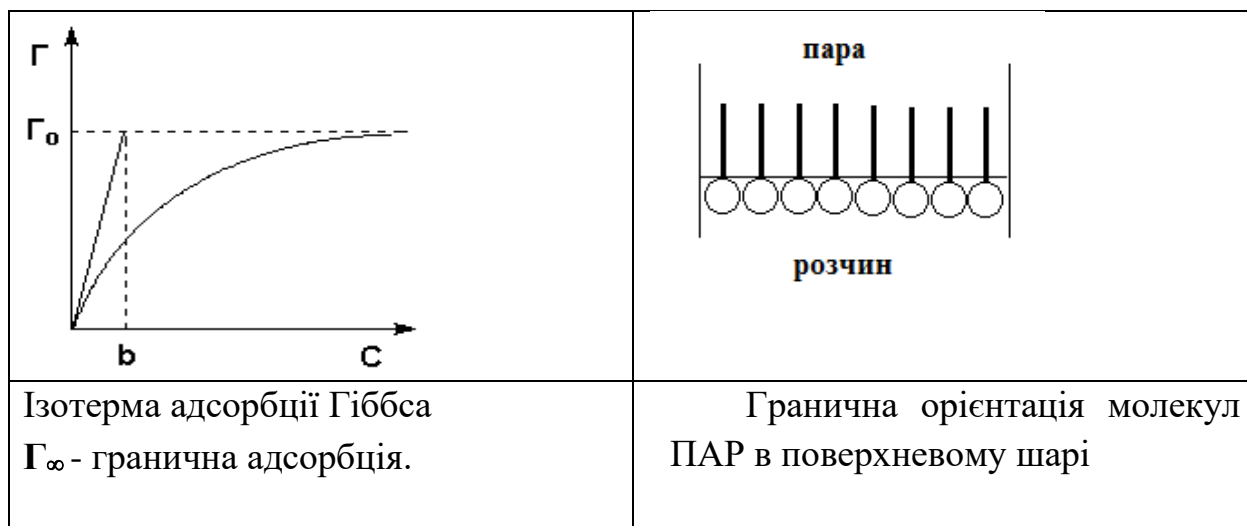
ПОВЕРХНЕВА АКТИВНІСТЬ. ПРАВИЛО ДЮКЛО-ТРАУБЕ

Поверхнева активність є мірою здатності речовини знижувати поверхневий натяг на межі розділу фаз. Абсолютне значення та її знак залежать від природи речовини і розчинника.

Поверхнева активність дифільних молекул залежить від довжини вуглеводневого радикала.



Адсорбція (Γ) залежить від величини поверхневої активності і концентрації речовини C .



Когезія. Робота когезії

Як відомо, в гетерогенних системах розрізняють міжмолекулярну взаємодію всередині фази і між фазами

Взаємодія атомів і молекул всередині окремої фази називають *когезією* (від лат. cohaesio – зчеплення).

Когезійні сили іноді називають силами атракції (притягання). Очевидно, що робота когезії прямо пропорційна енергії утворення двох поверхонь:

$$Wk = 2\sigma.$$

Адгезія. Робота адгезії

Взаємодію між фазами або приведеними в контакт поверхнями конденсованих тіл різної природи називають адгезією (від лат. adhaesio – прилипання).

Адгезія забезпечує певне міцне з'єднання між двома тілами завдяки фізичним або хімічним міжмолекулярним силам.

Робота адгезії W_a характеризує міцність адгезійного контакту і визначається роботою зворотного розриву цього контакту, віднесеною до одиниці площі, і вимірюється в тих же одиницях, що й поверхневий натяг, – Дж/м².

Робота адгезії, тобто робота, необхідна для розділення одиниці поверхні однієї рідини від другої, буде дорівнювати

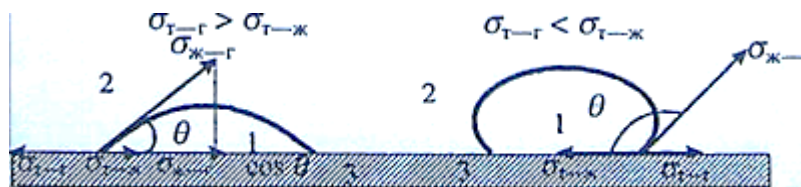
$$W_a = \sigma_{1,2} + \sigma_{2,3} - \sigma_{1,3}$$

Це рівняння називають *рівнянням Дюпре*. Воно визначає роботу адгезії W_a , яка характеризує взаємодію фаз (W_a віднесена до одиниці площі).

Змочування – це сукупність явищ, які відбуваються на межі трьох фаз. Мірою змочування є рівноважний кут, який нанесена краплина утворює з твердою поверхнею. (θ).

Тому для визначення рівноважної роботи адгезії рідини застосовують рівняння Дюпре–Юнга, яке дає розрахунок роботи адгезії W_a за експериментально визначеним крайовим кутом змочування θ :

$$W_a = \sigma_{pz} (1 + \cos \theta)$$



Змочування та крайовий кут: 1 – рідина; 2 – газ; 3 – тверде тіло.

П. А. Ребіндер для таких випадків запропонував запровадити поняття *вибіркового змочування*. Про рідину, яка краще змочує тверду поверхню, говорять, що вона виявляє вибіркове змочування. Якщо вода вибірково змочує тверду поверхню ($\theta < 90^\circ$, $B > 0$), то останню називають *гідрофільною (олеофобною)*.

Речовини з гідрофільними поверхнями: кварц, целюлоза, силікат, гіпс, скло та ін.

Якщо ж тверде тіло краще змочується неполярним вуглеводнем, а для води $\theta < 90^\circ$ і $B < 0$, то його поверхня називається *гідрофобною (олеофільною)*. Речовини з гідрофобними поверхнями: графіт, вугілля, тальк, сірка, парафін, сульфід важких металів та ін.

Теплота змочування може служити критерієм змочування в тих випадках, коли неможливо експериментально визначити θ , наприклад, при змочуванні рідиною порошків.

Це має велике значення для медицини, технології ліків та інших галузей науки та виробництва. для гідрофільної поверхні $\beta > 1$, для гідрофобної $-\beta < 1$.

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ. вищ. фарм. навч. закл. (фармац. ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Мирович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл. / А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія: підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.: Університет «Україна», 2020. – 530 с.

7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр.. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред.. проф.. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім.. В. Каразіна, 2012. –500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 17

Тема: Сорбційні процеси та їх теоретичне обґрунтування. Адсорбція на межі поділу рідина-газ. ПАР. Поверхнева активність.

Мета: Сформувати системні знання про сорбційні процеси. Знайти приклади практичного застосування сорбційних процесів у професійній діяльності та у житті. Оцінювати поверхневі властивості речовин,

виходячи з будови їх молекул, вміти пояснювати поведінку поверхнево-активних речовин на різних поверхнях, інтерпретувати застосування адсорбентів для фізико-хімічних та фармацевтичних цілей.

Основні поняття: поверхневий натяг, поверхнева енергія, адгезія, когезія, поверхнево-активні речовини, поверхнева активність, катіонні та аніонні ПАВ.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. **Організаційні заходи** (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. **Контроль опорного рівня знань**

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

- Термодинамічні параметри і функції стану системи.
- II- й закон термодинаміки.
- Ізобарно-ізотермічний та ізохорно-ізотермічний потенціали.
- Фазові рівноваги. Термодинаміка фазової рівноваги.

3. **Вимоги до теоретичної готовності** здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять:

1. Адсорбція. Гібсовська адсорбція.
2. Зв'язок адсорбції з параметрами системи.
3. Рівняння Фрейндліха для розрахунку значень адсорбції газів та рідин
4. Виконання лабораторної роботи:

Сорбція - це здатність одної речовини поглинати інше.

З усіх наведених явищ адсорбція найпоширеніша у природі, вона грає значної ролі у процесах життєдіяльності рослинних і тваринних організмів людини. Велике значення ***адсорбція*** має для колоїдної хімії, гетерогенної каталізу, у фармації, тому зупинимося докладніше на розгляді явища адсорбції.

Адсорбцією називається процес самовільної зміни концентрації компонента в поверхневому шарі, проти об'єма фази.

Речовина, на поверхні якої відбувається адсорбція, називають **адсорбентом**. Речовина, концентрація якого змінюється у поверхневому шарі **адсорбтивом** (иноді **адсорбатом**).

Кількість адсорбованої речовини визначають експериментально, знаходячи тиск або концентрацію адсорбтиву до і після адсорбції.

Часто кількість речовини, адсорбоване твердим тілом, визначають ваговим методом зміни адсорбенту

Адсорбція на межі Т-Р. Емпірична теорія Фрейндліха

Г. Фрейндліх показав, що при постійній температурі число молей адсорбованого газу або розчиненої речовини, яке припадає на одиницю маси адсорбенту (питома адсорбція x/m), пропорційно рівноважному тиску (для газу) або рівноважній концентрації (для речовин, адсорбованих з розчину) адсорбенту і зведеним у деяку ступінь, яка завжди менше одиниці:

$$A = \frac{x}{m} = kp^{1/n},$$

де x – кількість адсорбованої речовини; m – маса адсорбента; p – рівноважний тиск газів у системі; k і $\frac{1}{n}$ – константи.

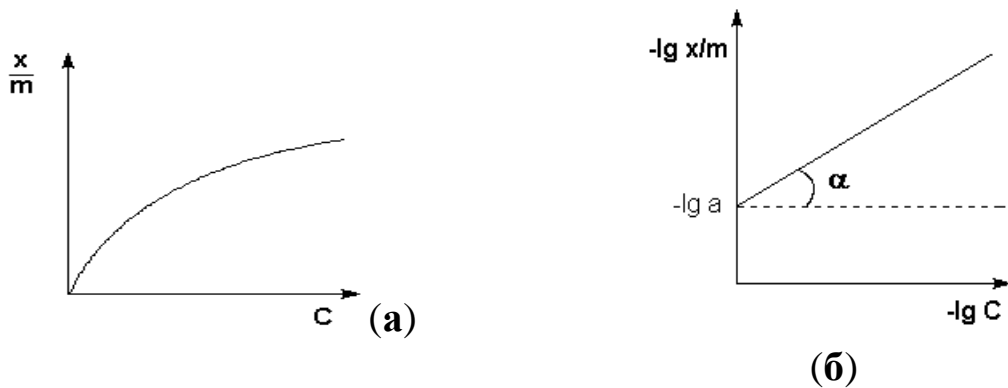
Для адсорбції з розчину на твердому адсорбенті рівняння Фрейндліха має вигляд:

$$A = \frac{x}{m} = kc^{1/n},$$

де c – рівноважна концентрація розчину.

Емпіричні постійні k і $1/n$ можна визначити графічно. Логарифмуючи рівняння Фрейндліха, отримуємо рівняння прямої лінії:

$$\lg A = \lg k + 1/n \cdot \lg c_p$$



Ізотерма адсорбції Фрейндліха у звичайних (а) і логарифмічних (б) координатах

Сорбція газів твердими тілами грає велику роль у процесах газообміну організму з навколишнім середовищем. Сорбція газів і парів на твердих поверхнях використовується у системах автономної очистки повітря.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА: ВИВЧЕННЯ АДСОРБЦІЇ ОЦТОВОЇ КИСЛОТИ АКТИВОВАНИМ ВУГІЛЛЯМ

Мета роботи. Побудова ізотерми адсорбції оцтової кислоти активованим вугіллям та розрахунок констант рівняння Фрейндліха. **Методика виконання роботи.** У разі адсорбції з розчинів на тверді поверхні рівняння Фрейндліха має вигляд

$$\alpha = \beta C_p^{1/n}, \quad (1)$$

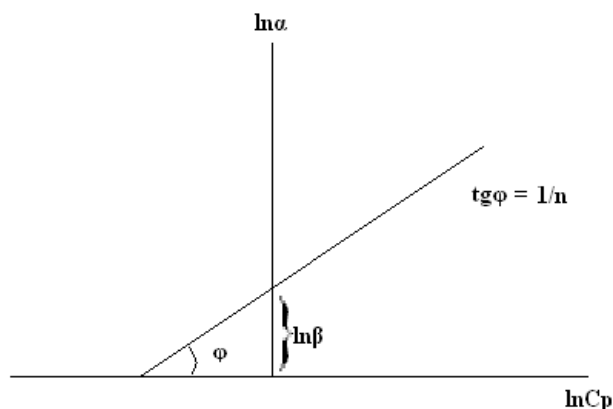
де β та $1/n$ - константи, які залежать від природи адсорбенту та адсорбату;

C_p - рівноважна концентрація адсорбату.

Після логарифмування рівняння (1) має вигляд

$$\ln \alpha = \ln \beta + 1/n C_p \quad (2)$$

Побудова графіка $\ln \alpha = f(C_p)$ дозволяє визначити величини β та $1/n$ (рис. 1)



Порядок проведення роботи. Величину адсорбції у наведеній роботі розраховують як різницю між концентраціями розчинів оцтової кислоти перед і після адсорбції; віднесено до маси адсорбенту. Початкову та рівноважну концентрації визначають для кожного з розчинів титруванням.

У шість кінечних колб за допомогою піпетки або бюретки наливають 0,4 н розчин оцтової кислоти та дистильовану воду (відповідні об'єми вказані у таблиці):

Номер колби	1	2	3	4	5	6
Об'єм 0,4 Н раствора кислоти, мл	3	6	12	1 8	30	55
Об'єм води, мл	9 7	9 4	88	5 7	30	0
Концентрація раствора C_0 , моль/л						

Остання колонка цієї таблиці заповнюється на підставі результатів титрування. Для цього з отриманих розчинів відбирають піпеткою такі об'єми: з колб 1, 2 та 3 по 50 см³, з колби 4 - 25 см³, з колби 5 - 10 см³, з колби 6 - 5 см³. Відібрані проби переносять у чисті кінечні колби та титрують 0, 1 н розчином гідроксиду натрію. Індикатор - фенолфталеїн. У кожному з 6 колб, в яких залишилось по 50 см³ розчинів кислоти, вносять по 1 г активованого вугілля. Наважки вугілля готують, використовуючи технічні терези. Колби закривають пробками та періодично збовтують на

протязі 30-45 хвилин. Для визначення рівноважних концентрацій оцтової кислоти у розчинах їх переливають у шість інших колб, відділяючи активоване вугілля фільтруванням через папірові фільтри. При цьому перших 3-5 мл фільтратів відкидають. З отриманих фільтратів відбирають проби: з колю 1, 2, 3, 4 по 25 см³, з колби 5-10 см³, з колби 6-5 см³. Відібрані проби титрують за наведеною методикою. Розрахунок концентрації розчинів кислоти ведуть за формулою

$$N_k = (N_{NaOH} \cdot V_{NaOH}) V_k$$

Величину адсорбції розраховують за рівнянням

$$\alpha = ((C_0 - C_p) \cdot V) / m,$$

де V - об'єм розчину, у якому проводилась адсорбція, л; m - маса адсорбенту, г.

В нашому випадку це рівняння має вид

$$\alpha = (C_0 - C_p) \cdot 0,05, \text{ моль/г}$$

результати експерименту записують у табл. 2:

Таблиця 2.

C ₀ , Моль/л	C _p , Моль/л	α, моль/г	ln C _p	ln α

За результатами розрахунків будують ізотерму адсорбції та графік залежності ln α от ln C_p и приводять значення сталих β и 1/n рівняння Фрейндліха.

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ. вищ. фарм. навч. закл. (фармац. ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Мironович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр.. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред.. проф.. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім.. В. Каразіна, 2012. –500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.

15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 18

Тема: Адсорбція. Теорії адсорбції. Ознаки хемосорбції.

Мета: Сформувати системні знання про сорбційні процеси. Знайти приклади практичного застосування сорбційних процесів у професійній діяльності та у житті. Оцінювати поверхневі властивості речовин, виходячи з будови їх молекул, вміти пояснювати поведінку біологічно-активних речовин з точки зору поверхневої активності, інтерпретувати застосування адсорбентів для аналітичних і медичних цілей.

Основні поняття: адсорбція, абсорбція, адсорбент, адсорбат, адсорбційна ємність,

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. **Організаційні заходи** (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).
2. **Контроль опорного рівня знань**

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

- класифікацію хімічних реакцій за фазовим станом (гомо- і гетерогенні);
- поняття – фаза, дифузія, швидкість, агрегатний стан, поверхня розподілу фаз;

- фізико-хімічні процеси на межі розподілу фаз;
- розрізняти та знати особливості електролітів і неелектролітів;
загальні поняття до теми – адсорбція, сорбція, сорбент, адсорбат

3. **Вимоги до теоретичної готовності** студентів до виконання практичних занять:

1. Теорія мономолекулярної адсорбції Ленгмюра
2. Рівняння ізотерми адсорбції для поверхневого розділу фазі рідина-тверде тіло.
3. Адсорбційні рівняння для поверхні фази розділу рідких і твердих.
4. Полімолекулярна адсорбція. Теорія БЕТ.

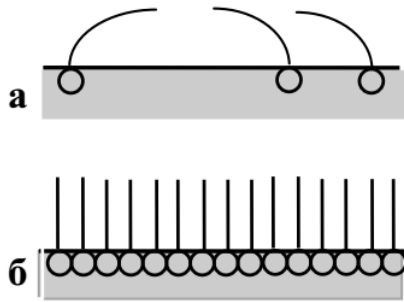
Теорія мономолекулярної адсорбції Ленгмюра.

Ленгмюр узагальнив накопичені експериментальні дані та сформулював основні положення своєї теорії:

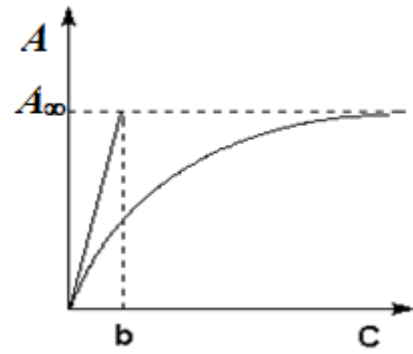
1. Адсорбція є *локалізованою в адсорбційних центрах*, кожен із яких взаємодіє лише з однією молекулою адсорбтиву, у результаті утворюється мономолекулярний шар.
2. Адсорбційні центри є енергетично еквівалентними.
3. Адсорбційні молекули не взаємодіють одна з одною.
4. Адсорбція є оборотним процесом.

Крім того, Ленгмюр вважав, що адсорбція відбувається за рахунок адсорбційних сил, які носять характер ван-дер-ваальсових сил.

При адсорбції полярна група, що володіє більшою спорідненістю з полярною фазою (наприклад, з водою) втягується до неї. У той же час неполярна група виштовхується у неполярну фазу.



Будова мономолекулярного шару за
Ленгмюром



Ізотерма мономолекулярної
адсорбції

Даний шар називається *молекулярним частоколом Ленгмюра*.

Виходячи з наведених вище положень, Ленгмюр вивів загальне рівняння ізотерми локалізованої адсорбції, яке можна використовувати для опису не тільки адсорбції газів, а й розчинених речовин на різних межах розділу, яке називають рівнянням ізотерми мономолекулярної адсорбції Ленгмюра:

$$A = A_{\infty} \frac{Kc}{1 + Kc},$$

Концентрації газів і пар пропорційні парціальним тискам, тому для них ізотерма адсорбції набуває вигляду:

$$A = A_{\infty} \frac{K\rho}{1 + K\rho}.$$

Константи рівняння Ленгмюра мають певний фізичний сенс: A_{∞} (*граничне значення адсорбції*) являє собою кількість адсорбтиву, адсорбоване одиницею маси (або одиницею площі) адсорбенту, що відповідає повному заповненню всіх активних центрів.

Величину A_{∞} ще називають *ємністю адсорбційного моношару*, так як вона дорівнює числу адсорбційних центрів, що припадають на

одиницю площі поверхні або на одиницю маси адсорбенту (згідно з моделлю адсорбції по Ленгмюру).

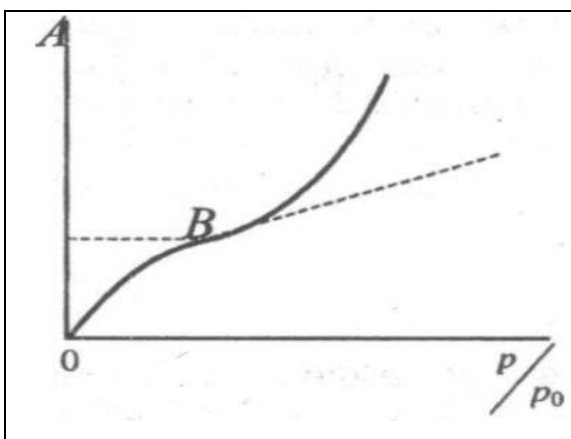
Теорія Ленгмюра справедлива за умови утворення мономолекулярного шару. Ця вимога виконується досить суворо для оборотної хемосорбції, фізичної адсорбції газів при невеликих тисках і температурах вище за критичну (при відсутності конденсації на поверхні адсорбенту), а також при адсорбції з розчинів.

Так, визначивши за даними експерименту граничну адсорбцію A_{∞} і знаючи площу S поперечного перерізу адсорбованої молекули, можна дати оцінку питомої поверхні адсорбенту, каталізатора і т.д.:

$$S_{уд} = A_{\infty} \cdot N_A \cdot S.$$

Теорія полімолекулярної адсорбції БЕТ

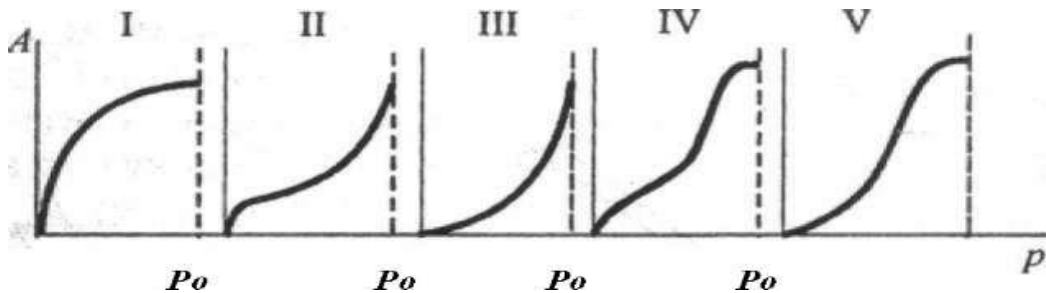
Зв'язування адсорбтиву адсорбентом може продовжуватися і далі, що призводить до появи другого, третього та наступних адсорбційних шарів. Зокрема, таке явище спостерігається, коли гази і пари адсорбуються при температурах нижче критичної. Для подібних випадків експериментальна ізотерма адсорбції має вигляд, представлений на рис.



← S- образна ізотерма полімолекулярної адсорбції (при температурі нижче критичної)

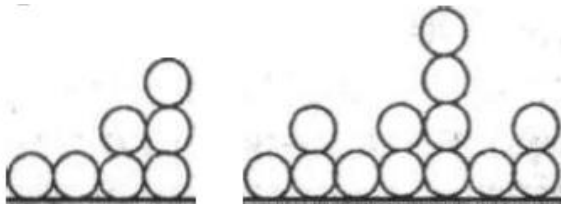
Такий вид ізотерми свідчить про те, що після утворення мономолекулярного адсорбційного шару адсорбція триває.

Типи ізотерм адсорбції



Ці ізотерми описуються теорією полімолекулярної адсорбції БЕТ, названої за початковими літерами прізвищ її авторів (Брунауер, Еммет, Теллер). Вона є спробою дати уніфіковану теорію фізичної адсорбції. Авторами була збережена модель Ленгмюра.

Додатковим припущенням було уявлення про утворення полімолекулярних прошарків. Кожна молекула першого шару може бути адсорбційним центром для молекул, що утворюють другий шар, і т.д. В результаті утворюється адсорбційний шар



Виходячи з цих положень і враховуючи динамічний характер адсорбції (як і Ленгмюр), Брунауер, Еммет і Теллер вивели рівняння ізотерми полімолекулярної адсорбції. $A=f(p)$:

$$A = \frac{A_{\infty} \cdot C \cdot \frac{p}{p_0}}{\left(1 - \frac{p}{p_0}\right) \left[1 + (C - 1) \frac{p}{p_0}\right]} \quad (5)$$

➤ *Практичне значення адсорбції*: очищення розчинів від домішок; освітлення сиропів, настоянок, соків, вин; витяг малих кількостей речовин, розчинених у великих обсягах рідини (технологія рідкісних елементів); адсорбційна хроматографія (технологія вітамінів, пігментів, очищення лікарських речовин, води та ін.).

Питання для самоперевірки

1. Як діють сили міжмолекулярного тяжіння на молекули, що знаходяться у об'ємі рідини та на її поверхні?
2. У яких молекул потенційна енергія вище – у тих, які знаходяться на поверхні розділу або всередині рідкої фази?
3. Що таке вільна поверхнева енергія?
4. Від яких параметрів залежить значення вільної поверхневої енергії?
5. Що відносять до самовільних поверхневих явищ?
6. Що таке поверхневий натяг?
7. Чому поверхневий натяг зменшується з підвищенням температури?
8. Що називається поверхневою активністю?
9. Які речовини називаються поверхнево-активними?
10. Поясніть, що таке дифільні молекули ПАР? Як вони орієнтуються на поверхні розділу фаз?
11. Класифікація ПАР за здатністю до іонізації та за поведінкою в розчині?
12. Правило Дюкло-Траубе.
13. Що таке гідрофільно-ліпофільний баланс?
14. Практичне застосування ПАР.
15. Що називається ізотермою поверхневого натягу?

16. Як пояснюється характер ізотерми поверхневого натягу для розчинів ПАР?
17. Що називається адсорбентом і адсорбатом?
18. Відмінність фізичної та хімічної адсорбції.
19. Чому один з ділянок ізотерми мономолекулярної адсорбції має вигляд горизонтальної прямої?
20. Рівняння Ленгмюра і Фрейндліха.
21. Чим відрізняються ізотерми адсорбції Фрейндліха і Ленгмюра?
22. Як знайти константи у рівнянні Фрейндліха, використовуючи графічний спосіб?

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Мironович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.

5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр.. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред.. проф.. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім.. В. Каразіна, 2012. –500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 19

Тема: Адсорбція на межі розподілу тверде тіло-розчин. Основи адсорбційної терапії.

Мета: _ Навчити здобувачів вищої освіти інтерпретувати фізико-хімічні явища адсорбції у зв'язку з їх біологічною функцією. Сформувати системні знання про явища адсорбції, розуміти закономірності гемосорбції, ентеросорбції, аплікаційну терапію.

Основні поняття: адсорбент, гемосорбція, ентеросорбція, аплікаційна терапія.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

- Особливості адсорбційних процесів на межі розподілу фаз.
- Поверхневі явища. Поверхнева активність.
- Властивості поверхнево-активних речовин.
- Адсорбція на межі Р-Г, Р-Р, Т-Р, Т-Г.
- ПАР, ПІР, ПНР. Орієнтація молекул ПАР у поверхневому шарі.
- Рівняння ізотерми адсорбції Ленгмюра. «Частокіл Ленгмюра».

2. Вимоги до теоретичної готовності студентів до виконання практичних занять

1. Рівняння ізотерми адсорбції для поверхневого розділу фазі рідина-тверде тіло.
2. Ізотерми адсорбції для поверхні розділу рідких і твердих фаз.
3. Теорія полімолекулярної адсорбції Полянї
4. Сорбційні методи еферентної терапії (гемосорбція, плазмосорбція, лімфосорбція, ентеросорбція, аплікаційна терапія).

Основний етап заняття

Явище концентрування газів на твердій поверхні (адсорбція Т-Г)

відкрили К. Шеєле і Ф. Фонтана.

Адсорбція газу на твердому тілі є найпростішим випадком адсорбції, так як система складається з двох компонентів. Адсорбція газу, буде залежати від температури, тиску, природи адсорбата, від природи і питомої поверхні адсорбенту.

З підвищенням тиску газу або пари адсорбція їх твердим тілом збільшується. На поверхні твердого тіла за інших рівних умов краще адсорбуються ті гази, які легше конденсуються у рідину. Наприклад, активоване вугілля добре адсорбує хлор ($T_{\text{кип}} = 239,7 \text{ К}$), амоніак ($T_{\text{кип}} = 240 \text{ К}$), але не адсорбує CO_2 ($T_{\text{кип}} = 83 \text{ К}$), азот ($T_{\text{кип}} = 77 \text{ К}$), водень ($T_{\text{кип}} = 20 \text{ К}$). Внаслідок поганої адсорбції в зоні пожежі, де багато карбон (II) оксиду, не можна користуватися звичайним протигазом.

Адсорбцію газу на твердій поверхні вимірювати кількістю адсорбтива на одиницю поверхні важко, оскільки складно оцінити величину поверхні адсорбенту. Тверда поверхня є нерівною. Нерівності (мікродефекти) перевищують розміри молекул на 2-3 порядки. Вони збільшують питому поверхню системи і створюють надлишок запасу поверхневої енергії Гіббса.

Теорія полімолекулярної адсорбції Полянї

На практиці часто (особливо при адсорбції парів) зустрічаються ізотерми адсорбції S-типу (рис. 6), форма яких свідчить про можливу взаємодію адсорбованих молекул з адсорбатом.

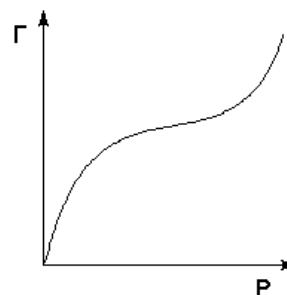


Рис. 6. Ізотерма полімолекулярної адсорбції

Для опису таких ізотерм адсорбції М. Полянї запропонував *теорію полімолекулярної адсорбції*. Її положення:

1. Адсорбція викликана, як правило, *фізичними силами*.

2. Поверхня адсорбенту *однорідна* (на ній немає активних центрів), а адсорбційні сили утворюють безперервне силове поле поблизу поверхні адсорбенту.

3. Адсорбційні сили діють на відстані, яка більша за розмір молекули адсорбата. Інакше кажучи, у поверхні адсорбенту існує деякий *адсорбційний об'єм*, який при адсорбції заповнюється молекулами адсорбата.

4. Тяжіння молекули адсорбата поверхнею адсорбенту не залежить від наявності в адсорбційному обсязі інших молекул, внаслідок чого можлива *полімолекулярна адсорбція*.

5. Адсорбційні сили *не залежать від температури* і, отже, зі зміною температури адсорбційний об'єм не змінюється.

Особливості адсорбції на межі поділу фаз $T - P$

Адсорбція розчинених речовин твердими адсорбентами – більш складний процес, ніж адсорбція газів твердими тілами, оскільки вона ускладнюється наступними факторами:

1) присутність третього компонента – розчинника, молекули якого можуть конкурувати з молекулами адсорбата за місця на поверхні адсорбенту;

2) адсорбційна рівновага встановлюється повільно;

3) взаємодія між молекулами адсорбату та розчинника;

4) електростатична взаємодія між поверхнею адсорбенту та іонами адсорбату, якщо він є електролітом.

Явище адсорбції з розчинів твердими тілами було відкрито Т. Є. Ловіцем.

Вода – це природний розчинник. Вона має великий поверхневий натяг, тому за відношенням до неї більшість речовин є ПАР. Поверхневий натяг біологічних рідин (див. табл. 1) менше води внаслідок наявності у них ПАР різної природи (кислоти жирного ряду, стероїди та ін.) Ці речовини самовільно накопичуються на стінках

судин, клітинних мембран та проникають крізь ці мембрани.

З численних методів вимірювання поверхневого натягу у біохімічних, фізіологічних і клінічних дослідженнях найчастіше використовують сталагмометричний метод і метод продавлювання бульбашок повітря.

➤ *Практичне значення адсорбції*: очищення розчинів від домішок; освітлення сиропів, настоянок, соків, вин; витяг малих кількостей речовин, розчинених у великих обсягах рідини (технологія рідкісних елементів); адсорбційна хроматографія (технологія вітамінів, пігментів, очищення лікарських речовин, води та ін.).

Сорбційні методи еферентної терапії

Сорбційна технологія реалізується низкою операцій обробки як цільної крові або її компонентів, так і інших біологічних рідин. При цьому в якості сорбентів використовують активоване вугілля, іонообмінні смоли, а також селективні імуносорбенти, афінні і рецепторні сорбенти.

Гемосорбція (ГС, гемокарбоперфузія) – метод детоксикації, який заснований на виведенні з крові хворого токсичних субстанцій шляхом перфузії через адсорбенти в екстракорпоральному контурі. Гемосорбцію, як і інші методи екстракорпорального очищення крові, необхідно використовувати тільки після нормалізації показників центрального венозного тиску, усунення гіповолемії та інтенсивної інфузійної терапії плазмозамінними розчинами. Як гемосорбенти застосовуються різні вугілля з синтетичним покриттям та іонообмінні смоли, які володіють гарною тромборезистентністю і меншою агресивністю по відношенню до формених елементів крові.

Основні показання для ГС:

- *гострі екзогенні отруєння снодійними медикаментами, фосфорорганічними інсектицидами, алкалоїдами, саліцилатами, дихлоретаном, важкими металами, амітриптиліном;*

- *важкі генералізовані форми інфекційних захворювань (черевний тиф,*

вірусний гепатит, дифтерія та ін.), сепсис;

- важкі ендотоксикози хірургічного та терапевтичного генезу;*
- абстинентний синдром при наркоманії, токсикоманії, алкоголізму;*
- маніакальні і депресивні стани при психічних захворюваннях і психотичних станах.*

Лімфосорбція (ЛС) – метод екстракорпоральної гемокорекції, заснований на дренованні грудної лімфатичної протоки. Застосовується для активної детоксикації.

Основні показання до ЛС:

- гострі деструктивні процеси в черевній порожнині з ендогенної інтоксикацією в стадії аутоагресії і гомеостатичної неспроможності;*
- важкий деструктивний панкреатит, розлитий гнійний перитоніт;*
- печінкова недостатність і неспроможність з вираженим цитолізмом гепатоцитів або значним холестазом;*
- гнійно-деструктивні процеси в лівій легені і плеврі, середостінні;*
- пероральні отруєння прижигальними отрутами (оцтова есенція) з екзотоксичним шоком;*
- сепсис з вогнищем в черевній, плевральній порожнинах.*

Лікворосорбція (ЛКС) – операція екстракорпоральної фракційної або безперервної обробки ліквору із застосуванням активних гемосорбентів.

Можливі показання до ЛКС:

- стійка ксантохромія;*
- менінгоенцефаліт з уповільненою спонтанної санацією ліквору;*
- отруєння нейротропними отрутами;*
- опійний абстинентний синдром (героїноманів);*
- важкий алкогольний абстинентний синдром;*
- толерантність до нейродепресантів;*
- демієлінізуючі захворювання головного мозку при неефективності традиційної терапії;*
- мозкові коми неясної етіології.*

Ентеросорбція – ефективний неінвазивний (виключає прямий контакт сорбенту з будь-якої геологічної рідиною – кров, лімфа або ліквор) метод детоксикації, який заснований на зв'язуванні і виведенні з шлунково-кишкового тракту з лікувальною і профілактичною метою

46 ендогенних і екзогенних речовин.

З класу ентеросорбентів до речовин цієї групи взаємодії можна віднести похідні полівінілпіролідону (ентеродез і ентеросорб). Методи проведення – гастроінтестинальна і колоносорбція. Методи засновані на введенні сорбентів у різні відділи шлунково-кишкового тракту.

Вульперосорбція (ВС) – метод виведення токсичних компонентів через ранову поверхню або вогнище запалення. При накладенні сорбенту відбувається очищення раневого вмісту або гнійної порожнини і прискорюється транспорт речовин з крові та їх наступна сорбція. Неодмінною умовою проведення ВС є можливість видалення всієї маси сорбенту з рани або порожнини.

Питання для самоперевірки

1. Як діють сили міжмолекулярного тяжіння на молекули, що знаходяться у об'ємі рідини та на її поверхні?
2. У яких молекул потенційна енергія вище – у тих, які знаходяться на поверхні розділу або всередині рідкої фази?
3. Що таке вільна поверхнева енергія?
4. Від яких параметрів залежить значення вільної поверхневої енергії?
5. Що відносять до самовільних поверхневих явищ?
6. Що таке поверхневий натяг?
7. Чому поверхневий натяг зменшується з підвищенням температури?
8. Що називається поверхневою активністю?
9. Які речовини називаються поверхнево-активними?
10. Поясніть, що таке дифільні молекули ПАР? Як вони орієнтуються на поверхні розділу фаз?
11. Класифікація ПАР за здатністю до іонізації та за поведінкою в розчині?
12. Правило Дюкло-Траубе.
13. Що таке гідрофільно-ліпофільний баланс?

14. Практичне застосування ПАР.
15. Що називається ізотермою поверхневого натягу?
16. Як пояснюється характер ізотерми поверхневого натягу для розчинів ПАР?
17. Що називається адсорбентом і адсорбатом?
18. Відмінність фізичної та хімічної адсорбції.
19. Чому один з ділянок ізотерми мономолекулярної адсорбції має вигляд горизонтальної прямої?
20. Рівняння Ленгмюра і Фрейндліха.
21. Чим відрізняються ізотерми адсорбції Фрейндліха і Ленгмюра?
22. Як знайти константи у рівнянні Фрейндліха, використовуючи графічний спосіб?

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ. вищ. фарм. навч. закл. (фармац. ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович

– Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.

6. Фізична та колоїдна хімія: підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.: Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.: Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія: теорії і задачі: Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. – 292 с.
9. Фізична хімія: теорія і задачі: Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. – 415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія: Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. – Львів: Вид. Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред. проф. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х: ХНУ ім. В. Каразіна, 2012. – 500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248 с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.: Каравела, 2017. – 310 с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.: Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне: НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./ В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. – 200 с.

Практичне заняття № 20

Тема: Адсорбція електролітів, йонообмінна адсорбція.

Мета: сформувати навички інтерпретувати фізико-хімічні явища адсорбції у зв'язку з їх біологічною функцією. Знати особливості хроматографії, розуміти особливості хроматографічних методів медико-біологічних досліджень. Зрозуміти вплив сорбентів на сорбційну здатність електролітів і вивчити механізм деінтоксикації, необхідний у лікарській практиці.

Основні поняття: адсорбція, іонна адсорбція, вибіркова та іоннобмінна адсорбція, подвійний електричний шар, потенціалвизначні іони, протиіони.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

- Особливості адсорбційних процесів на межі розподілу фаз.
- Поверхневі явища. Поверхнева активність.
- Властивості поверхнево-активних речовин.
- Адсорбція на межі Р-Г, Р-Р, Т-Р, Т-Г.
- ПАР, ПІР, ПНР. Орієнтація молекул ПАР у поверхневому шарі.
- Рівняння ізотерми адсорбції Ленгмюра. «Частокіл Ленгмюра».

3. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Адсорбція іонів з водних розчинів сильних електролітів.
2. Вибіркова адсорбція. Правило Панетта-Фаянса.
3. Ліотропні ряди.
4. Іонообмінна адсорбція. Іоніти у фармації.
5. Хроматографія. Хроматографічні методи дослідження.

б. Роль адсорбції та іонного обміну в процесах життєдіяльності організмів.

Основний етап заняття

У розчинах сильних електролітів розчинена речовина знаходиться у повністю іонізованому стані.

Особливості іонної адсорбції:

- ✓ адсорбуються іони, а не молекули;
- ✓ швидкість іонної адсорбції менше ніж для молекулярної;
- ✓ при іонній адсорбції на поверхні адсорбенту виникає ***певний заряд***, який притягує з розчину протилежно заряджені іони, в результаті на межі розподілу фаз ***виникає подвійний електричний шар***;
- ✓ на позитивно заряджених ділянках поверхні адсорбенту з розчину адсорбуються аніони, на негативно заряджених – катіони;
- ✓ адсорбція протікає тільки на полярних адсорбентах, тому її часто називають полярна адсорбція;
- ✓ адсорбція іонів передбачає утворення поверхневих хімічних сполук. Іонна адсорбція не є адсорбцією у повному розумінні слова, це хімічна реакція між іонами розчиненої речовини і твердою поверхнею. Отже, іонна адсорбція не ***завжди зворотня*** і може супроводжуватися хемосорбцією;
- ✓ адсорбція іонів визначається ***величиною їх заряду, радіусом і ступенем сольватації***.

Розрізняють такі види адсорбції сильних електролітів: вибірккову та обмінну.

Вибіркова адсорбція описується наступними правилами:

I. Якщо у розчині електроліту знаходяться ***такі ж іони***, як і в складі твердого адсорбенту, то іонна адсорбція приймає строго вибірковий характер, який описується ***правилом Панета-Фаянса-Пєскова***.

Правило Панета - Фаянса - Пєскова: на поверхні кристала переважно адсорбуються ті іони, *які входять до складу кристалічної ґратки* адсорбенту і можуть її добудовувати.

Наприклад, адсорбент – AgCl, адсорбати: Cl⁻, NO₃⁻, SO₄²⁻.
Адсорбуватися буде Cl⁻.

II. Правило ізоморфізму: На полярному адсорбенті з розчину електроліту адсорбуються іони, близькі за будовою і розмірами до одного з іонів кристалічної ґратки адсорбенту.

Наприклад, адсорбент – AgCl, адсорбати: Br⁻, NO₃⁻, SO₄²⁻.
Адсорбуватися буде Br⁻.

III. Якщо іони-адсорбати однакові за знаком і різні за величиною ступеня окислення, то в першу чергу адсорбуються іони з більшим ступенем окиснення: K⁺ < Ca⁺² < Al⁺³ < Th⁺⁴.

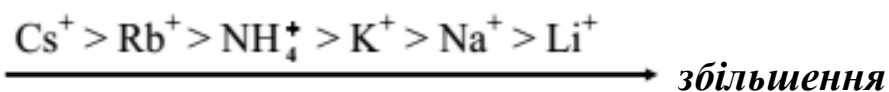
Чим більше заряд іона, тим сильніше іон притягується до протилежно зарядженої поверхні адсорбенту, тим краще протікає адсорбція.

IV. Якщо іони-адсорбати однакові за величиною та знаком ступеня окислення, то в першу чергу адсорбуються іони з великим радіусом, так як вони менш сольватовані. Радіус гідратованого іона не відповідає радіусу іона у кристалічній ґратці. Наявність гідратної оболонки зменшує електростатичну взаємодію іонів і перешкоджає адсорбції.

Наприклад, для катіонів: Cs⁺ > Rb⁺ > K⁺ > Na⁺ > Li⁺ ;

для аніонів: SCN⁻ > NO₃⁻ > I⁻ > Br⁻ > Cl⁻ .

Згідно з цим правилом, іони за адсорбційною здатністю розташовуються у певній послідовності (рис. 10), яка має назву **ліотропні ряди або ряди Гойфмейстера.**



радіусу гідратованого катіону;

зменшення адсорбції



збільшення радіусу гідратованого аніону;

зменшення адсорбції

Закономірності виборчої адсорбції можна показати на прикладі утворення важко розчинних сполук.



- якщо $n(\text{KI}) = n(\text{AgNO}_3)$ – поверхня осаду не заряджена;
- якщо $n(\text{KI}) < n(\text{AgNO}_3)$ – поверхня осаду заряджена «позитивно»;
- якщо $n(\text{KI}) > n(\text{AgNO}_3)$ – поверхня осаду заряджена «негативно».

Винятки з правила Панета-Фаянса-Пєскова:

- великі іони з жорсткою електронною структурою: CrO_4^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ та ін. перекривають на поверхні кристала велику площу, яка включає заряди з протилежним знаком і однаково зарядженим знаком. При цьому виникають сили відштовхування, що не дозволяє великим іонам наблизитися і адсорбуватися на кристалі.

- органічні іони (барвники, алкалоїди) адсорбуються завдяки лабільності структури.

Іонообмінна адсорбція

Іонообмінна адсорбція – це явище еквівалентного обміну власних іонів нерозчинного адсорбенту (**іоніту**) на інші іони *того ж знака* з розчину.

Класифікація іонітів:

- *За походженням:* природні (кристалічні силікати, апатити,

гумінові кислоти) і синтетичні (як каркас використовують гелевидні пермутіти, алюмосилікати, іонно-обмінні смоли і ВМС (целюлоза).

- **За складом:** неорганічні (апатити) і органічні (гумінові кислоти, сапропель, целюлоза).

- **За знаком іонів, що обмінюються:** катіоніти (пермутіти, сапропель, целюлоза), аніоніти (апатити), амфоліти (гумінові кислоти).

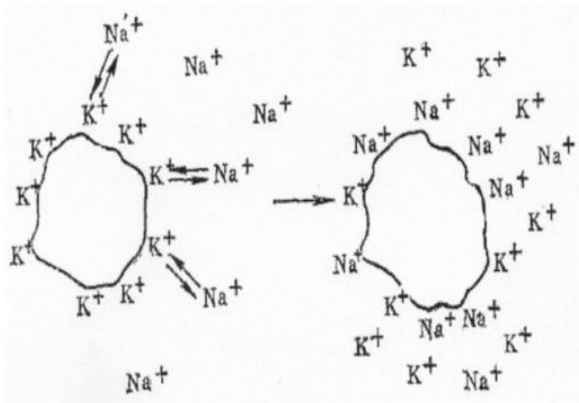


Рис. 12. Механізм дії іонітів

Катіоніти – це нерозчинні багатоосновні кислоти; вони вивільняють і обмінюють катіони. Катіоніти можуть перебувати у H^+ -формі, тобто здатні утримувати до обміну іони гідрогену, або в сольовій формі, маючи катіони металу.

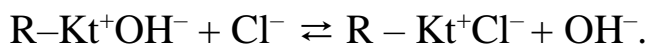
Аніоніти – нерозчинні багатоатомні основи, які вивільняють і обмінюють аніони. Аніоніти застосовують як в OH формі, коли є обмінні іони гідроксила, так і у сольовій (хлоридній, карбонатній та ін.) формі.

Катіоніти обмінюються тільки катіонами, наприклад: $Ca^{2+} \rightarrow R_2Ca + 2Na^+$, аніоніти – тільки аніонами, наприклад: $2R-OH + SO_4^{2-} \rightarrow R_2SO_4 + 2OH^-$. Амфоліти обмінюються і катіонами, і аніонами.

Іоніти у фармації та медицині

Іоніти – новий ефективний терапевтичний метод регулювання водно-сольового балансу. Наприклад, рН шлункового соку у нормі 1,7–3,5, а при підвищеній кислотності рН < 1,7. Для зниження кислотності шлункового соку при різних захворюваннях застосовують

іоніти в OH^- -формі (аніоніти). Дія аніонітів пояснюється перебіг реакції обміну аніонів:



Утворені у цій реакції OH^- -іони нейтралізують H^+ -іони, і концентрація вільної кислоти в шлунковому соці знижується.

Друга властивість катіонітів – це виведення з організму надлишкових Na^+ , а іноді надлишкових іонів калію.

Сорбційний метод з використанням іонітів можна застосовувати також для очищення інших біологічних рідин: лімфи, плазми після відокремлення її від формених елементів.

Хроматографія – фізико-хімічний метод розділення і аналізу сумішей речовин, заснований на процесах сорбції і десорбції речовин, які розділюють, між рухомою і нерухомою фазами, що призводить до різниці в швидкості руху цих речовин відносно нерухомої фази.

Хроматографія широко застосовується у медицині, біології, фармації для:

- якісного і кількісного аналізу лікарських речовин;
- ідентифікації продуктів деструкції, що утворюються при тривалому зберіганні лікарських речовин;
- виявлення домішок, оцінки чистоти лікарських речовин;
- якісного і кількісного аналізу біологічних рідин (кров, сеча) на присутність в ній алкоголю, наркотиків, допінгу;
- якісного і кількісного співвідношення жирних кислот у фізіологічних середовищах для діагностики захворювань жовчного міхура, печінки, цукрового діабету, гіпертонічної хвороби та ін .;
- контролю навколишнього середовища, у гігієні і санітарії.

Питання для самоконтролю:

1. Адсорбція. Гібсовська адсорбція.
2. Зв'язок адсорбції з параметрами системи.
3. Рівняння Фрейндліха для розрахунку значень адсорбції газів та рідин

4. Теорія мономолекулярної адсорбції Ленгмюра
5. Рівняння ізотерми адсорбції для поверхневого розділу фази рідина-тверде тіло.
6. Адсорбція isotherms рівняння для поверхні фази розділу рідких і твердих.
7. Полімолекулярна адсорбція. Теорія БЕТ.
8. Поверхнева активність.
9. Правило Дюкло-Траубе. ПАР. ППР. ПНР.
10. Рівняння Шишковського.
11. Рівняння ізотерми адсорбції Гіббса.
12. Вибіркова адсорбція адсорбція сильних електролітів.
13. Правило Панетта-Фаянса.
14. Ліотропні ряди Гофмейстера.
15. Іонообмінна адсорбція.

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ. вищ. фарм. навч. закл. (фармац. ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл. / А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4. – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.

6. Фізична та колоїдна хімія: підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.: Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.: Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія: теорії і задачі: Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. – 292 с.
9. Фізична хімія: теорія і задачі: Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. – 415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія: Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. – Львів: Вид. Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред. проф. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х: ХНУ ім. В. Каразіна, 2012. – 500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.: Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.: Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне: НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./ В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. – 200 с.

Практичне заняття № 21

Тема: Дисперсні системи. Загальна характеристика та класифікація. Основні поняття та визначення.

Мета: Сформувати системні знання про основні закони колоїдної хімії, їх тісному зв'язку з життєдіяльністю біологічних систем; розгляд колоїдно-хімічних аспектів перетворень молекула – клітина – організм; розкриття змісту основних законів, розуміти їх

принципові можливості при вирішенні конкретних завдань; підвищення рівня теоретичної підготовки студентів.

Основні поняття: дисперсність, гетерогенність, дисперсна фаза, дисперсійне середовище, ліофобність, ліофільність, вільно-дисперсні та зв'язно-дисперсні системи, стабілізатор, аерозоль, суспензія, емульсія, паста, гель.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

1. Хімічна термодинаміка.
2. Розчини.
3. Вільна енергія Гіббса.
4. Фазова рівновага.
5. Основні принципи вибіркової та іонообмінної адсорбції електролітів.
6. Правило Панетта-Фаянсу-Пєскова.

3. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Предмет і завдання колоїдної хімії. Її значення в фармації.
2. Загальна характеристика дисперсних систем.
3. Класифікація дисперсних систем:
 - a) За дисперсністю;
 - b) За агрегатним станом дисперсної фази та дисперсійної середовища;
 - c) За структурою;
 - d) За характером міжфазовою взаємодією.

Основний етап заняття

Загальна характеристика колоїдних систем

Колоїдна хімія – це розділ фізичної хімії, в якому вивчають дисперсні системи і методи їх дослідження.

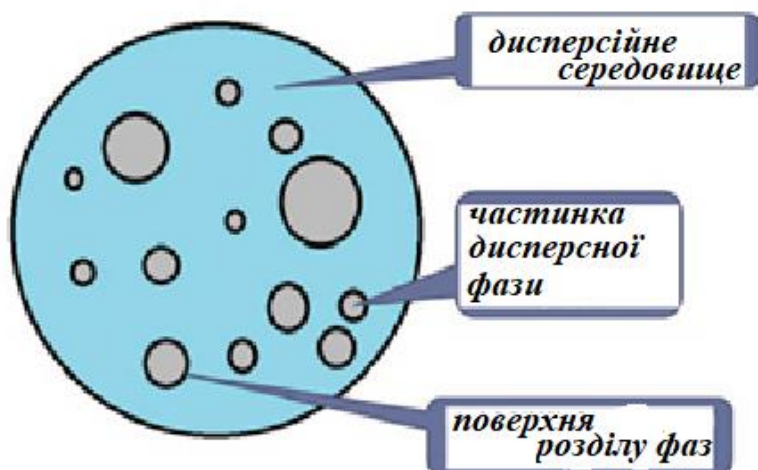


Рис. 1. Схема дисперсної системи

Дисперсною називають систему, що складається з двох і більше фаз, в якій речовина в дисперсному (роздробленому) стані рівномірно розподілена в масі іншої речовини.

Роздроблену речовину називають **дисперсною фазою**, а речовину, в масі якої вона розподілена – **дисперсійним середовищем**.

Для всіх дисперсних систем головними ознаками є **гетерогенність** і **дисперсність**.

Дисперсність (D) – це величина, зворотна розмірам частки дисперсної фази (a – діаметр сферичної частинки, або довжина ребра частинки кубічної форми):

$$D = 1/a, \text{ [м}^{-1}\text{]}$$

Класифікація дисперсних систем

Дисперсні системи класифікують за різними ознаками: дисперсності, агрегатному стану, структурі, міжфазній взаємодії.

I. За розміром частинок дисперсної фази (табл. 1):

Таблиця 1

Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності

Тип системи	Розмір часток	Приклади
Грубодисперсні	$10^{-7} - 10^{-4}$	Суспензії (протаргол, колларгол, алмагель), емульсії (молоко, сметана), аерозолі (пил, дим, смог)
Високодисперсні	$10^{-9} - 10^{-7}$	Колоїдні розчини (золи) та розчини ВМС
Молекулярно-дисперсні	$< 10^{-9}$	справжні розчини (молекулярні та іонні)

II. За природою і агрегатним станом дисперсної фази і дисперсійного середовища (табл. 2).

Таблиця 2

Класифікація дисперсних систем за агрегатним станом дисперсної фази і дисперсійного середовища

Дисперсійна фаза	Дисперсійне середовище	Умовне позначення	Приклади дисперсних систем
Рідина	Газ	р/г	Туман, хмари, рідкі аерозолі
Тверде тіло	Газ	т/г	Дим, пил, тверді аерозолі
Газ	Рідина	г/р	Піни, газові емульсії
Рідина	Рідина	р/р	Емульсії (молоко, латекс)
Тверде тіло	Рідина	т/р	Суспензії, колоїдні розчини, гелі, пасти
Газ	Тверде тіло	г/т	Тверді піни, пористі тіла (пінопласти, силікагель, пемза)
Рідина	Тверде тіло	р/т	Перли, опал
Тверде тіло	Тверде тіло	т/т	Кольорові стекла, сплави

Розглядаючи цю класифікацію можна перекоонатися, що колоїдний стан матерії є проміжним. Наприклад, сеча в залежності від стану організму (норма або патологія) змінюється від істинного стану через колоїдний розчин до суспензії.

III. За структурою:

- Вільнодисперсні – безструктурні системи (суспензії, емульсії, золи), в яких частинки не пов'язані в одну суцільну сітку і здатні незалежно переміщатися в дисперсійному середовищі під впливом броунівського руху або сили тяжіння;

- Зв'язнодисперсні – частинки утворюють просторову структуру, тому вони не можуть вільно переміщатися. До таких систем належать гелі, капілярно-пористі тіла або діафрагми, мембрани, драглі.

IV. За міжфазною взаємодією (між частинками дисперсної фази і дисперсійного середовища):

- ліофобні колоїдні розчини (золи). Це мікрогетерогенна система, що складається як мінімум з трьох компонентів: дисперсної фази, дисперсійного середовища і стабілізатора.

- ліофільні розчини – розчини високомолекулярних сполук (ВМС).
Для ліофобних колоїдів структурною одиницею є складний багатокомпонентний агрегат змінного складу – *міцела*, для розчинів ВМС – *макромолекула*. У разі, якщо дисперсійне середовище – вода, то системи називають відповідно гідрофільними і гідрофобними.

Колоїди широко поширені в природі. Грунт, глина, природні води, повітря, хмари, дим, пил, багато мінералів (в тому числі і дорогоцінне каміння) – це колоїдні системи.

Такі біологічні рідини як кров, плазма, лімфа, спинномозкова рідина є колоїдними системами, в яких ряд речовин, наприклад, білки, холестерин, глікоген і багато інших, знаходяться в колоїдному стані. Ось чому багато сторін явищ, що відбуваються в живому організмі, можуть бути зрозумілі лише в міру пізнання природи колоїдного стану матерії.

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.

2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.

3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.

4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.

5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.

6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я.,

Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.

7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.

8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.

9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. –Київ: Каравела, 2020. –415 с.

10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.

11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред. проф. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім. В. Каразіна, 2012. –500 с.

12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.

13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.

14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.

15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.

16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.

17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 22

Тема: Методи одержання колоїдних систем

Мета: Сформувати системні знання про основні методи одержання колоїдних розчинів, розгляд колоїдно-хімічних аспектів перетворень молекула – клітина – організм; розкриття змісту основних законів, розуміти їх принципові можливості при вирішенні конкретних завдань; підвищення рівня теоретичної підготовки здобувачів освіти фармацевтів.

Основні поняття: диспергування, конденсація, пептизація,

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

1. Ліюфільні та ліюфобні дисперсні системи.
2. Питома поверхня і розмір частинок .
3. Класифікація дисперсних систем за розміром частинок.
4. Правило вибіркової адсорбції іонів.

3. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Класифікація основних методів отримання дисперсних систем.
2. Дисперсійні методи отримання дисперсних систем.
 - a) механічне диспергування;
 - b) електричне диспергування;
 - c) ультразвукове диспергування
 - d) хімічне диспергування;
3. Конденсаційні методи отримання колоїдних систем.
 - a) фізичні;
 - b) хімічні;
4. Виконання лабораторної роботи:

Основний етап заняття

Методи одержання колоїдних систем

Колоїдні системи за ступенем дисперсності займають проміжне положення між істинними розчинами і грубодисперсними системами.

Колоїдні розчини одержують **конденсацією** молекул і іонів істинних розчинів, або **диспергуванням** (дробленням частинок дисперсної фази грубодисперсних систем).



Диспергування можна проводити різними шляхами:

- *механічне дроблення за допомогою кульових або колоїдних млинів* (це млини з металевими або фарфоровими кулями, подрібнюючі дисперсну фазу). Найчастіше таким способом готують лікарські препарати. Механічне диспергування речовин постійно відбувається в природі – вивітрювання гірських порід, утворення льодовиків та інші процеси.

- *подрібнення за допомогою ультразвуку* під дією швидко змінюваних стиснень і розширень системи, що приводить до руйнування зразка. Застосовують для одержання емульсій;

- *електричне диспергування:* матеріал електродів випаровується, а потім конденсується в частинки колоїдних розмірів. Так отримують золі благородних металів: срібла, платини, золота, наприклад, лікарський препарат срібла – протаргол;

- *хімічне диспергування (пептизація):* перехід практично нерозчинних у воді пухких опадів у колоїдний розчин при дії на них пептизаторів.

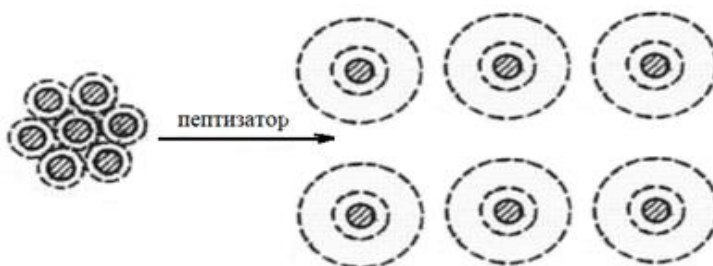


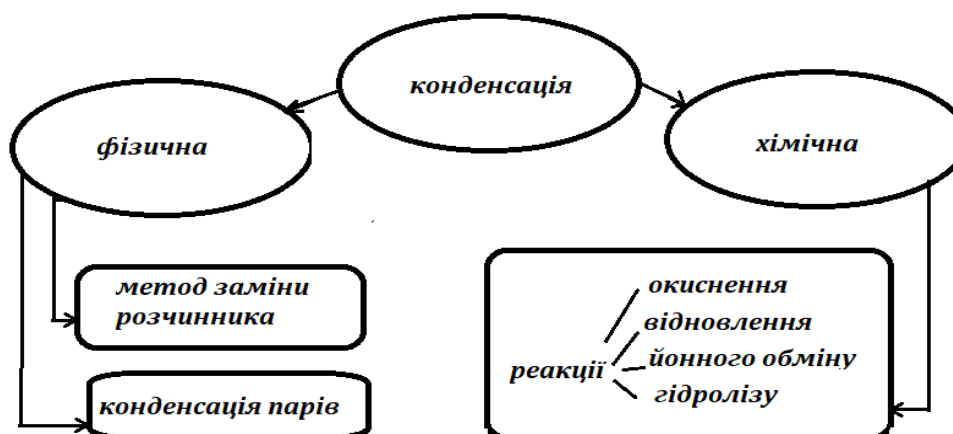
Рис.2. Механізм пептизації.

Метод вперше запропонували біохіміки, які одержували колоїдні

розчини пептидів розщепленням білків на більш дрібні фрагменти - пептиди, за допомогою ферменту пепсину.

Пептизації в основному піддаються свіжоприготовлені пухкі осаді гідроксидів металів – $Zn(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, додаванням пептизаторів – невеликих кількостей електролітів. У медицині цей метод використовується для розсмоктування атеросклеротичних бляшок, свіжих ниркових і печінкових каменів.

Конденсаційні методи ділять на хімічні і фізичні.



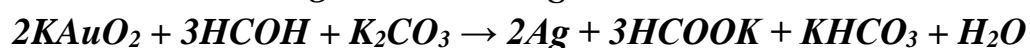
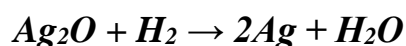
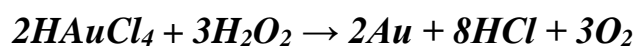
- **Фізичні методи конденсації** пов'язані зі зміною хімічної природи середовища (заміни розчинника) або умов (температури, тиску) існування розчину і створенням таких умов, при яких один з компонентів системи стає нерозчинним в іншому. *Фізична конденсація здійснюється двома способами: заміною розчинника та конденсацією парів.*

Хімічна конденсація здійснюється шляхом перенасичення розчину важко розчинними речовинами, що утворюється в ході різних хімічних реакцій.

Найчастіше використовуються реакції *окиснення, відновлення, іонного обміну, гідролізу та ін.*

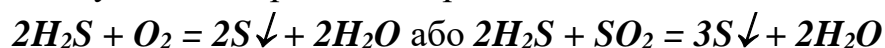
Реакцією відновлення отримують золі золота, срібла та ін. металів, оксидів деяких елементів (наприклад, MnO_2). Для цього до розбавлених розчинів солі металу додають відновник: утворившись в результаті відновлення атоми металу з'єднуються в колоїдні частинки.



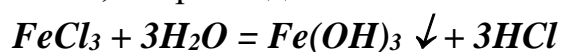


Бактерицидні властивості колоїдних розчинів срібла широко використовуються в медицині (лікарські препарати коларгол і протаргол), а золь радіоактивного золота застосовують при лікуванні злоякісних новоутворень.

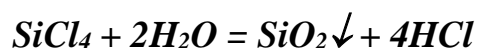
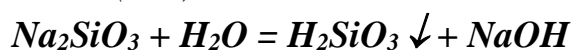
Реакцією окиснення одержують золь сірки, який використовується в медицині для лікування шкірних захворювань:



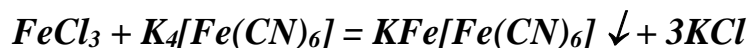
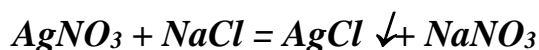
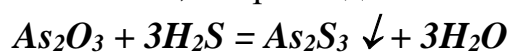
Реакція гідролізу використовується для одержання гідрозолей основ і кислот, гідроксидів металів, наприклад:



Стабілізатором цього золю є феррума оксихлорид, що частково утворюється при реакції: $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeOCl} + 2\text{H}_2\text{O}$

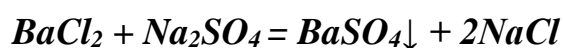


Реакцією іонного обміну одержують гідрозолі нерозчинних у воді сульфідів, галогенідів та ін. солей, наприклад:



Для одержання колоїдних розчинів необхідні наступні умови:

- повільне додавання реактивів в розбавлені розчини при енергійному збовтуванні;
- досить мала розчинність дисперсної фази в дисперсійному середовищі (гетерогенність);
- певний розмір частинок дисперсної фази (колоїдна ступінь дисперсності 10^{-7} - 10^{-9} м);
- наявність в системі стабілізатора. У ролі стабілізаторів може служити надлишок одного з реагуючих речовин, окиснювач (в разі ОВР) або введений стабілізатор ззовні. Наприклад, золь барію сульфату одержують при надлишку будь-якої з вихідних речовин по реакції:



В організмі переважає конденсаційний механізм утворення колоїдних систем.

Лабораторна робота:

Одержання золю берлінської лазурі:

✓ до 3 мл розчину $K_4[Fe(CN)_6]$ додати 1 краплю 2% розчину $FeCl_3$.

Отримують золь темно- синього коліру.

✓ До 3 мл розчину $FeCl_3$ додати 1-2 краплі 0,1% $K_4[Fe(CN)_6]$, доль зафарбовується в зелений колір.

До синього та зеленого золів записати формулу міцел.

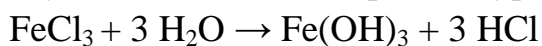
б) Одержання золю залізо синеродистої меді:

• До 3 мл 0,1% розчину $K_4[Fe(CN)_6]$ додати 1-2 рапли розчину $CuSO_4$. отримують золь,що фарбується в коричньово-червоний колір.

Записати формулу міцели.

в) Одержання золю гідроксиду заліза (III):

до 3 мл води, що закипає швидко додають 5 крапель концентрованого розчину $FeCl_3$. Золь стає червоно-бурий. Записати формулу міцели.



г) Приготування золю діоксиду марганцю

Золь гідроксиду марганцю одержують методом хімічної конденсації, використовуючи реакцію відновлення. У колбу наливають 50 мл дистильованої води і додають 5 мл 1,5% розчину марганцовоокислого калію. Потім приливають краплями 2 -мл 1% розчину тіосульфату натрію. В наслідок реакції



Отримують вішнево-червоний золь діоксиду марганцю

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, .Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.

2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр.. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред.. проф.. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім.. В. Каразіна, 2012. –500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.

17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 23

Тема: Методи очищення дисперсних систем.

Мета Сформулювати системні знання про основні методи очистки колоїдних систем, вміти самостійно оцінювати колоїдно-хімічні аспекти перетворень молекула – клітина – організм; розуміти їх принципові можливості при вирішенні конкретних завдань; підвищення рівня теоретичної підготовки здобувачів вищої освіти.

Основні поняття: дифузія, діаліз, напівпроникна мембрана, ультрафільтрація, вивідіаліз, штучна нирка

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

1. Ліофільні та ліофобні дисперсні системи.
2. Дифузія. Закон Фіка.
3. Електрохімічні процеси.
4. Електропровідність розчинів електролітів.

3. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Методи очищення колоїдних систем:
 - a) діаліз,
 - b) електродіаліз,
2. Методи розділення дисперсної фази та дисперсіюного

середовища:

- а) ультрафільтрування
- б) ультрацентрифугування

3. Виконання лабораторної роботи «Методи очищення колоїдних розчинів».

Основний етап заняття

Колоїдні розчини медичного призначення (вакцини і сироватки), необхідно очищати від домішок – надлишків вихідного електроліту, стабілізатора і ін. Для цього в основному використовують *діаліз*, *електродіаліз* і *ультрафільтрацію*.

Діаліз – процес очищення золю від низькомолекулярних домішок, які легко проходять через напівпроникну мембрану в чистий розчинник, а більші колоїдні частинки не проходять і залишаються в діалізному мішку (рис. 3). Як мембрани можна використовувати пергамент, целофан, бичачий або рибачий міхур, колодій і т. д.

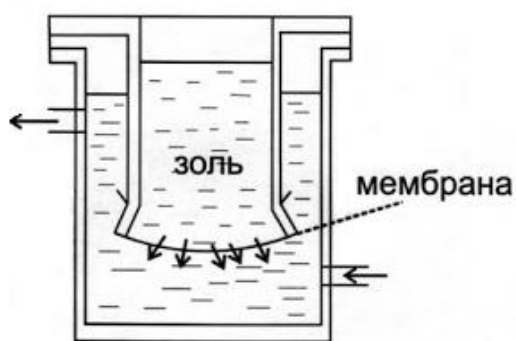


Рис. 3. Схема діалізатора

У діалізатор наливають колоїдний розчин і занурюють в стакан з дистильованою водою. Іони і молекули з золю через мембрану поступово переходять в зовнішню посудину. Колоїдні частинки через малі розміри пір мембрани не дифундують через неї, і будуть залишатися всередині діалізаторів

Процес діалізу тривалий, для його прискорення, використовують електродіаліз. **Електродіаліз** із застосуванням електричного струму, за допомогою якого створюється спрямований рух низькомолекулярних іонів через напівпроникну мембрану, що

Діалізатор є скляною посудиною, нижня частина якого зтягнута напівпроникненою мембраною, зробленою з целофану або колодія.

прискорює очищення від низькомолекулярних електролітів і домішок.

Компенсаційний діаліз застосовується для вилучення низькомолекулярних речовин з біологічних рідин. Суть методу: рідина в діалізаторі омивається не чистим розчинником, а розчинами низькомолекулярних речовин тієї концентрації, яку необхідно зберегти в колоїдному розчині. Наприклад, зміст незв'язаного з білками цукру в сироватці крові визначають діалізом сироватки, яка омивається фізіологічним розчином $NaCl$.

Вівідіаліз – метод вилучення низькомолекулярних речовин з біологічних рідин, з метою аналізу, або очищення, при якому біологічна рідина проходить через апарат для діалізу і повертається в живий організм. За принципом вівідіаліза працює апарат «штучна нирка», призначений для тимчасової заміни функції нирок при гострій нирковій недостатності.

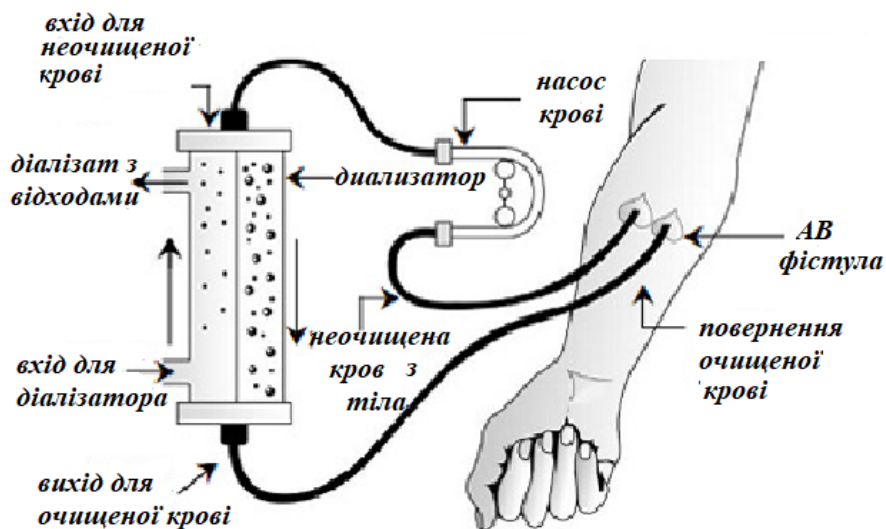


Рис. 4. Схема гемодіаліза

Апарат оперативним шляхом підключають до системи кровообігу хворого: кров під тиском, створюваним пульсуючим насосом («штучне серце»), протікає у вузькому проміжку між двома мембранами, що омиваються зовні фізіологічним розчином.

Ультрафільтрація (відділення дисперсної фази від середовища) – це фільтрування через напівпроникну мембрану під тиском або за допомогою вакууму, в результаті чого створюється

різниця тисків по обидві сторони мембрани, що прискорює діаліз.

В організмі за принципом ультрафільтрації в ниркових нефронах відбувається постійне очищення крові від низькомолекулярних продуктів метаболізму (аміаку, фосфатів, хлоридів, ксенобіотиків).

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. ОЧИЩЕННЯ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ.

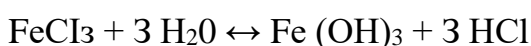
Мета роботи: приготування золю методом хімічної конденсації та його очищення методом діалізу.

Порядок виконання роботи: Отриманий золь (за вказівкою викладача) заливають у мішечок діалізатора, який знують у зовнішню посудину, заповнену дистильованою водою. З неї кожні 15 хвилин відбирають проби, які заливають до електрлітичної камерки. Вимірювання електричного опору ведуть за допомогою приладу R-38 протягом 2-х годин від початку діалізу.

Методика приготування золей.

1 Золь Гідроксиду заліза (III) одержують методом хімічної конденсації, використовуючи реакцію гідролізу. У конічну колбу ємкістю 0, 5 л заливають 0, 25 л дистильованої води і нагрівають її до кипіння. Після цього у воду додають малими порціями (2

5 мл) 50 мл 2% розчину хлорного заліза та продовжують кип'ятити ще 5 - 10 хвилин. В результаті реакції гідролізу отримують червоно-коричневий золь гідроксиду заліза:



2 Золь гідроксиду марганцю одержують методом хімічної конденсації, використовуючи реакцію відновлення. У колбу наливають 50 мл дистильованої води і додають 5 мл 1,5% розчину марганцевокислого калію. Потім приливають краплями 2 -мл 1% розчину тіосульфату натрію. В наслідок реакції



Подання результатів.

1. Записати формулу міцели одержаного золя.
2. Накреслити графік залежності електричного опору розчину, що знаходиться в зовнішній посуді діалізатора, від часу тривання діалізу.

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ. вищ. фарм. навч. закл. (фармац. ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.

11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр.. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред.. проф.. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім.. В. Каразіна, 2012. –500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 24

Тема: Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем.

Мета: сформувати навички в техніці виконання седиментаційних методів дослідження, засвоїти уміння самостійно використовувати знання молекулярно-кінетичних властивостей суспензій, емульсій, гідрозолей.

Основні поняття: дифузія, осадження, дисперсність, седиментація, седиментаційно-дифузійна рівновага.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

- Молекулярна кінетика. Молекулярно-кінетичні властивості дисперсних систем.

- Теорія активних зіткнень.
- Теорія перехідного стану.
- Загальна характеристика дисперсних систем.
- Гетерогенність. Дисперсність.

3. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять:

1. Броуновський рух. Його кількісні характеристики.
2. Дифузія. Закон Фіка. Рівняння Енштейна.
3. Осмотичний тиск в дисперсних системах.
4. Седиментація. Седиментаційно- дифузійна рівновага.
5. Седиментаційний аналіз дисперсних систем.

Основний етап заняття

Молекулярно-кінетичні властивості викликані хаотичним, тепловим рухом частинок в розчині. Ці властивості у колоїдних розчинів принципово не відрізняються від властивостей істинних розчинів, але виражені значно слабше через більший розмір колоїдних частинок і меншою їх концентрацією.

а) Броунівський рух. Частинки дисперсної фази золю під впливом ударів молекул розчинника знаходяться в стані безперервного хаотичного руху. Цей рух добре видно в ультрамікроскоп.

б) Дифузія. Завдяки броунівському руху колоїдних частинок в колоїдних розчинах може бути мимовільний процес вирівнювання концентрації частинок в обсязі системи, тобто дифузія.

г) Седиментація – осадження частинок під дією сили тяжіння, відстоювання. Швидкість осідання частинок залежить від їх розмірів, від в'язкості середовища, від швидкості дифузії, яка протилежна седиментації. Ця властивість використовується для виділення з крові еритроцитів.

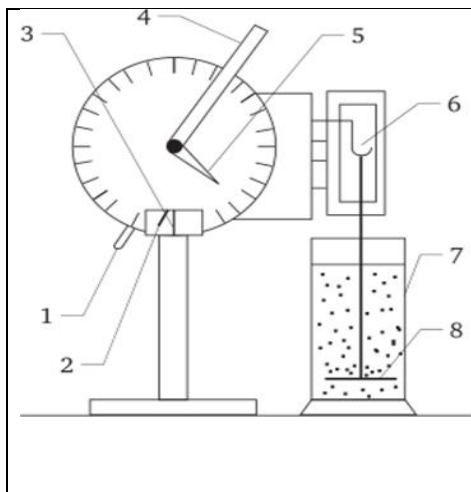


Рис. 5. Схема седиментометру на базі торсійних вагів:

- 1 — аретир;
- 2 — стрілка вагів;
- 3 — риска;
- 4 — важіль;
- 5 — стрілка циферблату;
- 6 — гачок для чашечки;
- 7 — скляний циліндр;
- 8 — чашечка

Однак седиментації в золях протидіє броунівський рух, що прагне рівномірно розподілити колоїдні частинки по всьому об'єму розчину. В результаті дії сили тяжіння і дифузії в золях встановлюється рівноважний стан - *седиментаційно-дифузійна рівновага*, при якому концентрація дисперсної фази закономірно знижується від нижніх шарів до верхніх і залишається постійною в часі.

Седиментаційний аналіз

На практиці дисперсну систему характеризують розподілом частинок за розмірами та фракціями (зміст дисперсної фази в заданих інтервалах радіусів частинок). Такий аналіз полідисперсності отримав назву *седиментаційного аналізу*.

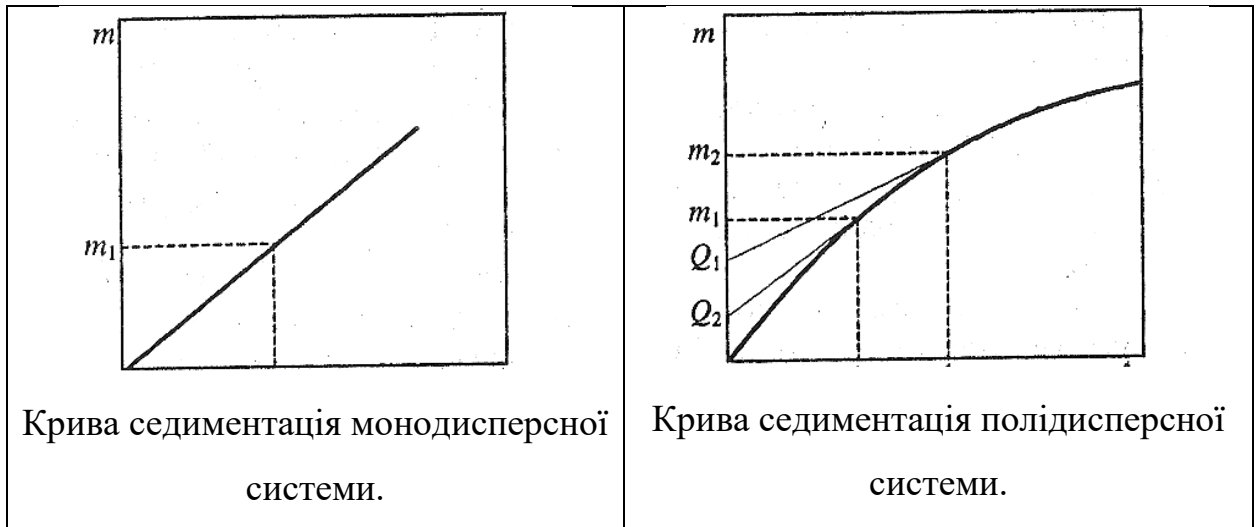
Він полягає у отриманні кривої седиментації, тобто залежності маси осаду m дисперсної фази, що осіла до певного часу, від часу осідання t . Для монодисперсної системи (з частинками одного розміру) така залежність є лінійною:

$$m = Q / H \nu t,$$

де Q – загальна маса дисперсної фази; H – первісна висота стовпа дисперсної системи.

Всі реальні дисперсні системи полідисперсні (частки дисперсної фази мають різні розміри), і тому швидкості осідання неоднакові для різних фракцій; великі частки осідають швидше, дрібні – повільніше. Тому крива

седиментації випукла до осі ординат.



Таким чином, короткий розгляд молекулярно-кінетичних властивостей дисперсних систем показує, що високодисперсні (ультрамікрогетерогенні) системи. Їхні властивості описуються загальними закономірностями, але виражені значно слабше, внаслідок малих величин часткової концентрації. Властивості ж низькодисперсних (мікрогетерогенних) систем значно відрізняються від властивостей молекулярних розчинів: частки цих систем нездатні до хаотичного теплового руху, у них відбувається дифузія та осмос..

в) Осмос, осмотичний тиск. Осмос – односторонній спрямований рух молекул розчинника через напівпроникну мембрану в бік більшої концентрації розчиненої речовини.

водній розчин речовини, що не проникає через напівпроникну мембрану

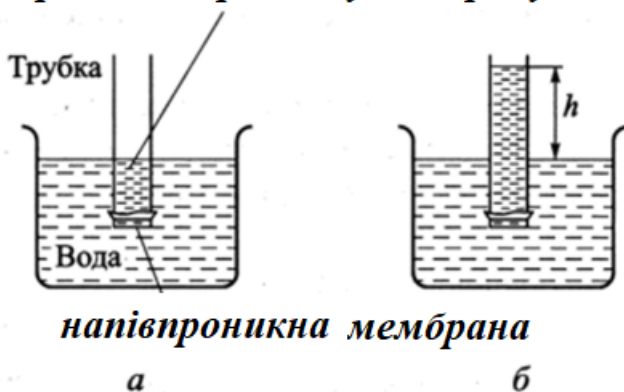


Рис. 6. Осмос та осмотичний тиск.
a – вихідний стан; *б* – кінцевий стан.

В результаті спрямованої дифузії (мал. 5) відбувається збільшення об'єму рідини в зоні підвищеної концентрації розчину і стовп рідини висотою h створює тиск, що

перешкоджає дифузії. Тиск, необхідний для зупинки осмосу і називається осмотичним тиском.

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.

10. Волошинець В.А. Фізична хімія: Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. – Львів: Вид. Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред. проф. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х: ХНУ ім. В. Каразіна, 2012. – 500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.: Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.: Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне: НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./ В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. – 200 с.

Практичне заняття № 25

Тема: Оптичні властивості колоїдних систем.

Мета: сформувати навички в техніці виконання оптичних методів дослідження, засвоїти уміння самостійно використовувати знання нефелометрії, турбідиметрії для емульсій, білих та кольорових гідрозолей.

Основні поняття: конус Тиндаля, розсіяння світла, дисперсність, аерозолі, емульсії, рівняння Релея, довжина хвилі світла, що падає.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

1. Молекулярна кінетика. Молекулярно-кінетичні властивості дисперсних систем.
2. Теорія активних зіткнень.
3. Теорія перехідного стану.
4. Загальна характеристика дисперсних систем.
5. Гетерогенність. Дисперсність.

3. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Оптичні явища в дисперсних системах.
2. Розсіяння світла колоїдними системами. Рівняння Релея.
3. Поглинання світла.
4. Оптичні методи дослідження колоїдних систем.
а) Нефелометрія, б) турбідиметрія, в) електронна мікроскопія.
9. Виконання лабораторної роботи

Основний етап заняття

Оптичні властивості дисперсних систем зумовлені їх гетерогенністю. При падінні світла на дисперсну систему спостерігаються такі явища:

- проходження світла через систему;
- заломлення світла частинками дисперсної фази (якщо ці частинки прозорі);
- відображення світла частинками дисперсної фази (якщо частки непрозорі);
- абсорбція (поглинання) світла дисперсною фазою;
- розсіювання світла

Розсіювання світла спостерігається для систем, в яких частинки дисперсної фази менші, або співмірні з довжиною хвилі падаючого світла (в колоїдних розчинах – 10^{-7} - 10^{-9} м). Якщо промінь світла

направлений на колоїдний розчин збоку, то його шлях виявляється на темному тлі у вигляді конуса що світиться, який отримав назву **конус Тиндаля – Фарадея** (рис.7.).

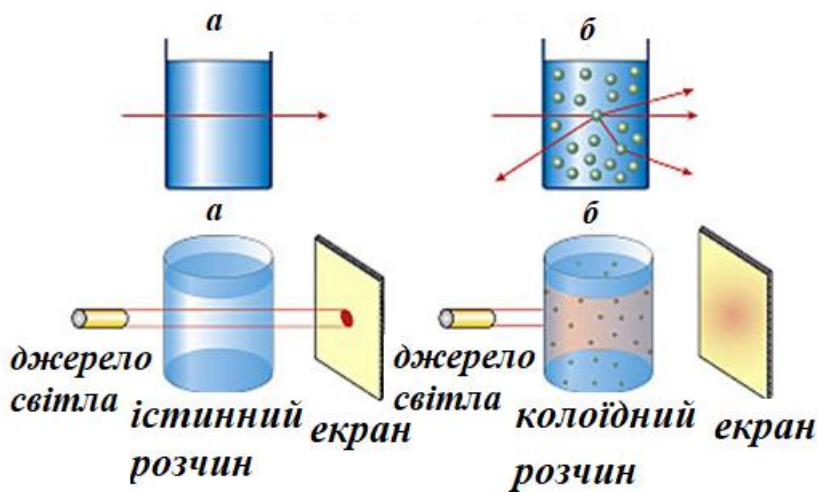


Рис. 7. Розсіювання світла при проходженні світлового пучка через істинний розчин (а) і оптично неоднорідне середовище (б).

Створення теорії світлорозсіювання належить Д. Релею. Вона справедлива за умови, що:

- частки мають сферичну форму;
- частки не проводять електричний струм;
- частки не поглинають світло, тобто є безбарвними;
- колоїдний розчин є розведеним в такій мірі, що відстань між частинками більше довжини хвилі падаючого світла;
- тільки для області малих розмірів частинок.

Згідно із законом Релея, інтенсивність розсіяного світла обернено пропорційна четвертому ступеню довжини хвилі падаючого світла:

$$I = I_0 \cdot K \cdot \frac{vV^2}{\lambda^4}, \quad (3)$$

де I і I_0 – інтенсивності розсіяного і падаючого світла, v – число частинок в 1 м^3 золя, V – обсяг окремої частки, λ – довжина хвилі падаючого світла, K – константа, що залежить від коефіцієнтів заломлення дисперсної фази і дисперсійного середовища.

Лабораторна робота:

ВИЗНАЧЕННЯ РОЗМЕРУ ЧАСТИНОК СИНТЕТИЧНОГО ЛАТЕКСУ МЕТОДОМ НЕФЕЛОМЕТРИЇ.

Вимірюють оптичну щільність вихідної емульсії та емульсій, що приготували, используя кюветы длиной 2 см и светофильтр №3. Для кожної проби вимірювання проводять три рази і визначають середнє значення оптичної щільності A .

За рівнянням $A = \tau \cdot l$ розраховують мутність τ .

будують графік залежності $\frac{\tau}{c} = f(c)$, по якому екстраполяцією знаходять $\frac{\tau}{c}$ при концентрації $c=0$

розраховують радіус частинок дисперсної фази емульсії за

рівнянням
$$r = \sqrt[3]{\frac{3\lambda^4 \rho \tau}{4\pi R \cdot c}}$$
,

де λ - довжина волни в данному дисперсному середовище;

$$R = 24\pi^3 \left(\frac{n^2 - n_0^2}{n^2 + 2n_0^2} \right)^2;$$

якщо $K = \frac{3\lambda^4 \rho}{4\pi R}$, тоді $r = \sqrt[3]{K \cdot \frac{\tau}{c}}$

Подання результатів. Отримані результати записують у таблицю, що має наведену форму

	h_p	h_p	$\tau_p, \text{см}^{-1}$	$r, \text{см}$

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Мironович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр.. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред.. проф.. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім.. В. Каразіна, 2012. –500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.

15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 26

Тема: Електричні властивості ліозолів. ПЕШ.

Мета: засвоїти уміння самостійно використовувати знання про електрокінетичні властивості дисперсних систем, оволодіти навичками методів дослідження дисперсних систем: електрофорез і електроосмос; сформувати чітке уявлення про подвійний електричний шар

Основні поняття: подвійний електричний шар, адсорбційний шар, дифузний шар, потенціалвизначальні іони, протиіони

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

1. Дифузія. Осмос. Форез. Седиментація.
2. Адсорбція. Правило вибіркової адсорбції Панетта- Фаянса.
3. Властивості розчинів електролітів.

3. Вимоги до теоретичної готовності студентів до виконання практичних занять:

1. Електричні властивості колоїдних систем.
2. Будова подвійного електричного шару.
3. Електрокінетичний потенціал. Рівняння Гельмгольца – Смолуховського.
4. Вплив чинників на електрокінетичний потенціал.

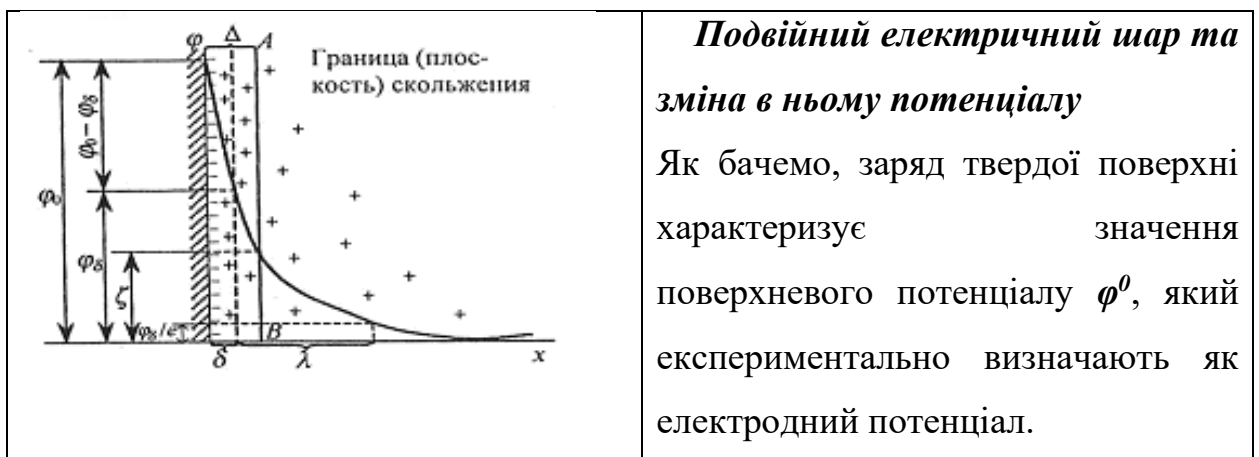
5. Електрокінетичні явища. Електрофорез. Електроосмос.
6. Потенціал протікання та седиментації.

Основний етап заняття

Електричні властивості колоїдних систем обумовлені наявністю на поверхні частинок дисперсної фази **подвійного електричного шару (ДЕШ) іонів**.

Подвійний електричний шар може утворитися внаслідок виборчої адсорбції одного з іонів електроліту, що міститься в розчині, за рахунок поверхневої дисоціації функціональних груп або орієнтації полярних молекул на поверхні розділу фаз.

Іони внутрішньої обкладки називаються потенціалвизначальними, іони зовнішньої обкладки - протиіонами.



ζ (дзета)- потенціал, що відповідає різниці потенціалів між межею ковзання рідини та глибиною розчину. Електрокінетичний потенціал обчислюється з досвідчених даних за рівнянням Гельмгольца-Смолуховського:

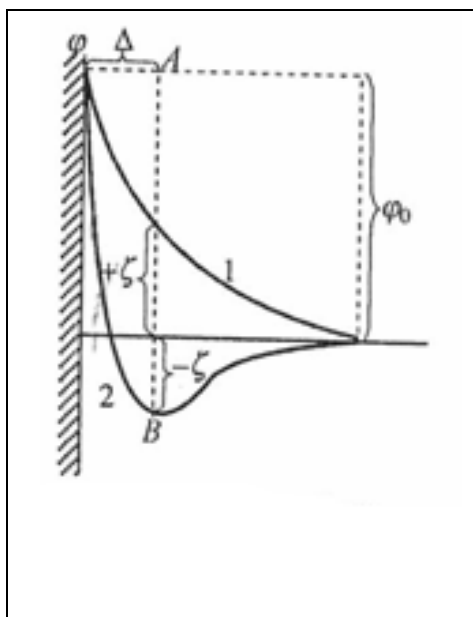
$$\zeta = \eta u_0 / \epsilon \epsilon_0 E$$

де η — в'язкість середовища; U_0 — лінійна швидкість руху фаз; E — напруженість електричного поля; κ — питома електрична провідність середовища; v — об'ємна швидкість руху середовища; I — сила струму.

Вплив чинників на електрокінетичний потенціал: його величина

залежить від концентрації електролітів, присутніх у розчині. Збільшення концентрації іонів у розчині тягне у себе зменшення товщини дифузного шару і супроводжується зменшенням величини електрокінетичного потенціалу.

Величина електрокінетичного потенціалу залежить не тільки від концентрації іонів електроліту, а й від їхньої валентності, причому, виняткову роль у цьому випадку грають протиіони, тобто іони, заряд яких протилежний заряду твердої поверхні або самої частки. Здатність протиіонів знижувати величину ζ - потенціалу швидко зростає з валентністю протиіону.



Схема, що пояснює зміну знаку ζ - потенціалу

Розрядна здатність іонів однакової валентності також різна. Так, катіон надає тим більше знижувальну дію на ζ -потенціал, чим більше його обсяг. Для іонів лужних металів отримується наступний ряд: $Li^+ < Na^+ < K^+ < Rb^+ < Cs^+$

Особливо сильний вплив на ζ -потенціал мають одновалентні органічні катіони (основних барвників і алкалоїдів). Вони легко поляризуються, що зумовлює можливість їхнього переважного входження до гелмгольцовського шару та зниження ζ -потенціалу.

Дослідження впливу різних іонів на величину ζ -потенціалу призвело до відкриття явища перезарядки та різного знаку поверхневого та електрокінетичного потенціалу для однієї і тієї ж межі розділу. Досвід показав, що водні іони, іони вищої валентності, а також ряд аніонів не тільки здатні значно знижувати величину ζ - потенціалу, а й викликати зміну його знака.

При розведенні колоїдного розчину ζ -потенціал збільшується.

Електрокінетичні явища

Електрокінетичними називають явища, що спостерігаються в дисперсних системах і які в тому, що частинки або рідкість рухаються під дією різниці потенціалів, або різниця потенціалів виникає внаслідок руху частинок або рідини.

Електрокінетичні явища класифікуються таким чином:

- 1) електрокінетичні явища першого роду - відносно переміщення фаз під дією різниці потенціалів, до них відносяться: а) електрофорез - рух частинок дисперсної фази щодо нерухомого дисперсійного середовища; б) електроосмос - рух рідини щодо твердої поверхні капілярно-пористих мембран;
- 2) електрокінетичні явища другого роду - виникнення різниці потенціалів внаслідок вимушеного відносного переміщення фаз, до них відносяться: а) потенціал седиментації - виникнення різниці потенціалів при русі частинок у нерухомій рідині; б) потенціал протікання - виникнення різниці потенціалів під час руху рідини щодо нерухомої твердої поверхні.

Електрофорез

У 1808 році професор Московського університету Ф. Ф. Рейсс провів два цікаві досвіди, які лягли в основу дослідження електричних властивостей дисперсних систем. У першому досвіді (рис. 4) він

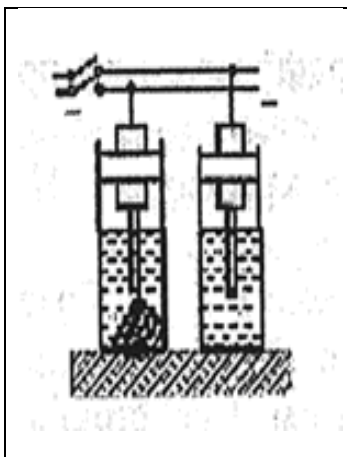
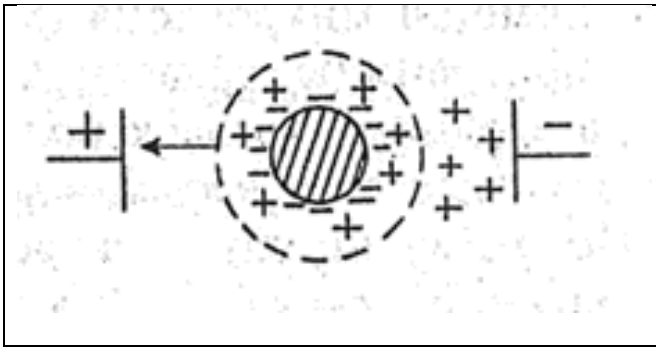


Схема експерименту Рейсу з електрофорезу

У мокру глину він занурив дві скляні трубки, заповнив їх водою та помістив у них електроди. При пропусканні постійного струму частинки глини рухалися до позитивного електрода. Це явище назвали ***електрофорезом***.

Схема руху частки при електрофорезі

Під дією електричного поля подвійний шар іонів розривається



на межі ковзання, частка набуває заряду і рухається до протилежно зарядженого електрода, протіони дифузного шару рухаються в протилежний бік.

Однак при спостереженні електрофорезу здається, що вся рідина рухається одного електрода. Це тому, що для утворення подвійного шару потрібна дуже мала кількість електроліту.

Швидкість електрофорезу залежить від величини електрокінетичного потенціалу і визначається рівнянням Гельмгольца - Смолуховського:

$$u_0 = \varepsilon_0 \varepsilon E \zeta / \eta, \quad (4)$$

де u_0 - лінійна швидкість руху фаз; ε — діелектрична проникність середовища; ε_0 — електрична постійна, рівна $8,85 \cdot 10^{-12}$ Ф/м; E – напруженість поля; ζ – електрокінетичний потенціал; η – в'язкість середовища.

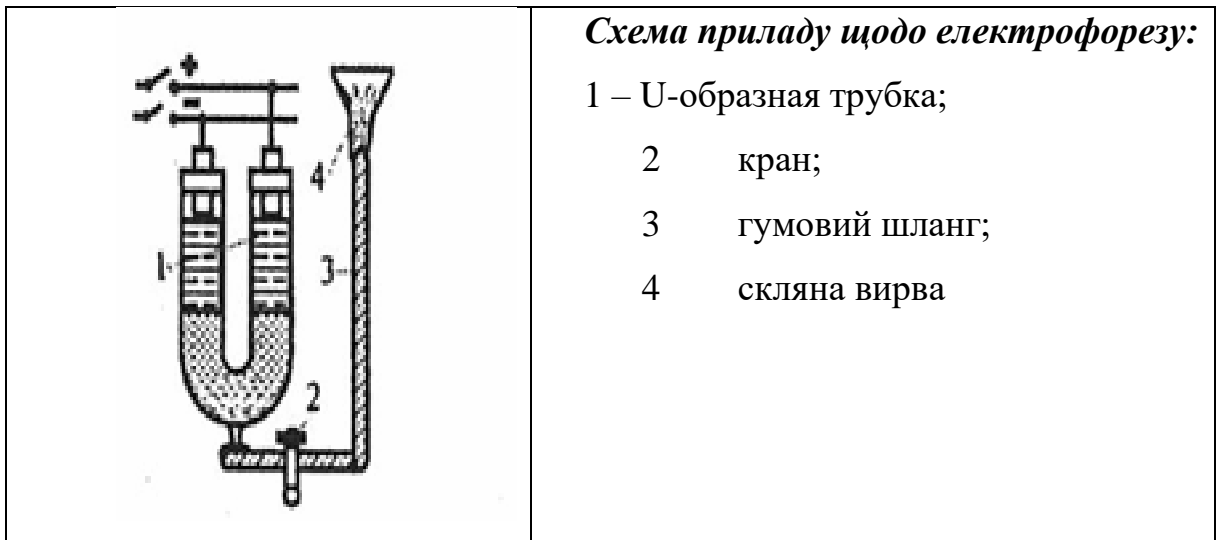
Швидкість руху дисперсної фази, віднесена до одиниці напруженості електричного поля, називається електрофоретичною рухливістю та визначається рівнянням:

$$u_{ef} = \frac{u_0}{E} = \frac{h}{tE} = \frac{hl}{tV} = \frac{\varepsilon_0 \varepsilon \zeta}{\eta},$$

де h – шлях, пройдений дисперсною фазою (часткою) за час t ; l – відстань між електродами; V – прикладена різниця потенціалів.

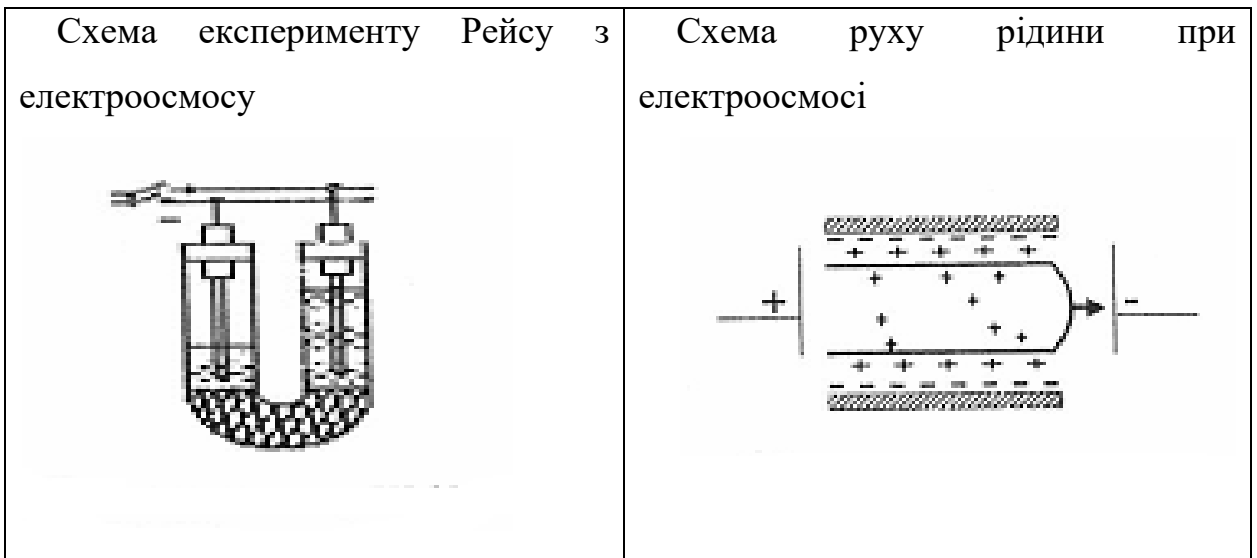
Найчастіше рівняння Гельмгольца – Смолуховського записують щодо ζ – потенціалу: $\zeta = \eta u_0 / \varepsilon \varepsilon_0 E$

Експериментально електрофорез досліджують шляхом спостереження за переміщенням окремих частинок в електричному полі за допомогою мікроскопа (мікроелектрофорез), або переміщення межі розділу колоїдна система – дисперсійне середовище до одного з електродів (макроелектрофорез). Останній метод називається методом рухомого кордону.



Електроосмос

У другому досвіді Рейс заповнив середню частину U – образної трубки скляної трубки товченим кварцем, налив води, завантажив електроди та пропустив постійний струм. Через деякий час рівень води в коліні з негативним електродом підвищився, а в другому коліні – знизився. Це явище отримало назву електроосмосу.



Швидкість руху дисперсійного середовища, віднесена до одиниці напруженості електричного поля, називається електроосмотичною рухливістю та визначається:

$$u_{зон} = \frac{u_0}{E} = \frac{v}{SE} = \frac{vI}{SV} = \frac{vI}{SIR} = \frac{vIkS}{SI} = \frac{vK}{I} = \frac{\epsilon_0 \epsilon \zeta}{\eta}$$

де v — об'ємна швидкість руху середовища ($v = u_0 S$); S — площа поперечного перерізу капілярів; I — сила струму; R — електричний опір; κ —

питома електрична провідність середовища.

В цьому випадку ζ - потенціал розраховують за рівнянням:

$$\zeta = \frac{\eta u_0}{\varepsilon_0 \varepsilon E} = \frac{\eta u_{зон}}{\varepsilon_0 \varepsilon} = \frac{\eta k V}{\varepsilon_0 \varepsilon l}$$

Експериментально електроосмос досліджують з перенесення рідини через мембрану (капілярно-пористі матеріали, діафрагму) до одного з електродів

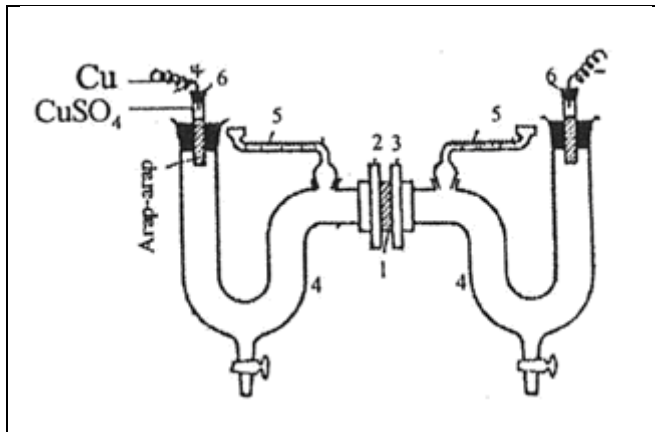


Схема приладу щодо електроосмосу: 1 – пориста діафрагма; 2, 3 – фланці; 4 – симетричні судини; 5 – відлікові трубки; 6 – електроди

З'єднавши електроди із зовнішнім джерелом струму, вимірюють об'єм переміщеної рідини (V) за деякий час (t) у капілярних трубках внаслідок електроосмосу в діафрагмі 1. Об'ємну швидкість електроосмотичного перенесення рідини розраховують по відношенню: $v = V/t$.

Потенціал протікання та седиментації

У 1859 році Квінке відкрив явище, протилежне електроосмосу-при протіканні під тиском рідини через пористу мембрану виникла різниця потенціалів, яку назвали ***потенціалом протікання***.

Це зумовлено наявністю ПЕШ на межі розділу фаз. При протіканні під тиском рідини через пористу діафрагму відбувається деформація ПЕШ та іони дифузного шару зміщуються у напрямку потоку рідини.

Різниця потенціалів зростає до встановлення рівності цих струмів та в стаціонарних умовах стає постійною. Потенціал перебігу виражається наступним рівнянням:

$$U_n = \frac{\varepsilon_0 \varepsilon \zeta \rho}{\eta \kappa},$$

де ρ — тиск, що викликає перебіг рідини.

Дорн в 1878 році виявив, що при осіданні суспензії кварцу під дією сили тяжіння виникає різниця потенціалів між рівнями різної висоти— *потенціал седиментації*.

При осіданні дисперсних частинок під дією сили тяжіння подвійні електричні шари, що оточують частинку, деформуються за рахунок тертя про шар рідини. Внаслідок цього дифузні іони відстають від частинок, що рухаються, і по висоті осідання виникає різниця потенціалів.

Потенціал седиментації визначають за рівнянням:

$$U_c = \frac{\zeta \varepsilon_0 \varepsilon \zeta \rho}{\eta \kappa},$$

де ρ і ρ_0 — щільності частинок дисперсної фази та дисперсійного середовища відповідно; g — прискорення сили тяжіння; φ — об'ємна частка дисперсної фази, яка для сферичних частинок радіусу r та кількості n в одиниці

об'єму дорівнює $\frac{4}{3} \pi r^3 n$

Насамперед зазначимо, що після відкриття електрокінетичних явищ вдалося показати, що ζ -потенціал є найважливішим фактором стійкості для низки колоїдних розчинів і більш грубих дисперсних систем. Зміна стійкості таких систем відбувається симбатно зі зміною ζ -потенціалу.

Дослідження електрофорезу відкрили можливості для характеристики складних природних білків (їх фракційного складу), характеристики ензимів, вірусів, бактерій, формових елементів крові, латексів та ін. Сьогодні електрофорез є фармакопейним методом визначення ступеня чистоти антибіотиків, вітамінів та інших ліків речовин, з допомогою лікувальні препарати вводять у організм людини. Широке застосування знайшов

електрофорез на папері, в агаровому або крохмальному гелі, для поділу та виділення різних лікарських та біологічно активних речовин. Електрофорез (фронтальний) - це єдиний спосіб прямого визначення абсолютної електрофоретичної рухливості. Компоненти розчину, наприклад, плазми крові мають різні рухливості і тому при тривалому електрофорезі просторово поділяються. Отримані таким чином електрофореграми можуть успішно використовуватися як для діагностики захворювань, так контролю за їх перебігом.

Дослідження ζ -потенціалу на межі тверда фаза-рідина за допомогою електроосмосу або потенціалу протікання дозволили зробити висновок про стан поверхні різних твердих тіл. Зокрема, для різних бентонітів було показано, що характер обміну іонів на поверхні, а також низку інших важливих властивостей пов'язані з наявністю певного заряду на поверхні частинок.

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ. вищ. фарм. навч. закл. (фармац. ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./

- А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
 6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
 7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
 8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
 9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
 10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
 11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр.. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред.. проф.. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім.. В. Каразіна, 2012. –500 с.
 12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
 13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
 14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
 15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
 16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
 17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Тема: Будова міцели та ПЕШ. Електрофорез, електроосмос.

Мета: вміти складати формули міцели, розуміти сенс електрокінетичного потенціалу, аналізувати його вплив на швидкість електрокінетичних явищ; прогнозувати поведінку міцел при електрофорезі.

Основні поняття: міцела, ПЕШ, електрокінетичний потенціал, електрофоретична рухливість.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

1. Дифузія. Осмос. Форез. Седиментація.
2. Адсорбція. Правило вибіркової адсорбції Панетта- Фаянса.
3. Властивості розчинів електролітів.

3. Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Подвійний електричний шар. Будова колоїдних частинок.
2. Потенціали ПЕШ.
3. Будова міцели гідрофобного золю.
4. Електрокінетичні явища у медико-біологічних та фізико-хімічних дослідженнях.

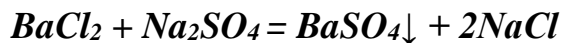
Основний етап заняття

Основу дисперсної фази становить нерозчинний агрегат, що складається з сотень і тисяч молекул нерозчинної у воді речовини і стабілізатора. *Міцела* – це структурна одиниця колоїдного розчину з рідким дисперсійним середовищем, що складається з ядра і поверхневої стабілізуючої оболонки. Міцела – електронейтральна частинка.

Основною міцелярної теорії є наявність у них *подвійного електричного*

шару. Він може утворитися або за рахунок вибіркової адсорбції іонів на поверхні, або в результаті іонізації молекул твердої фази.

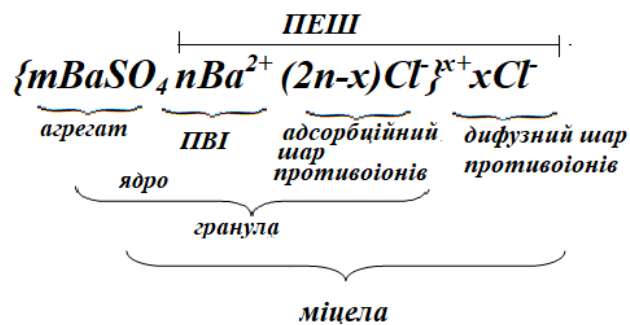
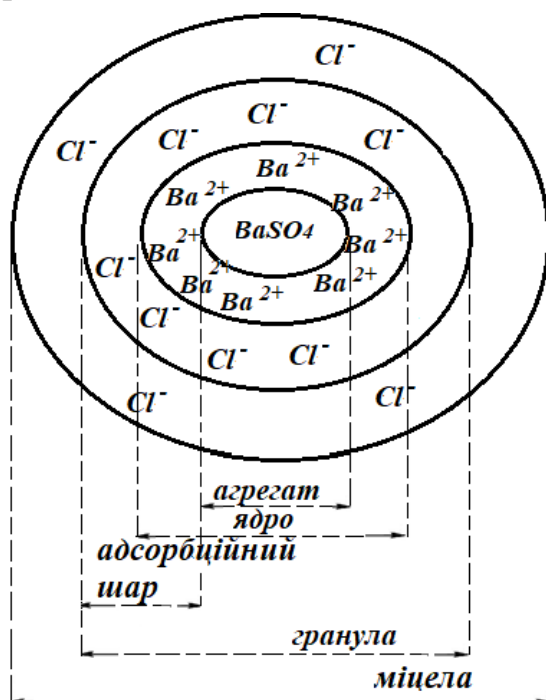
Розглянемо утворення міцел в колоїдному розчині барію сульфату, отриманому методом хімічної конденсації по реакції обміну:



Основу дисперсної фази становить нерозчинний агрегат, що складається з сотень і тисяч молекул нерозчинної у воді речовини і стабілізатора. Залежно від співвідношення реагентів може бути три випадки:

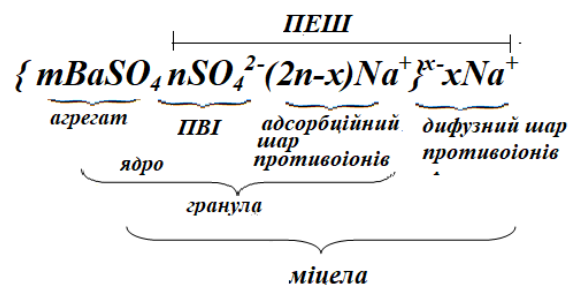
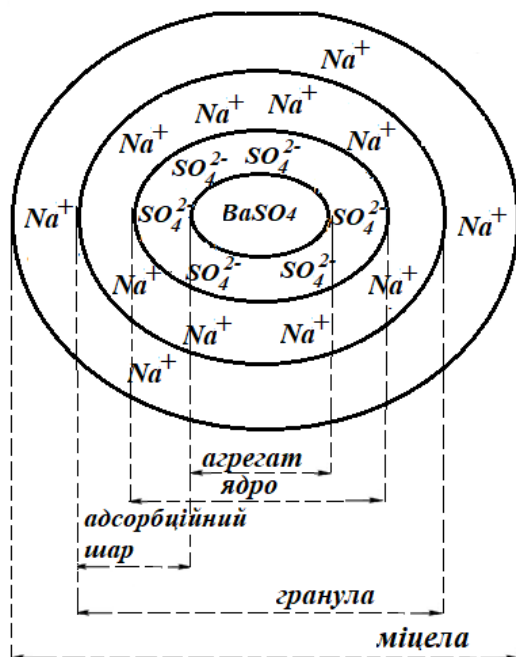
а) при еквівалентом співвідношенні реагентів колоїдний розчин не утворюється, стабілізація системи відбувається за рахунок росту кристалів BaSO_4 і випадання осаду.

б) при невеликому надлишку BaCl_2 , згідно з правилом Панета - Фаянса розчину електроліту на поверхні мікрокристалів адсорбується той іон, який входить до складу твердого тіла і здатний добудовувати його кристалічну решітку. У нашому випадку в розчині є іони Ba^{2+} і Cl^- . Добудовування кристалічної решітки агрегату йде за рахунок іонів Ba^{2+} , що входять до складу кристала.



Будова частки ліофобного золю при надлишку BaCl_2 .

в) При надлишку Na_2SO_4 зростання кристала BaSO_4 відбуватиметься за рахунок іонів SO_4^{2-} . Добудовування кристалічної решітки агрегату йде за рахунок іонів SO_4^{2-} , що входять до складу кристала.



Будова частки ліофобного золю при надлишку Na_2SO_4

Одним з основних положень теорії будови колоїдних частинок є уявлення про будову подвійного електричного шару (ПЕШ). Відповідно до сучасних уявлень, складається з адсорбційного і дифузійного шарів.

Адсорбційний шар складається з:

- зарядженої поверхні ядра міцели в результаті адсорбції на ній потенціалвизначаючих іонів (ПВІ), які визначають величину потенціалу поверхні і його знак;
- шару іонів протилежного знака – протиіонів (ПІ), які притягуються з розчину до зарядженої поверхні;
- адсорбційний шар досить щільний, товщина його постійна і не залежить від зміни зовнішніх умов.

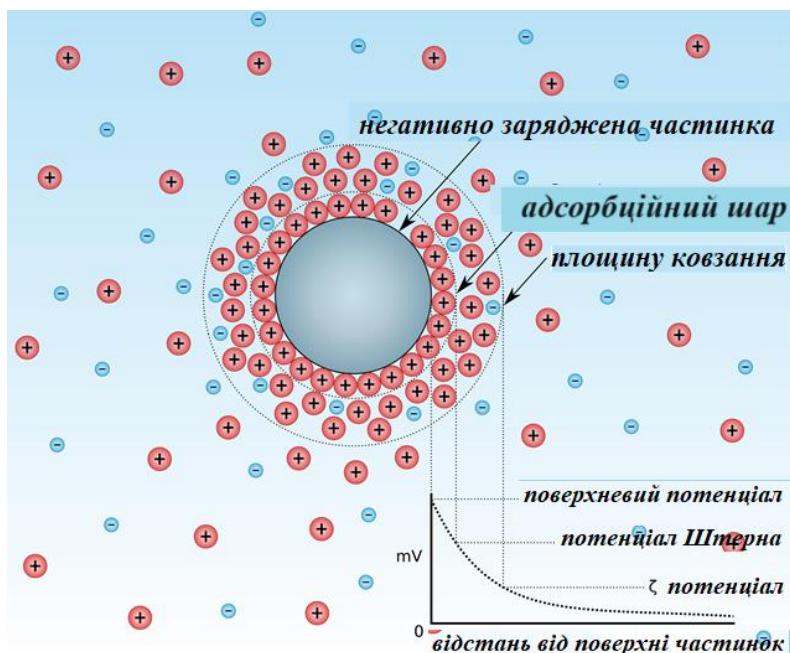
Адсорбційний шар складається з:

Внаслідок теплового руху частину ПІ проникає вглиб дисперсійного середовища, і їх тяжіння до зарядженої поверхні гранули здійснюється тільки за рахунок електростатичних сил. Ці ПІ становлять **дифузний шар**, який менш міцно пов'язаний з поверхнею. Дифузний шар має змінну товщину, яка залежить від концентрації електролітів в дисперсійному середовищі.

При русі твердої і рідкої фаз одна відносно одної виникає розрив ПЕШ в дифузійної частини і на межі поділу фаз виникає стрибок потенціалу, який називають **електрокінетичним ξ -потенціалом** (дзета-потенціал).

Його величина визначається різницею між загальною кількістю зарядів (ϕ) ПВІ і кількістю зарядів ПІ (ϵ), що містяться в адсорбційному шарі, тобто. $\xi = \phi - \epsilon$. Падіння міжфазного потенціалу при віддаленні від твердої фази вглиб розчину показано на рис. 10.

Утворення подвійного електричного шару призводить до появи електричного потенціалу, який зменшується з відстанню, і його значення в різних точках відповідає: поверхневому потенціалу ϕ , потенціалу адсорбційного шару ϕ_s , дзета-потенціалу ζ .



Будова подвійного електричного шару

2. Напишіть формули відповідних міцел, отриманих за допомогою реакцій в присутності стабілізатора. Визначте, до якого електроду буде рухатися частинка золю при електрофорезі?

№	Реакція отримання	Стабілізатор
1	$2AgNO_3 + H_2O_2 \rightarrow 2Ag + O_2 + 2HNO_3$	$AgNO_3$
2	$FeCl_3 + 3H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 + 3HCl$	$FeCl_3$
3	$Na_2SiO_3 + H_2O = H_2SiO_3 + NaOH$	Na_2SiO_3
4	$As_2O_3 + 3H_2S = As_2S_3 + 3H_2O$	H_2S
5	$CrCl_3 + NH_4OH = Cr(OH)_3 + NH_4Cl$	$CrCl_3$

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Мironович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр.. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред.. проф.. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім.. В. Каразіна, 2012. –500 с.

12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 28

Тема: Стійкість і коагуляція колоїдних систем.

Мета: сформулювати системні знання про стійкість і коагуляції, їх тісному зв'язку з життєдіяльністю біологічних систем, розгляд колоїдно-хімічних аспектів факторів стійкості дисперсних систем.

Основні поняття: агрегативна стійкість, седиментаційна стійкість, коагуляція, поріг коагуляції, колоїдний захист

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти:

- поняття «дисперсність», «дисперсна фаза», «дисперсійна середа», «дисперсна система», «пептизація», «опалесценція», «седиментація», «електрофорез»;

- класифікувати дисперсні системи з різних видів класифікації;
- знати і аналізувати принципи методів отримання та очищення дисперсних систем;
- пояснювати фізико-хімічні основи гемодіалізу;
- знати будову міцели і складати їх формули;
- розуміти сенс електрокінетичного потенціалу, аналізувати його вплив на стійкість колоїдних систем;
- прогнозувати поведінку міцел при електрофорезі.

3.Вимоги до теоретичної готовності здобувачів вищої освіти до виконання практичних занять

1. Фактори стійкості дисперсних систем.
2. Кінетична стійкість колоїдних систем.
3. Агрегативна стійкість колоїдних систем.
4. Коагуляція та фактори, що її викликають. Поріг коагуляції.
5. Правило Шульце - Гарді.
6. Теорія стійкості та коагуляції ДЛФО. Кінетика стійкості.
7. Колоїдний захист. Значення її для фармації.

Основний етап заняття

Здатність дисперсної системи зберігати структуру називають її ***стійкістю***. За пропозицією Н. П. Пескова (1920) стійкість дисперсних систем поділяють на два види: седиментаційну і агрегативну.

Седиментаційна стійкість – стійкість дисперсної фази по відношенню до сили тяжіння. Основними умовами існування цієї стійкості є висока дисперсність і участь частинок дисперсної фази в броунівському русі. У зв'язку з цим, ультрамікрогетерогенні системи є кінетично стійкими, для них характерно встановлення седиментаційно-дифузійної рівноваги. Мікрогетерогенні і грубодисперсні системи кінетично нестійкі. У них досить швидко відбувається поділ дисперсної фази і дисперсійного середовища.

Агрегативною (кінетичною) стійкістю називають здатність

дисперсної системи зберігати певну ступінь дисперсності, тобто частки дисперсної фази трохи об'єднуються в більш великі агрегати. Порушення *агрегативної стійкості* відбувається внаслідок злипання частинок дисперсної фази в більш великі агрегати.

Агрегативна і седиментаційна стійкості безпосередньо пов'язані між собою. Поки колоїдний розчин зберігає свою дисперсність, він стійкий і седиментаційно. Втрата агрегативної стійкості призводить до коагуляції золю.

За агрегативною стійкістю дисперсні системи поділяють на:

- 1) *Термодинамічно стійкі* або ліофільні дисперсні системи (міцелярні розчини ПАР, розчини ВМС);
- 2) *Термодинамічно нестійкі* або ліофобні дисперсні системи (золі, суспензії, емульсії).

Останнім часом розрізняють також *конденсаційну* стійкість: система утворює неміцні агрегати (флокули) або пухкі осади – частинки втрачають свою індивідуальну рухливість, але зберігаються як такі протягом тривалого часу.

У реальних системах *агрегативна стійкість* зазвичай обумовлена одночасною дією декількох факторів. При цьому основна роль належить *електростатичному* та *адсорбційно-сольватному факторам*.

Електростатичний фактор сприяє створенню електростатичних сил відштовхування, зростаючих при збільшенні поверхневого потенціалу, особливо електрокінетичного потенціалу частинок дисперсної фази.

Фактори, що впливають на ξ - потенціал:

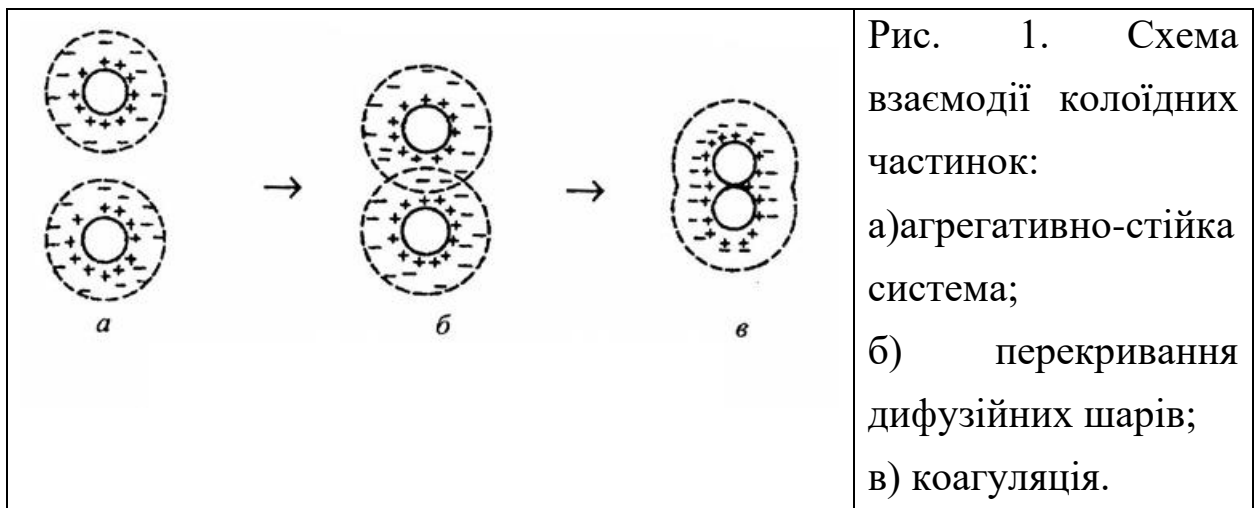
1. Наявність в розчині індиферентного електроліту (що не містить ПВІ). Він містить або протиіон, або іон, однознаковий з протиіоном. В такому випадку відбувається стиснення дифузійного шару і падіння ξ і як наслідок – коагуляція.

2. Додавання стабілізатора – електроліту, що містить потенціалвизначаючий іон, викликає збільшення ξ - потенціалу, а значить, сприяє стійкості колоїдної системи, але до певної межі.

Адсорбційно-сольватний фактор призводить до зменшення міжфазного натягу і зниження енергії Гіббса поверхні розділу.

Коагуляція і фактори, що її викликають

Колоїдні розчини малостійкі в порівнянні з молекулярними розчинами. Під впливом різних факторів (*температура, освітлення, електрики, зміни концентрації, механічного впливу, присутність домішок*), а іноді і просто без видимих причин у них протікають незворотні процеси, що призводять до змін частинок дисперсної фази і їх випадання в осад – *коагуляції*.



Коагуляція золів може бути викликана збільшенням електролітів, нагріванням або заморожуванням, механічним впливом і т.д. Найбільш важливим і добре вивченим чинником, що викликає коагуляцію, є *дія електролітів*.

Основні закономірності коагуляції:

1. З видимою швидкістю коагуляція відбувається тільки при додаванні певної кількості електроліту. Мінімальну концентрацію електроліту, при якій починається коагуляція, називають *порогом*

коагуляції ($C_{пор}$) і висловлюють її зазвичай в ммоль електроліту на 1 дм³ золю.

Величину, зворотну порогу коагуляції, називають **коагулюючою здатністю електроліту** (V_k)

$$V_k = \frac{1}{C_{пор}} \quad (6)$$

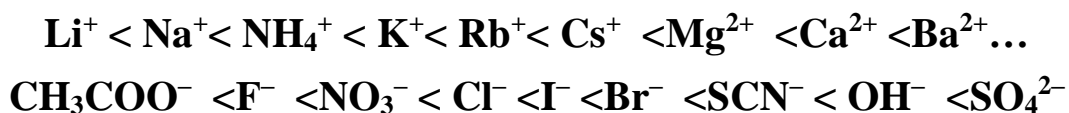
Коагулююча здатність – це об'єм золю, для коагуляції якого необхідно 1 ммоль електроліту.

2. Коагулюючу дію має не вся молекула, а тільки його іон, знак якого протилежний заряду гранули. Ці іони називають **коагулюючими** або **іонами-коагуляторами**. При досягненні порогової концентрації електроліту електростатичні сили відштовхування між частинками слабшають, частинки об'єднуються в більш великі агрегати і випадають в осад. Мінімальне значення ζ -потенціалу, при якому золь зберігає стійкість, називають **критичним** ($\zeta \approx 30$ мВ).

3. Коагулююча здатність іонів залежить від величини їх заряду: чим вище заряд іона, тим вище його **коагулююча дія** (**правило Шульце-Гарді**): $V_k(Al^{3+}) > V_k(Ca^{2+}) > V_k(K^+)$, тому найменший **порог коагуляції** буде у електроліту з багатозарядним коагулюючим іоном: $C_{пор}(K^+) > C_{пор}(Ca^{2+}) > C_{пор}(Al^{3+})$.

4. Для іонів одного заряду **коагулююча здатність** зростає зі зменшенням гідратації. Такі ряди іонів, розташовані в порядку зростання їх коагулюючої здатності, називають **ліотропними рядами** або **рядами Гофмейстера**.

Ліотропні ряди катіонів та аніонів – ряди, в яких іони розташовуються по збільшенню їх здатності стискати дифузний шар і викликати падіння ξ - потенціала.



5. Коагулююча здатність багатьох органічних іонів набагато вище, ніж неорганічних, що обумовлено високою адсорбційною здатністю органічних іонів.

За правилом Траубе, в гомологічних рядах електролітів з органічними іонами коагулююча здатність рівномірно збільшується зі збільшенням довжини вуглеводневого радикала.

6. При коагуляції гідрофобних золів сумішшю електролітів, може спостерігатися одне з явищ: *адитивність* (незалежна дія), *антогонізм* (взаємне ослаблення) і *синергізм* (взаємне посилення) коагулюючої дії електролітів.

Гетерокоагуляція – це агрегація частинок, що відрізняються або за складом, або за розміром. Одним з видів гетерокоагуляції є *взаємна коагуляція*, яка відбувається при зливанні золів з протилежно зарядженими частинками (гранулами).

Однак між звичайною електролітною коагуляцією і взаємною коагуляцією є велика різниця: *при певному співвідношенні кількостей золів, що змішуються при взаємній коагуляції завжди настає перезарядка.*

Щоб викликати повну коагуляцію, тобто повне випадання дисперсної фази обох золів, вони повинні бути взяті в кількостях, що забезпечують еквівалентність позитивних і негативних зарядів, тобто ξ -потенціал = 0.

Взаємна коагуляція колоїдних систем може спостерігатися і тоді, коли частки золів мають однойменний заряд; в цьому випадку причиною втрати стійкості одного з золів є сильна специфічна адсорбція іона-стабілізатора даної системи поверхнею колоїдних частинок іншої системи.

У деяких випадках під час коагуляції спостерігається явище *звикання золю* – підвищення стійкості золю до коагулюючої дії електроліту при зменшенні швидкості його надходження. Це

спостерігається, якщо електроліт додавати до золю малими порціями через великі інтервали часу. В цьому випадку $C_{пор}$ буде більше, ніж при додаванні відразу великої кількості електроліту. В організмі це явище проявляється в звиканні до деяких ліків, куріння, наркотиків.

Колоїдний захист – це явище підвищення агрегативної стійкості ліофобних золів при додаванні деяких речовин: ВМС (білки, полісахариди) і деяких колоїдних ПАР.

Наприклад, якщо до золю $Fe(OH)_3$ додати невелику кількість розчину желатину, то для коагуляції такого золю потрібно набагато більше електроліту, ніж для коагуляції незахищеного золю.

Здатність захищати золі від коагуляції кількісно виражають захисним числом.

Захисне число – це число (в мг) сухого ВМС, яке захищає 10 мл даного золю від коагуляції його 1 мл 10% розчину NaCl. Чим більше захисне число, тим слабкіше захисна дія даного ВМС.

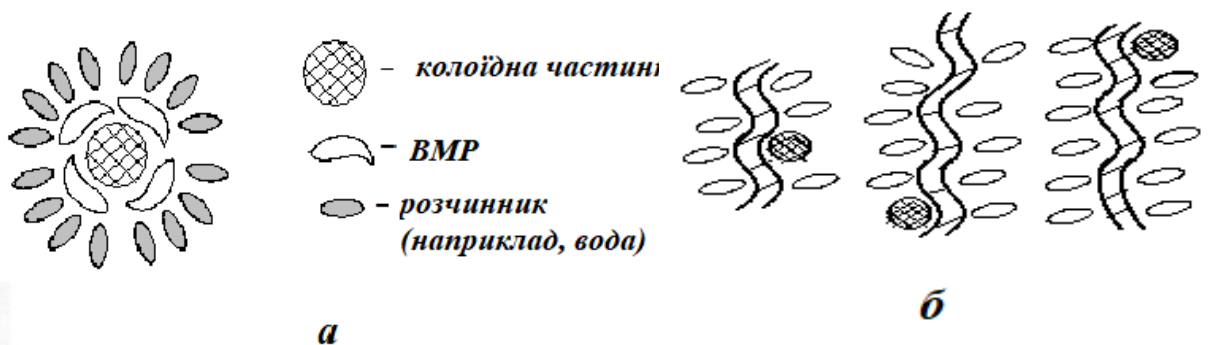


Рис. 2. Схема колоїдного захисту для глобулярних біополімерів (а), фібрилярних біополімерів (б).

Пояснюється колоїдний захист адсорбцією захисних речовин на поверхні колоїдних частинок. Колоїдні ПАР і ВМС орієнтуються на поверхні колоїдних частинок: гідрофобними ділянками до частинок дисперсної фази, а гідрофільними назовні, до води. Система при цьому ліофілізується, міцели набувають додатковий фактор агрегативної стійкості за рахунок гідратних оболонок захисних речовини (рис. 2).

Основними умовами захисної дії є:

- добра розчинність ВМР в дисперсійному середовищі колоїдного розчину;
- добра адсорбуємість молекул ВМР на колоїдних частинках;
- досить велика концентрація ВМР, яка забезпечує утворення мономолекулярного адсорбційного шару із макромолекул ВМР, що повністю покриває всю поверхню міцел золью.

Питання для самоперевірки

1. Види стійкості дисперсних систем за Песковим.
2. У чому полягає відмінність між ліофобними і ліофільними колоїдними системами?
3. Види стійкості, що характерні для гідрофобних золів.
4. Дією яких факторів обумовлена агрегативна стійкість гідрофобних золів?
5. Як впливає величина електрокінетичного потенціалу на стабільність колоїдної системи?
6. Кінетична стійкість дисперсних систем.
7. Дайте визначення коагуляції. Чинники, що викликають її.
8. Що таке поріг коагуляції і коагулююча дія електроліту?
9. Сформулюйте правило Шульце-Гарді.
10. Якими факторами можна викликати коагуляцію ліофобної колоїдної системи?
11. Коагуляція змішаними електролітами.
12. Яке явище називають колоїдним захистом? Роль колоїдного захисту в живому організмі?
13. Розташуйте катіони Rb^+ , Cs^+ , Li^+ , K^+ , Na^+ в порядку підвищення їх коагулюючої здатності по відношенню до негативно заряджених частинок золів.
14. Розташуйте аніони Cl^- , I^- , Br^- в порядку підвищення їх коагулюючої здатності по відношенню до позитивно заряджених частинок золів.

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.

11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред. проф. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім. В. Каразіна, 2012. –500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-ге вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 29

Тема: Основні поняття про ВМР. Утворення розчинів ВМР. Властивості гелів

Мета: Оволодіти сучасним рівнем знань, що дозволяє зрозуміти функціонування живих систем на клітинному рівні і усвідомити причини виникнення деяких патологій; отримання теоретичних знань і практичних навичок, необхідних при вивченні мікробіології, фізіології, фармакології, а також подальшої самостійної практичної роботи.

Основні поняття: високомолекулярна речовина, розчин ВМР, ступінь набрякання ВМР, гелі та драглі, сінерезис, тіксотропія.

Обладнання: Лабораторія кафедри

План:

1. Організаційні заходи (привітання, перевірка присутніх, повідомлення теми, мети заняття, мотивація здобувачів вищої освіти щодо вивчення теми).

2. Контроль опорного рівня знань

Здобувач вищої освіти повинен знати та вміти: основні методи одержання дисперсних систем; визначати види і аналізувати чинники стійкості дисперсних систем; знати закономірності і механізм коагуляції; інтерпретувати правило Шульце - Гарді; знати ліотропні ряди Гофмейстера та вміти застосовувати ці данні для визначення термінів стійкості розчинів ВМС.

3. Вимоги до теоретичної готовності студентів до виконання практичних занять

1. Методи одержання ВМС.
2. Полідисперсність ВМС. Середня молекулярна маса ВМС та методи її визначення.
3. Розчинення та набряк полімерів. Механізми набряку.
4. Вязкість розчинів ВМС. Рівняння Штаудінгера.
5. Агрегативна стійкість розчинів полімерів. Коацервація. Денатурація. Висолювання.
6. Поліелектроліти. Ізоелектрична точка білка.
7. Гелі та драглі. Тіксотропія.

Основний етап заняття

Високомолекулярні сполуки – це сполуки з молекулярною масою близько 10⁴-10⁶ і вище. ВМС представляють собою сполуки, отримані в результаті полімеризації або поліконденсації невеликих молекул в довгі ланцюги – ***макромолекули*** – складаються з багаторазово повторюваних угруповань атомів. Повторювані ланки, називають ***мономерами***.

Розрізняють такі види полімерів:

- ***природні або натуральні*** – зустрічаються в природі в природних умовах (натуральний каучук, шовк, бурштин, крохмаль і ін.). В ту групу відносять і біологічно активні речовини, які утворюються в живих організмах – біополімери (білки, нуклеїнові кислоти, полісахариди);

- **штучні** – синтезовані на основі природних полімерів (в основному це похідні целюлози: целулоїд, ацетатцелюлоза, нітроцелюлоза);

- **синтетичні** – полімери, отримані в лабораторних умовах (капрон, поліетилен, поліуретан та ін.)

Синтетичні полімерні матеріали знаходять широке застосування в медицині, зокрема в хірургічній практиці як еквіваленти різних органів і тканин, кісток, суглобів; в якості замінників крові, плазми крові; при конструюванні апаратів штучної нирки, печінки, серця полімери, отримані в лабораторних умовах (капрон, поліетилен, поліуретан та інші)

Синтетичні полімерні матеріали знаходять широке застосування в медицині, зокрема в хірургічній практиці як еквіваленти різних органів і тканин, кісток, суглобів; в якості замінників крові, плазми крові; при конструюванні апаратів штучної нирки, печінки, серця.

Біополімери – це високомолекулярні речовини, що забезпечують життєдіяльність живих систем. До таких належать: білки, нуклеїнові кислоти (ДНК і РНК), полісахариди – целюлоза, крохмаль, глікоген.

Основні функції біополімерів в організмі:

- ✓ каталізують (ферменти) і регулюють (гормони) біохімічних реакцій;
- ✓ зберігають і передають генетичну інформацію (ДНК);
- ✓ є резервними поживними речовинами (крохмаль, глікоген);
- ✓ грають захисну (антигенні полімери, цукор), структурну і опорну (колаген, кератин) ролі.

Структура природних полімерів

Білкі (протеїни, поліпептиди) – високомолекулярні органічні речовини, що складаються з α -амінокислот, з'єднаних в ланцюжок пептидного зв'язком. В живих організмах амінокислотний склад білків визначається генетичним кодом. При синтезі білків в більшості випадків використовується 20 стандартних амінокислот. Безліч їх комбінацій створюють молекули білків з великою різноманітністю властивостей.

Структура білків:

Первинна структура являє собою послідовне чергування амінокислотних залишків у поліпептидному ланцюзі (ППЛ). Основною характеристикою є пептидний зв'язок, що утворюється при взаємодії α -аміно- і α -карбоксильних груп амінокислот (рис. 1).

Вторинна – обумовлена утворенням водневих зв'язків, донорно-акцепторних зв'язків між фрагментами первинної структури, що призводять до утворення складних спіралеподібних просторових конфігурацій.

Третинна структура – тривимірна, обумовлена розміщенням в просторі спіралеподібних поліпептидних ланцюжків з утворенням глобулярних або фібрилярних білкових молекул.

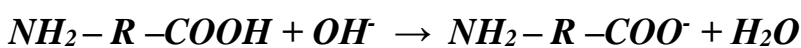
Четвертична структура – просторове розташування декількох поліпептидних ланцюжків, у яких вже є третинна структура.

Якщо в загальному вигляді записати формулу білка як $NH_2 - R - COOH$, то в кислому середовищі пригнічена іонізація карбоксильних груп і білок поводитьься як слабка основа:



Молекула при цьому набуває позитивний заряд (катионна форма білка).

У лужному середовищі білок поводитьься як слабка кислота:



Молекула при цьому набуває негативний заряд (аніонна форма білка).

Таким чином, як в кислому, так і в лужному середовищі молекули білка володіють нескомпенсованим зарядом різного знака. Регулюючи рН білкового розчину, можна домогтися переведення білка в **ізоелектричний стан**, при якому її позитивні і негативні заряди взаємно скомпенсовані.

Умовно молекулу білка в ізоелектричному стані можна зобразити:



Ізоелектрична точка білка (ІЕТ) – це значення рН, при якому білок переходить в ізоелектричний стан.

Так як білок зазвичай є більш сильною кислотою, ніж основою, то його ІЕТ лежить при $pH < 7$. Інакше кажучи, для досягнення ізоелектричного стану в розчині повинен перебувати деякий надлишок кислоти для пригнічення іонізації кислотних груп. Так як в ІЕТ число іонізованих основних і кислотних груп однаково, гнучка макромолекула згортається в клубок. При цьому відбувається витіснення сольватованих розчинників, і білкова сполука випадає в осад.

ІЕТ білка є його важливою характеристикою. Її визначають за допомогою деяких фізико-хімічних методів, заснованих на таких явищах, як: **електрофорез, висолювання, гелеутворення, набухання.**

Найважливішою властивістю ВМР є їх здатність утворювати як справжні, так і колоїдні розчини.

Внаслідок великої різниці в швидкості дифузії макромолекул ВМР і низькомолекулярного розчинника процесу розчинення, як правило, передує набухання – процес проникнення розчинника в полімерну речовину, яке супроводжується збільшенням обсягу і маси його зразка.

Кількісною характеристикою набухання є ступінь набухання:

$$\alpha = \frac{m - m_0}{m_0} \cdot 100\% \quad \text{або} \quad \alpha = \frac{V - V_0}{V_0} \cdot 100\% ,$$

де m_0 і m – маса зразка до та після набухання, V_0 і V – обсяг зразка до та після набухання відповідно.

При розчиненні полімеру можна виділити кілька стадій (рис. 2):

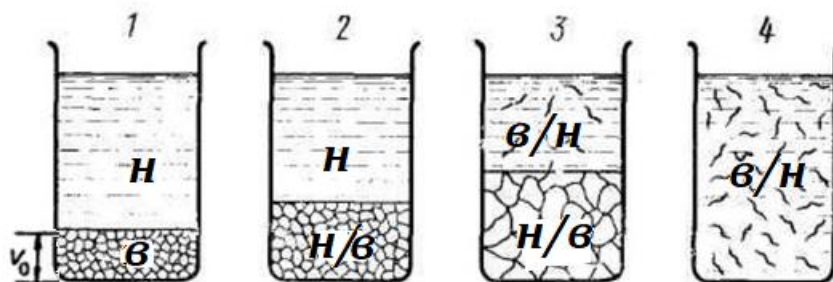


Рис. 2. Етапи набухання (n – молекули НМР; v – молекули ВМР)

Згідно з канонами термодинаміки енергія Гіббса процесу набухання і розчинення полімеру в цілому дорівнює сумі енергій Гіббса проміжних етапів (аналог закону Гесса):

$$\Delta G_{розч} = \Delta G_{1,2} + \Delta G_{2,3} + \Delta G_{3,4}.$$

Залежно від природи ВМР, його будови і природи розчинника набухання може бути **обмеженим**, тобто закінчуватися на стадії еластичного студню. Наприклад, обмежено набухає желатин у воді при кімнатній температурі не вище 30⁰С; аналогічно цей процес протікає і для агар-агару.

Необмежене набрякання (третя стадія), що спостерігається в ряді систем, закінчується утворенням істинного розчину молекулярного ступеня дисперсності. Так набухає желатин у гарячій воді, целюлоза в ацетоні та ін.

Розчини ВМР – це гомогенні, термодинамічно стійкі системи.

На процес набрякання біополімерів впливає безліч різних чинників: температура, рН середовища, наявність електролітів та ін. Найменший ступінь набухання для них спостерігається в області ІЕТ.

Молекули ВМС і колоїдні частинки складаються з багатьох тисяч атомів. Цим пояснюється схожість деяких властивостей ВМР і колоїдних розчинів, однак є й істотні відмінності. Розчини ВМР раніше відносили до колоїдних систем, називаючи їх ліофільними колоїдами.

Деякі властивості розчинів ВМР аналогічні властивостям золів:

- своєрідний тепловий рух, аналогічний броунівському;
- малі швидкості дифузії;
- макромолекули не проходять через тваринні та рослинні мембрани, так як не діалізуючі;
- мала величина осмотичного тиску;
- більш повільне протікання фізичних і хімічних процесів;
- підвищене прагнення до утворення різних молекулярних комплексів;
- здатність коагулювати і пептизуватися під впливом зовнішніх факторів.

Однак розчини ВМР мають і свої специфічні властивості.

Завдяки великій молекулярній масі ВМС нелеткі і не здатні до перегонки. Їх молекули під впливом різних факторів порівняно легко розщеплюються, що призводить до зміни властивостей полімеру:

- вони через стадію набухання утворюють істинні розчини. Останнє дозволило нині відносити ліофільні колоїди до істинних розчинів;

- розчини ВМР мають високу в'язкість і здатні легко желатинізуватися;

- зі зміною температури, тиску і концентрації в них здійснюються зворотні процеси;

- високий ступінь стійкості розчинів без введення стабілізатора.

Розчини ВМР є кінетично (седиментаційно) стійкими. При центрифугуванні вони осідають зі швидкостями, пропорційними їх молекулярній масі, що дає можливість розділяти багато білкових сумішей.

Для розчинів біополімерів не характерне явище коагуляції, але за допомогою солей білки можна виділити з системи.

Такий процес називається **висолюванням** – зняття гідратної оболонки без втрати гідрофобності, додаванням водозабираючих засобів (етанол, ацетон), а також активно гидратируючих іонів сильних електролітів (NaCl, NH₄Cl, Na₂SO₄, (NH₄)₂SO₄ і т. д). Деякі з них проявляють паралельно і денатуруючу дію. Застосовуючи солі в різних концентраціях, можна висолювати окремі фракції білка. Наприклад, альбуміни (молекулярна маса – 60000) висолюються насиченим розчином (NH₄)₂SO₄. Білки, осаджені (NH₄)₂SO₄, майже не піддаються денатурації.

Електроліти діють на розчини ВМР **не за правилом Шульце-Гарді**. Висолююча дія електролітів залежить не так від заряду іона, як від його здатності до гідратації. Гофмейстер встановив наступну послідовність висалювальної дії аніонів:



Іони, розташовані лівіше хлору, сприяють зняттю гідратної оболонки, а правіше – навпаки, адсорбуючись на частинках ВМС, приносять з собою додаткову воду і збільшують заряд, тим самим підвищуючи стійкість розчинів високомолекулярних сполук.

В ІЕТ висолювання білків відбувається найефективніше (це один із способів визначення ІЕТ).

У розчинах ВМР може відбуватися *коацервація* – злиття гідратних оболонок без об'єднання макромолекул (*процес оборотний*). При зміні умов коацерватні краплі зникають і система стає однофазною (рис. 3).

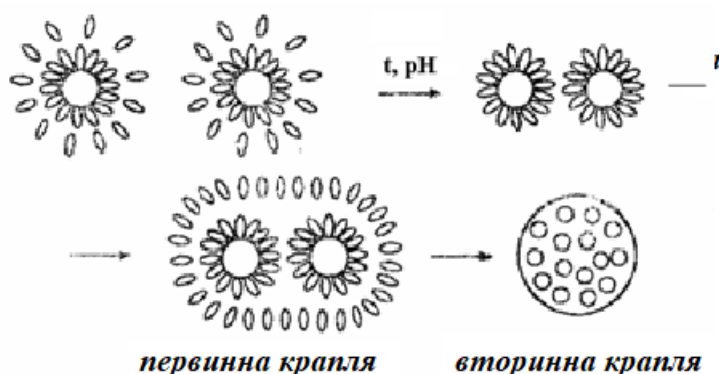


Рис. 3. Схема коацервації.

Гелями називають системи, що втратили текучість за рахунок утворення нових внутрішніх структур.

Драгли – системи полімер-розчинник, що характеризуються великими зворотніми деформаціями при практично повній відсутності в'язкої течії, це *гомогенна система*, що складається з ВМР і розчинника. При утворенні драглів між макромолекулами полімеру виникають молекулярні сили зчеплення, що призводять до утворення просторового сітчастого каркаса, осередки якого заповнені рідким розчином або розчинником.

Драгли переважно утворюються високополімерами із гнучкими макромолекулами. Завдяки гнучкості просторової сітки драгли при висушуванні легко деформується, стискається, так що можна висушуванням отримати абсолютно сухий полімер, який зберігає еластичність. Він знову здатний набухати у відповідному розчиннику. Процес обернений, і може бути повторений неодноразово.

Драгли в клітинах – зовнішні шари цитоплазми, а в організмі – мозок, шкіра, хрящі, очне яблуко.

Явище драглювання подібно коагуляції, і всі чинники, що зумовлюють коагуляцію, так само діють і при драглюванні. Від звичайної коагуляції він відрізняється тим, що тут не утворюється осаду частинок колоїду, а вся маса колоїду, пов'язуючи розчинник, переходить на своєрідний напіврідкий стан, набуваючи при цьому деякі властивості твердих тіл.

На відміну від драглів, *гелі* – це двофазні гетерогенні системи, утворені з високополімерів з жорсткими макромолекулами або з ліофобних

золів. Завдяки жорсткості частинок і всього каркаса гелю його обсяг при висушуванні скорочується порівняно небагато.

Після висушування *гелі* втрачають здатність знову утворювати розчини, тобто є незворотними системами. До гелів відносяться різні пористі і іонообмінні адсорбенти (силікагель), ультрафільтри, штучні мембрани.

Суттєве значення для застигання або гелеутворення має *природа речовини*, як гідрофобних золів, так і розчинів полімерів. Не всі гідрофобні золі можуть переходити в гелі; так, наприклад, золі благородних металів (золота, платини, срібла) не здатні застуднівати, що пояснюється своєю будовою цих колоїдних частинок і низькою концентрацією їх золів. При застудненні поділу на фази не відбувається, тому що розчинник разом з дисперсною фазою становить одне ціле – гель або драгли.

Гелі під впливом механічної дії розріджуються і переходять в золі, а в стані спокою знову переходять в драгли. Такий процес є екзотермічним і називається *тиксотропією*.

Згодом і гелі, і студні самочинно втрачають свої властивості – відбувається процес старіння – поділ гелю або драглю на дві фази. Цей процес отримав назву *синерезиса*.

Гель зменшується в об'ємі, зберігає форму і втрачає прозорість.

При старінні гелів і драглів структурна гратка стягується (скорочується) і витісняє рідину з утворенням збідненого золю і збагаченого гелю.

Явище синерезиса спостерігається і в процесах старіння організму. При цьому ущільнюються клітинні мембрани і, як наслідок, порушується їх проникність і провідність, втрачається еластичність кісток і тканин.

Завдання для самостійного рішення:

1. Поняття про ВМС. Природні і синтетичні полімери. Застосування в медицині.
2. Класифікація розчинів полімерів. Особливості розчинення полімерів.
3. Методи отримання ВМС. Полімеризація і поліконденсація. Принципова відмінність.
4. Розчини ВМС. Подібність і відмінність розчинів полімерів і золів.

5. Набухання і розчинення ВМС. Механізм набухання. Стадії набухання.
6. Білки як природні полімери. Вплив рН середовища на набухання і розчинення білків. Ізоелектричний стан білка.
7. Набухання. Види набухання. Вплив температури на процес набухання.
8. Порушення стійкості розчинів ВМС. Висолювання. Висалювальна дія електролітів. Ряди Гофмейстера.
9. Явище осадження білків. Денатурація. Коацервація.
10. Гелеутворення. Властивості Гелей. Тиксотропія. Синерезис.
11. Властивості гелів. Що називають старінням гелів?
12. Що таке синерезис? Його біологічне значення.
13. Які методи визначення ІЕТ білка Вам відомі?

4. Підбиття підсумків:

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ.вищ.фарм.навч.закл. (фармац.ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. Та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.

5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія:підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.:Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.:Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія:теорії і задачі:Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. –292 с.
9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр.. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред.. проф.. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім.. В. Каразіна, 2012. –500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.

Практичне заняття № 30

Тема: Допуск до екзамену. з фізичної та колоїдної хімії.

Мета Визначити рівень засвоєння студентами основних положень і

закономірностей дисципліни «Фізична та колоїдна хімія».

Обладнання: Комп'ютерний клас.

План:

- 1. Організаційні заходи** (привітання, перевірка присутніх).
- 2. Контроль опорного рівня знань:** національна база тестів КРОК – 1 з Фізичної та колоїдної хімії.
- 3. Підбиття підсумків:** що до засвоєння матеріалу дисципліни та допуску до екзамену з Фізичної та колоїдної хімії.

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. Фізична та колоїдна хімія : базовий підручник для студ. вищ. фарм. навч. закл. (фармац. ф-тів) IV рівня акредитації / В.І. Кабачний, Л.Д. Грицан, Т.О. Томаровська та ін. ; за заг. ред. В.І. Кабачного. – 2-ге вид., перероб. та доп. – Харків : НфаУ : Золоті сторінки, 2015. – 432с. – (Національний підручник).

Додаткова:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – К. : ВСВ «Медицина», 2019. – 336 с.
2. Медична хімія : підручник / В.П. Музиченко, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська ; за ред. Б.С. Зіменковського. – 3-є вид., випр. – К. : ВСВ «Медицина», 2018. – 496 с.
3. Мирович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. - К.: Каравела, 2007. – 168 с.
4. Мороз А. С. Медична хімія : підручник для студ. вищих навч. мед. закл./ А. С. Мороз, Д. Д. Луцевич, Л. П. Яворська – Вид. 4 . – Вінниця : Нова книга, 2013. – 776 с.
5. Гомонай В. І. Медична хімія : підручник / В. І. Гомонай, С. С. Мільович – Вінниця : Нова книга, 2016. – 672 с.
6. Фізична та колоїдна хімія: підручник/Брускова Д.-М.Я., Кущевська Н.Ф., Малишев В.В. – К.: Університет «Україна», 2020. – 530 с.
7. Фізична та колоїдна хімія / С.О. Самойленко, Н.О. Отрошко, О.Ф. Аксьонова, О.В. Добровольська – Х.: Світ книг, 2018. – 340 с.
8. Колоїдна хімія: теорії і задачі: Навч. посібник. – Львів: «Магнолія 2006», 2019. – 292 с.

9. Фізична хімія:теорія і задачі:Навч. посібник. 3-тє вид. перер. і допов. – Київ: Каравела, 2020. –415 с.
10. Волошинець В.А. Фізична хімія:Навчальний посібник / В.А. Волошинець, О.В. Решетняк. –Львів: Вид.Львівської політехніки, 2016. – 172 с.
11. Мчедлов-Петросян М.О. Колоїдна хімія: Підручник. 2-ге вид., випр. і доп./ Мчедлов-Петросян М.О., Глазкова О.М., Лебідь В.І., Лебідь О.В., за ред. проф. М.О. Мчедлова-Петросяна. – Х:ХНУ ім. В. Каразіна, 2012. –500 с.
12. Скоробагатий Я.П. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні методи дослідження: Навчальний посібник / Я.П. Скоробагатий, В.Ф. Федорко. – Львів, Компакт-ЛВ, 2005. – 248с.
13. Воловик Л.С. Фізична хімія: Підручник. К.: Фірма «Інкос», Центр навчальної літератури, 2007. – 196.
14. Кононський В.І. Фізична та колоїдна хімія. – К.:Каравела, 2017. – 310с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія. – К.:Перун, 2010. – 512 с.
16. Яцков М.В., Буденкова Н.М., Міхіна О.І. Фізична та колоїдна хімія. Рівне:НУВГПМ, 2016. – 164 с.
17. Волошинець В.А. Фізична та колоїдна хімія. Фізико-хімія дисперсних систем та полімерів: навч. посіб./В.А. Волошинець. – 3-тє вид. перероб. і допов. – Львів: Видавництво «Львівська політехніка», 2017. –200 с.