

Рекомендовано Центральною методичною комісією
Вищого державного навчального закладу України
“Українська медична стоматологічна академія”

Медична хімія

Методичні вказівки
для студентів медичних факультетів
вищих навчальних закладів МОЗ України

Полтава – 2017

Рекомендовано Центральною методичною комісією Вищого державного навчального закладу України “Українська медична стоматологічна академія”. Протокол № 3 від 23.11.2017 р.

Автори:

Доцент Харченко С.В., ст. викл. Іщейкіна Л.К., к.б.н. викл. Цубер В.Ю., викл. Котвицька А.А., викл. Тихонович К.В.

Рецензенти:

Мищенко І.В. – доктор медичних наук, професор, завідувач кафедри фізіології ВДНЗ України “Українська медична стоматологічна академія”;

Шиян Н.І. – доктор педагогічних наук, професор, завідувач кафедри хімії та методики викладання хімії Полтавського національного педагогічного університету імені В.Г. Короленка.

Методичні вказівки з медичної хімії розроблені вперше для студентів I курсу медичних факультетів № 1, № 2, підготовки фахівців другого (магістерського) рівня, відповідно до нової Програми 2016 року.

Методичні вказівки розроблені за новою формою 2015 року для методичок УМСА до всіх практичних занять, згідно з календарно-тематичними планами та робочою програмою 2017 – 2018 н.р.

До кожного заняття зазначені:

актуальність теми; компетентності; конкретні цілі;

базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція);

завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті: а) перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття (терміни і їх визначення чи формули, внесені в таблицю); б) теоретичні питання до заняття; в) практична робота (завдання), що виконується студентами на занятті;

розрахункові та ситуаційні задачі, що виконуються студентами на занятті;

зміст теми (тези);

матеріали для самоконтролю: а) завдання для самоконтролю; б) задачі для самоконтролю;

література, де вказані підручники і сторінки, на яких висвітлена тема заняття: а) основна; б) додаткова; в) інформаційні ресурси.

Перед кожним з двох ПМК є методички до занять «Розрахункові та ситуаційні задачі. Контроль практичних навичок.», згідно з переліком даних типів задач і списком практичних навичок у новій Програмі 2016 року. У методичках наведені приклади розв’язування даних типів задач і описані всі практичні навички.

У методичках до 1-го і 2-го ПМК є перелік всіх питань і відповіді на ці питання. Тобто є короткі відповіді і на всі екзаменаційні питання.

Зміст

Модуль 1. «Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах»

Заняття № 1. Біогенні <i>s</i> -, <i>p</i> -елементи: біологічна роль, застосування в медицині.....	3
Заняття № 2. Біогенні <i>d</i> -елементи: біологічна роль, застосування в медицині.....	15
Заняття № 3. Комплексоутворення в біологічних системах.....	23
Заняття № 4. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів.....	29
Заняття № 5. Приготування розчинів.....	34
Заняття № 6. Кислотно-основна рівновага в організмі.....	40
Заняття № 7. Водневий показник біологічних рідин.....	44
Заняття № 8. Основи титриметричного аналізу.....	49
Заняття № 9. Буферні системи, їх біологічна роль.....	55
Заняття № 10. Колігативні властивості розчинів.....	63
Заняття № 11. Розрахункові та ситуаційні задачі. Контроль практичних навичок з Модуля 1 «Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах».....	70
Заняття № 12. ПМК № 1 «Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах».....	79

Модуль 2. «Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз»

Заняття № 1. Теплові ефекти хімічних реакцій. Направленість процесів.....	92
Заняття № 2. Кінетика біохімічних реакцій.....	100
Заняття № 3. Кінетика біохімічних реакцій.....	107
Заняття № 4. Хімічна рівновага. Добуток розчинності.....	111
Заняття № 5. Електродні потенціали.....	118
Заняття № 6. Визначення окисно-відновного потенціалу.....	122
Заняття № 7. Сорбція біологічно-активних речовин. Іонний обмін.....	127
Заняття № 8. Хроматографія.....	135
Заняття № 9. Одержання очистка та властивості колоїдних розчинів.....	140
Заняття № 10. Коагуляція колоїдних розчинів.....	148
Заняття № 11. Властивості розчинів біополімерів.....	158
Заняття № 12. Розрахункові та ситуаційні задачі. Контроль практичних навичок з Модуля 2 «Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз».....	165
Заняття № 13. ПМК № 2 «Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз».....	179

Модуль 1. «Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах»

Заняття № 1. Біогенні s-, p-елементи: біологічна роль, застосування в медицині

1. Актуальність теми

В організмі людини міститься більше 70 хімічних елементів та більше 40 елементів входять до складу лікарських засобів, тому важливе значення має вивчення цих елементів.

Натрій, калій, кальцій і магній створюють (разом з хлором) електролітний фон організму. На ці чотири метали припадає 99 % (за масою) всіх металів організму. Крім того, вони є активаторами деяких ферментів.

Кальцій входить до складу неорганічних речовин кісткової тканини, бере участь у процесах зсідання крові, відіграє важливу роль у скороченні м'язів.

Натрій, Калій, Кальцій і Магній рівномірно розподілені в організмі по всіх тканинах, але йони K^+ і Mg^{2+} – переважно внутрішньоклітинні йони, а Na^+ і Ca^{2+} – позаклітинні. Сполуки цих елементів застосовуються як лікарські засоби.

До p-елементів належать елементи-органогени – Карбон, Нітроген, Оксиген, Фосфор, Сульфур, з атомів яких побудовані основні органічні сполуки організму людини – білки, жири, вуглеводи, полінуклеотиди.

p-Елемент Хлор бере участь у створенні електролітного фону організму, підтриманні осмотичного тиску позаклітинної рідини.

Мікроелементи Селен і Йод здійснюють регуляторну і транспортну функцію.

Бром бере участь у регуляції процесів збудження і гальмування.

Сполуки багатьох p-елементів застосовуються як лікарські засоби.

Тому матеріал цієї теми є основою для наступного вивчення складних процесів обміну речовин в організмі та їх корекції за допомогою лікарських засобів.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово.

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії.

Здатність до здійснення саморегуляції та ведення здорового способу життя, здатність до адаптації та дії в новій ситуації.

Визначеність і наполегливість щодо поставлених завдань.

Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Прагнення до збереження навколишнього середовища.

Здатність до оцінювання результатів лабораторних та практичних досліджень.

Здатність розв'язувати типові задачі та вирішувати практичні проблеми у процесі навчання.

2. Конкретні цілі

Тракувати взаємозв'язок між біологічною роллю біогенних *s*, *p*-елементів та формою знаходження їх в організмі.

Аналізувати взаємозв'язок між хімічними властивостями сполук *s*, *p*-елементів та їх вмістом в організмі.

Складати електронні формули атомів та йонів в основному та збудженому станах.

Складати молекулярні та структурні формули речовин.

Визначати ступінь окиснення атома елемента.

Проводити хімічні реакції якісного визначення мікро- та макроелементів у розчинах.

Проводити хімічні реакції якісного визначення макроелементів у розчинах (якісні реакції на йони CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , NO_2^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$).

Дотримуватись правил техніки безпеки та надавати першу допомогу при нещасних випадках у хімічній лабораторії.

Користуватися хімічним посудом та знати його призначення. Робота з мірним хімічним посудом.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Хімія та біологія (шкільний курс)	Мати уявлення про електронну будову, ступінь окиснення, валентність, електронегативність. Знати періодичний закон та періодичну систему Д. І. Менделєєва.
2. Медична біологія	Вміти складати електронні формули атомів та йонів. Вміти складати рівняння хімічних реакцій.
3. Українська мова за професійним спрямуванням	Мати уявлення про хімічний склад клітини: макро- та мікроелементи. Володіти досконалыми знаннями рідної мови. Бути здатними спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово.
4. Безпека життєдіяльності, основи біоетики та біобезпеки	Прагнути до збереження навколишнього середовища.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Біогенні елементи.	Хімічні елементи, необхідні для побудови та життєдіяльності клітин та організмів.
2. <i>s</i> -Елементи.	Елементи, в атомах яких останніми заповнюються <i>s</i> -орбіталі.
3. <i>p</i> -Елементи.	Елементи, в атомах яких останніми заповнюються <i>p</i> -орбіталі.
4. Ендемічні захворювання.	Хвороби, зумовлені аномальним вмістом деяких елементів у ґрунті та воді певних географічних місцевостей.

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Біогенні елементи:
 - а) органогени;
 - б) макроелементи;
 - в) мікроелементи.
2. Електронна структура біогенних *s*-, *p*-елементів.
3. Типові хімічні властивості *s*-, *p*-елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення).
4. Біологічна роль біогенних *s*-, *p*-елементів.
5. Зв'язок між місцезнаходженням *s*-, *p*-елементів у періодичній системі та їх вмістом у організмі.
6. Ендемічні захворювання, їх зв'язок з особливостями біогеохімічних провінцій (районів з природним дефіцитом або надлишком певних хімічних елементів у літосфері).
7. Застосування в медицині.
8. Проблеми забруднення та очищення біосфери від токсичних хімічних сполук техногенного походження.

4.3. Практична робота (завдання), що виконується студентами на занятті:

1. Ознайомлення з правилами техніки безпеки та правилами надання першої допомоги при нещасних випадках у хімічній лабораторії:

При виконанні лабораторної роботи студенти повинні дотримуватися правил внутрішнього розпорядку та техніки безпеки. Кожен студент після ознайомлення з правилами техніки безпеки ставить свій підпис у журналі

реєстрації інструктажу.

Правила безпечної роботи в учбових лабораторіях медичної хімії:

1. До роботи в лабораторіях студенти допускаються в халатах і лікарських шапочках.
2. Кожен студент повинен тримати своє місце за робочим столом у чистоті та порядку. На столі не повинні знаходитись сторонні речі (сумки, пакети та ін.).
3. Виконання дослідів слід починати, лише уважно ознайомившись з інструкцією та вислухавши пояснення викладача. Кожна дія повинна бути обдуманною. Роботу слід виконувати акуратно, точно, не поспішаючи.
4. Категорично забороняється проводити досліди, не передбачені інструкцією з теми заняття.
5. Категорично забороняється брати речовини руками та пробувати їх на смак. При визначенні речовин за запахом склянку слід тримати на відстані і спрямовувати рухом руки повітря від отвору склянки до носа. При зливанні реактивів не можна нахилитися над отвором посуду, щоб бризки не потрапили на обличчя та одяг.
6. Досліди проводити лише в чистому посуді, з такою кількістю та концентрацією речовин, в такій послідовності та умовах, як зазначено в інструкції.
7. Всі склянки з реактивами та розчинами після використання відразу ж закривати пробками, які не можна плутати.
8. Всі досліди з концентрованими кислотами та лугами слід проводити тільки під тягою.
9. Розбавляючи концентровані кислоти, особливо сульфатну, слід обережно вливати кислоту у воду, а не навпаки.
10. Не можна нахилитися над рідиною, що нагрівається, оскільки її може викинути із пробірки. Отвір пробірки повинен бути направлений у бік від працюючого та тих, хто поряд з ним.
11. Категорично забороняється вмикати і вимикати електричні прилади без дозволу викладача, а також запалювати без потреби спиртівку.
12. По закінченні заняття кожен студент повинен вимити посуд, з яким працював, і прибрати своє робоче місце. Черговий повинен привести в порядок всю лабораторію.

Основні правила першої допомоги:

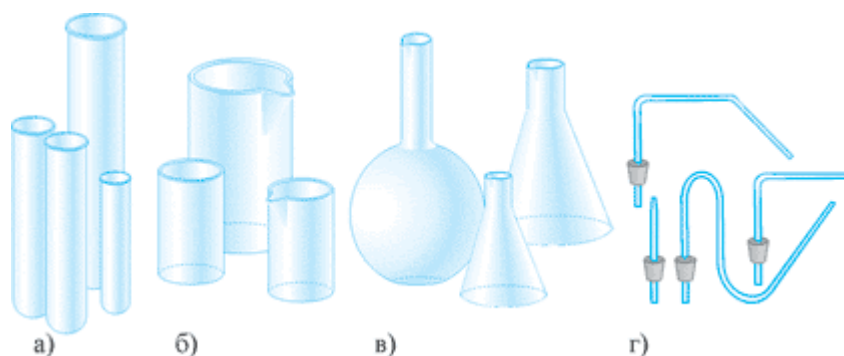
1. При пораненні склом зупинити кровотечу 3 % розчином гідроген пероксиду, змазати краї рани розчином йоду та перев'язати бинтом.
2. При опіках рук або обличчя реактивом змити реактив великою кількістю води, а потім обробити або 2 % розчином борної кислоти (при опіках лугом), або 2 % розчином натрій гідрогенкарбонату (при опіках кислотою), а потім знову промити водою.
3. При опіках гарячим предметом або гарячою рідиною місце опіку слід обробити свіжовиготовленим розчином калій перманганату, а потім змазати

мазью від опіків.

4. При хімічних опіках очей промити очі великою кількістю води, а потім звернутися до лікаря.

2. Ознайомлення з хімічним посудом та його призначенням. Робота з мірним хімічним посудом.

Хімічний лабораторний посуд можна класифікувати за різними ознаками. За призначенням посуд можна поділити на посуд загального призначення (пробірки, стакани, колби, реторти, лійки, кристалізатори тощо) і посуд спеціального призначення.



Посуд загального призначення:

- а) пробірки;
- б) хімічні склянки;
- в) колби;
- г) газовідвідні трубки.

Пробірки. Пробірки – основний посуд для проведення фронтальних практичних і лабораторних робіт. У них можна проводити досліди з рідкими, твердими і газоподібними речовинами.

Колби. Є такі види колб:

- 1) колба плоскодонна з вузькою шийкою;
- 2) колба плоскодонна з широкою шийкою;
- 3) колба круглодонна з вузькою довгою шийкою, що застосовують для нагрівання на водяній або масляній бані при перегонці низькокиплячих рідин, що легко розбризкуються.

Стакани хімічні. Хімічні стакани застосовують для розчинення, змішування і нагрівання рідин.

Лійки. Залежно від призначення лабораторні скляні лійки мають різноманітну форму і розміри. Звичайна конусна лійка призначена для фільтрування розчинів і для вливання рідин у посуд з вузькою шийкою.

До **мірного посуду** належать піпетки, бюретки, колби, циліндри, мензурки, склянки. Мірним посудом точно визначають об'єм рідин, виготовляють розчини різних концентрацій.

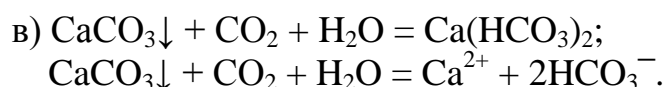
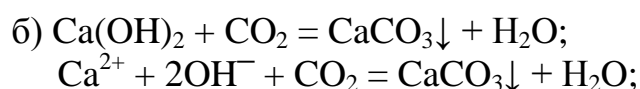
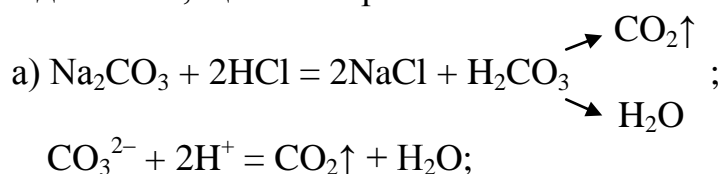


Мірний скляний посуд:

- а) мірні циліндри;
- б) колби;
- в) склянка;
- г) бюретки;
- д) крапельниці.

3. Проведення якісної реакції на карбонат-йон. Реакція з мінеральними кислотами

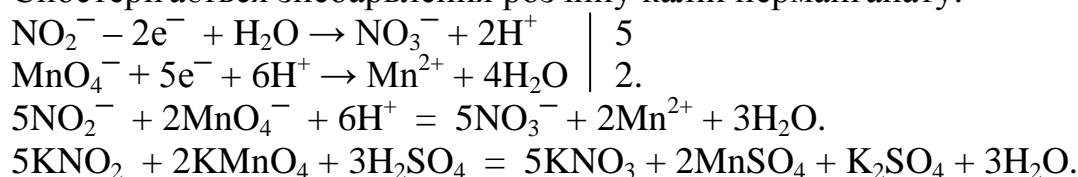
У пробірку налити 1 мл розчину натрій карбонату, додати 2 мл розчину хлоридної кислоти та швидко закрити пробірку пробкою з газовідвідною трубкою. Кінець трубки опустити в пробірку з вапняною або баритовою водою. Відзначити, що спостерігається.



4. Проведення якісної реакції на нітрит-йон. Реакція з розчином калій перманганату

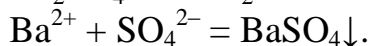
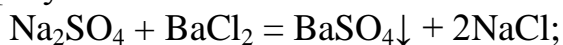
У пробірку налити 1 мл розчину натрій нітриту, додати таку ж кількість розчину сульфатної кислоти з молярною концентрацією 2 моль/л та краплями розчин KMnO_4 .

Спостерігається знебарвлення розчину калій перманганату.



5. Проведення якісної реакції на сульфат-йон. Реакція з розчином барій хлориду

У пробірку налити 1 мл розчину сульфату Натрію або Калію, додати розчин барій хлориду до утворення білого дрібнокристалічного осаду барій сульфату.

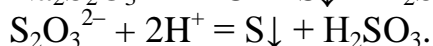


Випробувати дію на осад хлоридної або нітратної кислоти.

Зробити висновок про умови відкриття сульфат-йона.

6. Проведення якісної реакції на тіосульфат-йон. Реакція з мінеральними кислотами

У пробірку налити 1 мл розчину натрій тіосульфату, додати стільки ж розчину хлоридної кислоти з молярною концентрацією 2 моль/л. Суміш злегка нагріти та спостерігати утворення жовтуватого осаду вільної сірки.



Зміст теми (тези):

1. Біогенні елементи:

а) органогени;

б) макроелементи;

в) мікроелементи

Біогенні елементи – це хімічні елементи, що беруть участь у біологічних процесах живих організмів.

Найважливіші з них – це хімічні елементи, що становлять 97,5 % від загальної маси організму. Це **елементи-органогени** (Карбон, Гідроген, Оксиген, Нітроген, Фосфор, Сульфур).

За кількісним вмістом в організмі біогенні елементи поділяють на:

- **макроелементи** (10^{-2} % і більше): С, Н, О, N, P, S, Na, Ca, K, Cl;

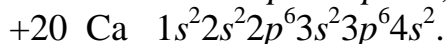
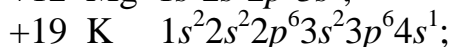
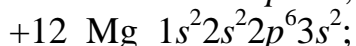
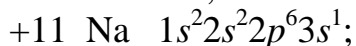
- **мікроелементи** (10^{-3} – 10^{-12} %): Cu, Zn, Mn, Co, Fe, I, Al, Mo;

- **ультрамікроелементи** (10^{-12} % і менше): Ra, Hg.

2. Електронна структура біогенних *s*, *p*-елементів

s-Елементами називають елементи, в атомах яких останнім заповнюється електронами *s*-підрівень зовнішнього рівня.

Електронна структура біогенних *s*-елементів:



p-Елементами називають елементи, в яких заповнюється *p*-підрівень зовнішнього рівня.

Електронна структура біогенних *p*-елементів:

+6	C	$1s^2 2s^2 2p^2$;
+7	N	$1s^2 2s^2 2p^3$;
+8	O	$1s^2 2s^2 2p^4$;
+15	P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$;
+16	S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;
+17	Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$;

3. Типові хімічні властивості *s*, *p*-елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення)

s-Елементи I А групи на зовнішньому енергетичному рівні мають по 1 *s*-електрону. Атоми легко віддають *s*-електрон, проявляючи відновні властивості.

s-Елементи II А групи на зовнішньому енергетичному рівні мають по 2 *s*-електрони, які вони можуть віддавати, утворюючи йони з зарядом +2.

Сполуки *s*-елементів вступають у реакції без зміни ступеня окиснення.

У *p*-елементів III А – VIII А груп заповнюється електронами *p*-підрівень зовнішнього енергетичного рівня. Атоми цих елементів на зовнішньому рівні мають від трьох до восьми валентних електронів.

Кожна з цих груп починається типовими неметалами, а закінчується металами. Послаблюються окисні властивості, і підсилюються відновні.

У періодах посилюються неметалічні властивості елементів зліва направо.

4. Біологічна роль біогенних *s*, *p*-елементів

Гідроген (H) входить до складу органічних речовин (вуглеводів, ліпідів, білків) та неорганічних (води, кислот, солей).

Протони H^+ беруть участь у окисно-відновних процесах, підтримують кислотно-основну рівновагу, сприяють гідролізу молекул харчових продуктів.

Натрій (Na) і Калій (K)

Na^+ є основним позаклітинним йоном, а K^+ – внутрішньоклітинним.

Йони Натрію і Калію підтримують сталу величину осмотичного тиску клітин і рідин організму, у складі буферних систем підтримують кислотно-основну рівновагу, необхідні для роботи калій-натрієвого насоса, передачі нервових імпульсів, роботи серцевого м'яза.

Магній (Mg)

Міститься в кістках скелета та емалі зубів у вигляді нерозчинних фосфатів. Йони Магнію входять до складу біокомплексів з нуклеїновими кислотами. Mg активує синтез та гідроліз АТФ.

Магній входить до складу ферментів карбоксипептидази, АТФ-ази, холінестерази. Йони Магнію активують ферменти фосфатази та кінази.

Кальцій (Ca)

Йони Кальцію беруть участь у передачі нервових імпульсів, скороченні м'язів, регуляції роботи серця, згортанні крові, впливають на кислотно-

основну рівновагу біологічних рідин, виявляють протизапальну та десенсибілізуючу дію. Кальцій – головний компонент кісткової тканини і зубів.

Алюміній (Al) є інгібітором ферментів альдолази, лужної фосфатази, а також ферментів, що беруть участь у кровотворенні, сприяє розвитку і регенерації епітеліальної, сполучної і кісткової тканин.

Карбон (C) входить до складу біоорганічних сполук – біополімерів (білків, нуклеїнових кислот, вуглеводів), ліпідів, біорегуляторів (ферментів, гормонів, вітамінів).

Карбон(IV) оксид CO_2 – це кінцевий продукт біологічного окиснення різних біосубстратів – глюкози, ліпідів та, меншою мірою, білків у клітинах.

Нітроген (N) входить до складу органічних речовин – білків, вітамінів, гормонів, нуклеїнових кислот.

Нітроген(II) оксид регулює серцево-судинну діяльність; підтримує тонус стінок кровоносних судин.

Фосфор (P)

Залишок фосфатної кислоти входить до складу нуклеїнових кислот, що зберігають, передають і реалізують генетичну інформацію.

АТФ утворюється в процесі окиснювального фосфорилування вуглеводів та жирів і є джерелом та акумулятором енергії організму.

Фосфор входить до складу макроергічної сполуки м'язів креатинфосфату, фосфопротеїнів, фосfolіпідів клітинних мембран та коферментів-нуклеотидів.

У складі солей фосфатів, а також гідроксиапатиту, фторапатиту, хлорапатиту та карбонатапатиту Фосфор міститься у кістках і зубах.

Оксиген (O) входить до складу неорганічних сполук та органічних біомолекул – білків, жирів, вуглеводів, нуклеїнових кислот, ферментів, вітамінів тощо.

Кисень необхідний для дихання тканин (послідовних ферментативних реакцій окиснення вуглеводів, ліпідів, білків з утворенням води), що супряжене з фосфорилуванням і утворенням АТФ.

Сульфур (S) знаходиться в таких амінокислотах, як цистеїн і метіонін, білках, деяких вітамінах (B_1) та гормонах (інсуліні).

Сульфатна кислота, що утворюється в організмі, бере участь у детоксикації отруйних сполук – фенолу, крезолу, індолу, що утворюються з амінокислот кишківника.

Хлор (Cl) бере участь у процесі гальмування біопотенціалів дії та у водно-електролітному обміні. У складі NaCl регулює осмотичний тиск. Хлор сприяє відкладанню глікогену в печінці, стимулює дію ферменту амілази, входить до складу шлункового соку у вигляді хлоридної кислоти.

Йод (I) входить до складу гормонів щитоподібної залози (тироксину та трийодтироніну), що посилюють енергообмін клітин, обмін вуглеводів і жирів, впливають на ріст і диференціацію тканин, підвищують збудливість нервової системи, позитивно впливають на психічний розвиток.

Нестача Йоду викликає ендемічний зоб і гіпотиреоз, надлишок – базе-

дову хворобу і гіпертиреоз.

Флуор (F) у складі фторапатиту бере участь у формуванні скелету, підвищує стійкість зубів до карієсу, стимулює кровотворення та імунітет.

Нестача Флуору викликає карієс, а надлишок – флюороз зубів.

5. Зв'язок між місцезнаходженням s-, p-елементів у періодичній системі та їх вмістом у організмі

О. П. Виноградов відкрив загальний закон розподілу хімічних елементів: кількісний склад хімічних елементів у живій речовині обернено пропорційний їх порядковим номерам у періодичній системі елементів.

6. Ендемічні захворювання, їх зв'язок з особливостями біогеохімічних провінцій (районів з природним дефіцитом або надлишком певних хімічних елементів у літосфері)

В організмі людини підтримується баланс оптимальних концентрацій біогенних елементів. Порушення його викликає різні хвороби.

Хвороби, зумовлені аномальним вмістом елементів у ґрунті і воді певних географічних місцевостей, називають **ендемічними**.

О. П. Виноградов ввів поняття біогеохімічних провінцій – географічних місцевостей, у ґрунтах яких вміст хімічних елементів відрізняється від середнього.

В Україні існують біогеохімічні провінції зі зниженим чи підвищеним вмістом деяких елементів. Так, Карпати і Крим – зі зниженим вмістом Йоду в продуктах харчування та питній воді, у Полтавській області підвищений вміст Флуору в питній воді (вище норми в 1,5 раза).

7. Застосування в медицині

Сполуки Гідрогену та Оксигену. У медичній практиці використовують дистильовану воду для приготування лікарських форм у розчинах та воду для ін'єкцій (апірогенну). Гідроген пероксид у вигляді 30 % розчину застосовують для лікування гнійних ран, 3 % – як дезінфікуючий засіб для промивання ран.

Сірка та сполуки Сульфору. Очищена сірка має протимікробну та протигельмінтну дію. Сірку застосовують у дерматології для лікування шкірних захворювань. Як протимікробні засоби застосовують стрептоцид, норсульфазол, етазол, сульфазин (похідні сульфаніlamіду).

Сполуки Нітрогену використовують у вигляді естерів нітратної кислоти – нітрогліцерин, нітросорбід, сустак. Це коронаролітики, які використовують для лікування серцевих захворювань. N_2O – у малих дозах викликає стан сонливості і сп'яніння, а у більших – наркоз. Нашатирний спирт використовують як збуджуючий засіб при непритомному стані.

Сполуки Фосфору, зокрема АТФ та креатинфосфат, вживають як енергетичні препарати при дистрофії м'язів, атонії внутрішніх органів та міокардіодистрофії.

Хлор. У медичній практиці застосовують розбавлений розчин хлоридної кислоти в разі зниженої кислотності шлункового соку. Атоми Хлору входять до складу деяких наркотичних і анестезуючих лікарських препаратів.

Йод. Спиртовий розчин йоду (5 %) використовують як антисептичний засіб для обробки ран, розчин Люголя – при ангінах; препарати, що містять йодид-іони – для профілактики ендемічного зобу; органічні сполуки Йоду (йодоформ, йодинол) використовують для лікування гіпертиреозів.

8. Проблеми забруднення та очищення біосфери від токсичних хімічних сполук техногенного походження

Токсичні елементи – хімічні елементи, які чинять негативний вплив на живі організми і виявляються тільки при досягненні деякої концентрації, яка визначається природою організму. Токсичність визначають як міру будь-якої аномальної зміни функцій організму під дією хімічного елемента. Токсичність є порівняльною характеристикою. Вона визначається природою елемента, дозою і молекулярною формою, в якій знаходиться окремий елемент. Максимальну токсичність виявляють хімічно активні частинки, координаційно насичені йони, у тому числі йони вільних металів.

Токсична дія сполук

Карбон(II) оксид, або чадний газ CO – це безбарвний, дуже отруйний газ, який одержують при неповному згорянні різних видів палива.

Гідроген ціанід HCN за звичайних умов існує у вигляді рідини, яка добре змішується з водою, утворюючи ціанідну кислоту. Ця кислота та її солі – дуже отруйні сполуки. Навіть у мізерних дозах вони смертельно діють на організм.

Аніони NO_3^- та NO_2^- потрапляють в організм із продуктами харчування і в надмірних дозах токсичні. Це пояснюють їх взаємодією з йонами Fe (II), що входять до складу гемоглобіну.

Гідроген сульфід H_2S – це отруйний газ з неприємним запахом тухлих яєць.

Хлор у формі простої речовини Cl_2 – це отруйний газ, який діє на слизову оболонку дихальних шляхів.

Плюмбум і його сполуки токсичні. Надлишок Плюмбуму в організмі є причиною серйозних порушень ЦНС та механізмів синтезу гемоглобіну, пошкодження нирок, шлунково-кишкового каналу.

Арсен та його сполуки токсичні. Вони інгібують ферменти, які містять групи –SH.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вказати правильну електронну формулу, що характеризує валентні електрони s-елементів I A групи:

а) ns^1 ; б) ns^2 ; в) $2ns^1$; г) $2ns^2$.

2. Чим зумовлена значна подібність елементів I A групи за властивостями?

а) однаковою будовою зовнішнього електронного шару атомів;

б) однаковою будовою передостаннього електронного шару атомів;

в) збільшенням радіусів атомів;

г) зменшенням потенціалу іонізації.

3. Вказати характерний ступінь окиснення *s*-елементів I А групи у їх сполуках:

а) -1 ; б) $+1$; в) $+2$; г) -2 .

4. Вказати, в якому стані знаходяться в організмі людини Калій і Натрій:

а) у вільному стані;

б) у вигляді комплексних сполук з білками;

в) у вигляді гідратованих йонів.

5. Вибрати правильну електронну формулу для валентних електронів *s*-елементів II А групи:

а) ns^1 ; б) $2ns^1$; в) ns^2 ; г) $ns^1(n-1)$.

6. Вказати характерний ступінь окиснення для *s*-елементів II А групи в сполуках:

а) $+2$; б) -2 ; в) $+3$; г) $+1$.

7. Вказати, в якому вигляді міститься Магній в організмі людини:

а) у вільному стані;

б) у вигляді гідратованих йонів;

в) у вигляді комплексів з білками.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Напишіть електронну формулу елемента, атом якого містить на $3s$ -підрівні два електрони. В якому періоді, якій підгрупі він перебуває, і як цей елемент називається?

2. Складіть електронну формулу елемента з порядковим номером 19.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013 – 336 с. (С. 278 – 304).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 327 – 408).

3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 11 – 24).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 5 – 15).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 38 – 44, 210 – 224, 257 – 282).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012. – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 327 – 408).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія / Видання друге, стереотипне./– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С. 38 – 44, 210 – 224, 257 – 282)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 2. Біогенні *d*-елементи: біологічна роль, застосування в медицині

1.Актуальність теми

Біологічна роль *d*-елементів обумовлена їх здатністю брати участь у реакціях комплексоутворення, гетерогенних та протолітичних реакціях. До особливо поширених і важливих у людському організмі та для фармакології слід віднести *d*-елементи І Б групи: Купрум, Аргентум; ІІ Б групи: Цинк, Кадмій та VI Б групи: Хром і Молібден. Із елементів підгрупи Мангану найбільше практичне значення має сам Манган.

Із елементів родини Феруму важливе значення мають Ферум, Кобальт і Нікель.

Знання будови атомів та властивостей *d*-елементів та їх сполук необхідні студентам-медикам для засвоєння багатьох розділів біохімії, фармакології, фізіології та спеціальних дисциплін. Розуміння ролі їх сполук та метаболічних реакцій неможливе без попереднього вивчення властивостей елементів та їх простих сполук.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово.

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії.

Здатність до здійснення саморегуляції та ведення здорового способу життя, здатність до адаптації та дії в новій ситуації.

Визначеність і наполегливість щодо поставлених завдань.

Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Прагнення до збереження навколишнього середовища.

Здатність до оцінювання результатів лабораторних та практичних досліджень.

Здатність розв'язувати типові задачі та вирішувати практичні проблеми у процесі навчання.

2. Конкретні цілі

Тракувати взаємозв'язок між біологічною роллю біогенних *d*-елементів та формою знаходження їх в організмі.

Аналізувати взаємозв'язок між хімічними властивостями сполук *d*-елементів та їх вмістом в організмі.

Складати електронні формули атомів та йонів в основному та збудженому станах.

Складати молекулярні та структурні формули речовин.

Визначати ступінь окиснення атома елемента.

Проводити хімічні реакції якісного визначення мікроелементів у розчинах (Якісні реакції на йони MnO_4^- , Fe^{3+} , Cu^{2+} , Ag^+).

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Хімія та біологія (шкільний курс)	Мати уявлення про електронну будову, ступінь окиснення, валентність, електронегативність. Знати періодичний закон та періодичну систему Д. І. Менделєєва. Вміти складати електронні формули атомів та йонів.
2. Українська мова за професійним спрямуванням	Вміти складати рівняння хімічних реакцій. Володіти знаннями рідної мови. Бути здатним спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово.
3. Безпека життєдіяльності, основи біоетики та біобезпеки	Прагнути до збереження навколишнього середовища.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. <i>d</i> -Елементи.	Елементи, в атомах яких останніми заповнюються <i>d</i> -орбіталі.
2. Електронегативність.	Це здатність атома в сполуці притягувати

3. Металоферменти.	до себе електрони. Білки, що мають ферментативну активність і містять катіони металів.
4. Окисно-відновна реакція.	Хімічна реакція, яка відбувається із зміною ступеня окиснення атомів, що входять до складу реагентів.

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Метали життя.
2. Електронна структура та електронегативність біогенних *d*-елементів.
3. Типові хімічні властивості *d*-елементів та їх сполук:
 - а) реакції зі зміною ступеня окиснення;
 - б) комплексоутворення.
4. Біологічна роль біогенних *d*-елементів.
5. Застосування в медицині.
6. Токсична дія *d*-елементів та їх сполук.

4.3. Практична робота (завдання), що виконується студентами на занятті:

1. Якісна реакція на перманганат-йон. Реакція з гідроген пероксидом (перекисом водню) в кислому середовищі

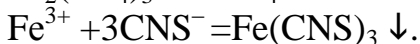
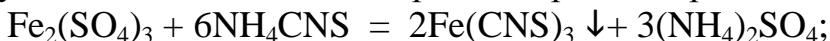
У пробірку внести 1 мл розчину калій перманганату, додати 2 – 3 краплі розчину сульфатної кислоти та 5 крапель розчину гідроген пероксиду з масовою часткою H₂O₂ 10 %. Спостерігається знебарвлення розчину калій перманганату.

Скласти рівняння реакції за схемою:



2. Проведення якісної реакції на катіон Феруму(III) (Fe³⁺). Реакція з розчином амоній роданіду NH₄CNS

До 1 мл розчину солі Феруму(III) додати такий же об'єм розчину роданіду амонію або Калію. Утворюється розчин кроваво-червоного кольору.



Перевірити дію на ферум(III) роданід сильної кислоти та лугу.

Написати рівняння реакції руйнування роданідів у лужному середовищі.

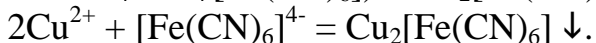
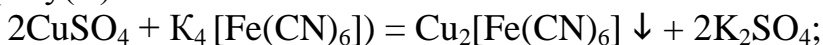
Зробити висновок про умови відкриття катіону Феруму(III) роданід-йоном.

3. Якісна реакція на катіон Купруму(II) (Cu²⁺). Реакція з розчином

калій гексаціаноферату(II) $K_4[Fe(CN)_6]$

У пробірку внести 1 мл розчину солі Купруму (II) і таку ж кількість розчину калій гексаціаноферату(II) (жовтої кров'яної солі – $K_4[Fe(CN)_6]$).

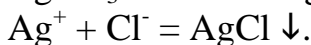
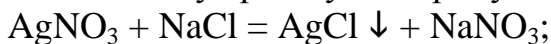
Спостерігається утворення червоно-бурого осаду купрум(II) гексаціаноферату(II):



Перевірити розчинність осаду в сильних мінеральних кислотах та лугах. Написати рівняння реакцій розчинення осаду в кислотах і лугах. Зробити висновок про умови відкриття катіону Купруму(II) у вигляді купрум(II) гексаціаноферату(II).

4. Проведення якісної реакції на катіон Аргентуму(I). Реакція з розчином хлориду або хлоридною кислотою

У пробірку внести 1 мл розчину солі Аргентуму і додати такий же об'єм хлоридної кислоти або солі хлоридної кислоти. Спостерігається утворення білого осаду аргентум хлориду.



Перевірити розчинність осаду у сильних мінеральних кислотах та розчині аміаку.

Написати рівняння реакції розчинення осаду в розчині аміаку. Зробити висновок про умови відкриття катіона Аргентуму(I) у вигляді аргентум хлориду.

5. Оформлення протоколу лабораторної роботи:

Записати в зошит необхідні рівняння реакцій та висновки до кожного з дослідів.

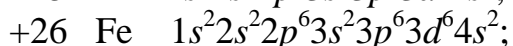
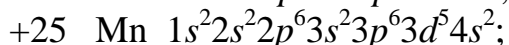
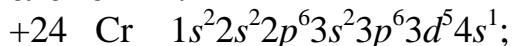
Зміст теми (тези):

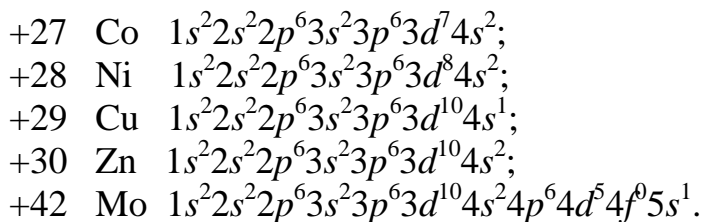
1. Метали життя

Із усіх *d*-елементів достатньо повно вивчені кількісний вміст, топографія, форми перебування та специфічна фізіологічна роль восьми хімічних елементів (Fe, Cu, Zn, Mn, Co, Ni, Cr, Mo). Саме ці елементи входять до складу великої кількості металоферментів, яких нині відомо близько 300, металопротеїдів, а також деяких вітамінів. В організмі людини вказані елементи існують, переважно, у вигляді комплексних сполук та гідратованих іонів.

Життєво необхідні *d*-елементи Zn, Cu, Fe, Mn, Co, Mo називають **металами життя**.

2. Електронна структура та електронегативність біогенних *d*-елементів:





3. Типові хімічні властивості *d*-елементів та їх сполук:

а) реакції зі зміною ступеня окиснення;

б) комплексоутворення.

Окисно-відновні властивості пов'язані зі здатністю елементів та їх сполук віддавати або приєднувати електрони, тобто змінювати ступінь окиснення.

У вільному стані метали є донорами електронів, тобто віддають свої валентні електрони іншому атому і тому є відновниками.

Перехідні елементи мають незавершену *d*-орбіталь, тому ступінь окиснення їх у сполуках є змінним. З цим пов'язана багатоманітність окисно-відновних реакцій *d*-елементів.

Всі *d*-елементи мають велику здатність до утворення комплексних сполук, оскільки йони перехідних біометалів з вільними *s*- і *p*-орбіталями і частково незаповненими *d*-підрівнями проявляють акцепторні властивості, тобто можуть приймати на ці вакантні АО електронні пари атомів донорів і таким чином утворювати додаткові донорно-акцепторні (координаційні зв'язки). За участю цих зв'язків утворюються комплексні сполуки, у яких йони *d*-елементів є комплексоутворювачами.

4. Біологічна роль біогенних *d*-елементів

Ферум (Fe) – мікроелемент (10^{-5} %). Добова потреба 15 – 20 мг. Локалізується в еритроцитах, а також у дихальних ферментах цитохромах. Ферум входить до складу гемоглобіну, ферментів цитохромів, каталази, пероксидази, ксантиноксидази, альдегідоксидази та транспортних білків – феритину, трансферину, гемосидерину, лактоферитину та ін. Ферум бере активну участь в окисно-відновних процесах організму, в імунобіологічних реакціях, необхідних для процесів росту й кровотворення. Нестача Феруму призводить до розвитку анемії.

Купрум (Cu) – життєво необхідний мікроелемент (10^{-4} %). Купрум міститься у клітинах майже всіх органів людини, проте переважно концентрується в печінці та головному мозку. Добова потреба: 2 – 3 мг. Входить до складу більш, ніж 30 білків (церулоплазмін, альбокупреїни, нейрокупреїни) і ферментів (оксидаз, глюкуронідази, амілази слини, альдолази, ліпази, АТФ-ази м'язів, супероксиддисмутази та ін).

Купрум підсилює дію інсуліну й гормонів гіпофіза; позитивно впливає на ріст і розвиток організму; впливає на синтез гемоглобіну й утворення еритроцитів; володіє гіпоглікемічною дією; впливає на водний і мінеральний обмін; є активатором ферментів.

Цинк (Zn) – мікроелемент (10^{-3} %). Добова потреба: 10 – 15 мг. Топографія в організмі: сітчаста оболонка ока, передміхурова залоза, сперма, мо-

лочні залози, печінка, м'язи. Входить до складу більш, ніж 40 ферментів (гідролаз, карбоксипептидази, карбоангідрази, алкогольдегідрогенази). Активує ферменти пероксидазу, амінопептидазу, енолазу, аргіназу; інгібує – фосфоглюкомутазу, лужну фосфатазу, рибонуклеазу.

Цинк впливає на процеси розмноження, тобто репродуктивну функцію; бере участь в обміні нуклеопротейдів, тому позитивно впливає на ріст і розмноження; зв'язується з інсуліном; впливає на обмін Кальцію й Фосфору.

Манган (Mn) входить до складу ферментів амінопептидази, холінестерази, піруваткарбоксилази, аргінази.

Він посилює синтез гормонів щитоподібної залози; прискорює процес утворення антитіл; проявляє ліпотропний ефект; запобігає розвитку атеросклерозу; нормалізує статеву функцію; нормалізує роботу щитоподібної залози.

Кобальт (Co) – мікроелемент (10^{-5} %). Добова потреба: 0,05 – 0,1 мг. Топографія в організмі: печінка, нирки, підшлункова залоза.

Він впливає на всі види обміну речовин; впливає на функції розмноження й росту; збільшує вміст еритроцитів і гемоглобіну; мікродози (1 – 5 мг) Кобальту знижують рівень цукру в крові; позитивно впливає на засвоєння Кальцію й Фосфору; бере участь у синтезі гормонів щитоподібної залози; активує ферменти карбоангідразу, карбоксипептидазу; входить до складу вітаміну B₁₂ (ціанокобаламіну).

Молибден (Mo) – мікроелемент (10^{-5} %). Добова потреба 0,15 – 0,3 мг. Топографія в організмі: печінка, нирки, залози внутрішньої секреції.

Молибден є активатором ферментів; активує синтез гемоглобіну; впливає на імуногенез.

Ферменти, що містять Молибден, беруть участь у метаболізмі пуринів і засвоєнні азоту, при цьому утворюється сечова кислота. При підвищеному вмісті молибдену розвивається ендемічна подагра.

Хром (Cr) – мікроелемент (10^{-5} %). Біологічна дія заснована на здатності до комплексоутворення.

Він впливає на кровотворення; є складовою частиною травного ферменту – трипсину; стабілізує структуру нуклеїнових кислот; сполуки Хрому виявляють протипухлинну дію; бере участь в обміні глюкози.

Нікель (Ni) входить до складу ферменту уреазу.

Він активує ферменти ангідразу, карбоксилазу, трипсин; стимулює синтез амінокислот; прискорює регенерацію білків плазми крові; бере участь у кровотворенні.

5. Застосування в медицині

Ферум(II) сульфат гептагідрат FeSO₄ · 7H₂O, ферум(II) лактат тригідрат (CH₃CH(OH)COO)₂Fe · 3H₂O, ферум аскорбінат застосовують для лікування ферумдефіцитних анемії.

Цинк сульфат ZnSO₄ використовують у вигляді розчинів з масовою часткою 0,1 – 0,25 % для лікування очних хвороб. Цинк оксид ZnO застосовують у дерматологічній практиці у вигляді мазей, паст і присипок. Суспензію

цинк інсулін, що складається з цинк хлориду та інсуліну, використовують для ін'єкцій при цукровому діабеті.

Хром піколінат (50 – 100 мкг) використовують у разі порушень вуглеводного та жирового обміну). Хром(III) оксид Cr_2O_3 входить до складу деяких стоматологічних паст.

Амоній і натрій молібдат $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ і Na_2MoO_4 у мікродозах вводять до складу різних вітамінних комплексів, враховуючи той факт, що Молібден підвищує фагоцитарну функцію крові.

Манган(II) сульфат та хлорид $\text{MnSO}_4 + \text{MnCl}_2$ як мінеральні добавки входять до складу різних полівітамінів.

Калій перманганат KMnO_4 у вигляді розведених розчинів застосовують як протимікробний препарат.

Вітамін B_{12} (ціанокобаламін) використовують для лікування мегалобластичної анемії, дистрофії та при захворюваннях печінки.

Радіоактивний нуклід Кобальту ^{60}Co застосовують для лікування злоякісних пухлин радіоактивним випромінюванням.

Купрум(II) сульфат у вигляді розведених розчинів використовується для внутрішнього застосування; 5 %-ний розчин – для пов'язок при опіках білим фосфором, а 2 %-ний розчин – внутрішньо при отруєнні білим фосфором.

Аргентум(I) нітрат має в'язучу, підсушуючу та протизапальну дію. Зовнішньо він використовується у вигляді 1 – 10 % розчинів або мазей, а внутрішньо – 0,05 %-ний розчин при виразці шлунку та гастритах.

6. Токсична дія *d*-елементів та їх сполук

Токсичні властивості багатьох *d*-елементів обумовлені їх здатністю до комплексоутворення. Так, отруєння сполуками *d*-елементів пояснюється утворенням в організмі міцних комплексів з білками, ферментами, внаслідок чого порушуються важливі процеси обміну.

Сировина і харчові продукти забруднюються токсичними елементами через газоподібні, рідкі та тверді викиди і відходи промислових та енергетичних підприємств, транспортних засобів, комунальних та агропромислових господарств, через технологічне обладнання тощо. Ці елементи через повітря, воду і ґрунти потрапляють до рослин та організму тварин і риб, а в результаті – через харчові продукти до організму людини.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вказати правильну електронну формулу, що характеризує валентні електрони атома Хрому:

а) $3d^5 4s^2$; б) $3d^5 4s^1$; в) $3d^4 4s^2$; г) $4d^4 4s^2$.

2. Вказати найбільш характерні ступені окиснення елементів I Б групи в сполуках у порядку зростання заряду ядра їх атомів:

а) +1, +2, +3; б) +2, +1, +3; в) +2, +3, +3; г) +1, +1, +1.

3. Вказати найхарактерніші ступені окиснення Цинку, Кадмію і Мерку-

рію:

а) +2, +2, +1; б) +2, +2, +2; в) +2, +2, 0; г) +2, 0, 0.

4. Вказати, в якому стані міститься Купрум в організмі людини:

а) у вільному стані;

б) у вигляді гідратованих іонів Cu^{2+} ;

в) у вигляді комплексів з білками, що містять Купрум, який має ступінь окиснення +1 і +2;

г) у вигляді комплексів з білками, що містять Купрум, який має ступінь окиснення +2.

5. Пояснити, чому при додаванні до осаду Купрум гідроксиду – розчину аміаку відбувається розчинення осаду і розчин набуває інтенсивно синього забарвлення:

а) тому, що рН розчину стає слаболужним;

б) тому, що утворюється купрат-йон $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$;

в) тому, що утворюються йони $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$;

г) тому, що утворюються йони $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

6. Вказати, які найбільш характерні ступені окиснення проявляють Ферум, Кобальт, Нікель у сполуках:

а) +3,+2,+3; б) +3,+2,+2; в) +3,+3,+2; г) +2,+3,+3.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Напишіть електронну формулу елемента, атом якого містить на 3d-підрівні сім електронів. В якому періоді, якій підгрупі він перебуває, і як цей елемент називається?

2. Складіть електронну формулу елемента з порядковим номером 30.

3. Запишіть реакцію, яку каталізує фермент карбоангідраза.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013 – 336 с. (С. 304 – 312).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460с. (С. 408 – 445).

3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с.(С. 13 – 24).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 15 – 19).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с. (С. 14 – 18).

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 38 – 44, 225 – 254).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.
5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012. – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780
(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галінська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 408 – 445).
2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне./– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С. 38 – 44, 225 – 254)).
2. <http://mail.38217.vs.webtopia.com/wievjob.php?id=99462>
3. www.umsa.edu.ua
(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 3. Комплексоутворення в біологічних системах

1. Актуальність теми

Комплексні сполуки – це сполуки з особливою будовою і типом зв'язку. Значна кількість природних сполук є комплексними за будовою, властивостями та біологічною дією. Металоферменти, гемоглобін, міоглобін, вітамін В₁₂, хлорофіл – ось приклади фізіологічно активних речовин, що є комплексними сполуками.

Особлива група сполук, яка здатна утворювати комплекси з багатьма катіонами, комплексони, широко використовуються як лікарські засоби для розчинення каменів нирок, жовчного міхура. Вони застосовуються як стабілізатори при зберіганні крові, оскільки зв'язують йони металів, що каталізують реакції окиснення. Також комплексони застосовуються для виведення із організму йонів токсичних металів, радіоактивних ізотопів і продуктів їх розпаду.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово.

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії.

Здатність до здійснення саморегуляції та ведення здорового способу життя, здатність до адаптації та дії в новій ситуації.

Визначеність і наполегливість щодо поставлених завдань.

Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Прагнення до збереження навколишнього середовища.

Здатність до оцінювання результатів лабораторних та практичних до-

сліджень.

Здатність розв'язувати типові задачі та вирішувати практичні проблеми у процесі навчання.

2. Конкретні цілі

Знати принципи будови комплексних сполук.

Інтерпретувати особливості будови комплексних сполук як основи для їх застосування у хелатотерапії.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Українська мова за професійним спрямуванням	Володіти досконалими знаннями рідної мови. Бути здатним спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово. Застосовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.
2. Іноземна мова за професійним спрямуванням	Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою. Застосовувати іноземну мову у професійній діяльності.
3. Латинська мова та медична термінологія	Володіти медичною термінологією на латинській мові.
4. Безпека життєдіяльності, основи біоетики та біобезпеки	Бути здатними до здійснення саморегуляції, ведення здорового способу життя, бути здатним до адаптації та дії в новій ситуації. Прагнути до збереження навколишнього середовища.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Комплексні сполуки.	Це сполуки, у вузлах кристалічної решітки яких знаходяться складні частинки, що містять центральний атом (йон) і оточуючі його молекули (йони).
2. Координаційне число (к. ч.).	Число зв'язків, за допомогою яких ліганди безпосередньо сполучені з центральним атомом.

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Реакції комплексоутворення. Координаційна теорія А. Вернера та сучасні уявлення про будову комплексних сполук.
2. Класифікація комплексних сполук за зарядом внутрішньої сфери та за природою лігандів.
3. Внутрішньокмлексні сполуки.
4. Залізо-, кобальто-, мідє- та цинковмісні біокмлексні сполуки. Поняття про металолігандний гомеостаз. Порушення гомеостазу.
5. Кмлексони та їх застосування в медицині як антидотів при отруєнні важкими металами (хелатотерапія) та як антиоксидантів при зберіганні лікарських препаратів.

Зміст теми (тези):**1. Реакції комплексоутворення. Координаційна теорія А. Вернера та сучасні уявлення про будову комплексних сполук**

Кмлексні сполуки – це сполуки, у вузлах кристалічної решітки яких знаходяться складні частинки, що містять центральний атом (йон) і оточуючі його молекули (йони).

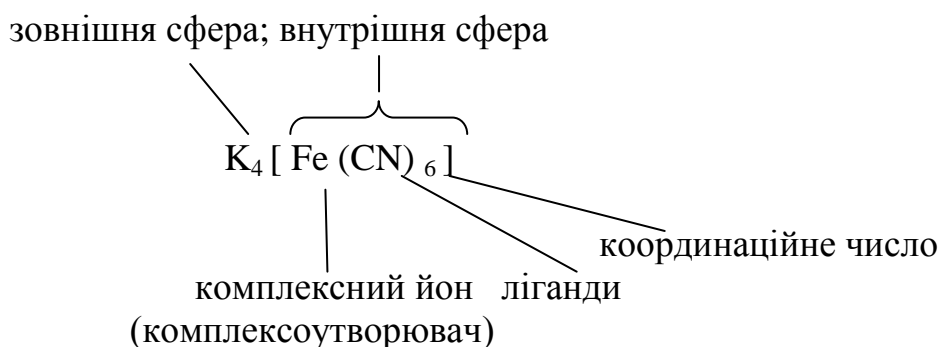
У 1893 р. швейцарський хімік Альфред Вернер розробив теорію, що пояснює будову комплексних сполук.

У кмлексній сполуці є центральний атом (йон), його називають кмлексоутворювачем.

Навколо центрального атома (йона) розміщені (координовані) йони, атоми чи молекули, які називають лігандами (адендами).

Кмлексоутворювач зв'язаний з лігандами донорно-акцепторними зв'язками. При цьому центральний атом – акцептор електронної пари, ліганди – донори електронної пари. Кмлексоутворювач і ліганди утворюють внутрішню сферу комплексу, яку у формулах комплексних сполук записують у квадратних дужках.

Кількість лігандів, що координуються навколо кмлексоутворювача, визначає координаційне число, яке найчастіше набуває значень 2, 4, 6, 8.



2. Класифікація комплексних сполук за зарядом внутрішньої сфери та за природою лігандів

Класифікація комплексних сполук за природою лігандів:

1. Комплексні сполуки, лігандами яких є молекули (води, аміаку, карбон(II) оксиду):

а) аквакомплекси:

$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ – гексаакваферум(III) хлорид. Ліганди – молекули води.

б) аміакати:

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – тетраамінкупрум(II) сульфат. Ліганди – молекули аміаку.

в) карбоніли:

$\text{Fe}(\text{CO})_5$ – пентакарбоніл феруму.

2. Сполуки, лігандами яких є гідроксид-йони, – гідроксокомплекси:

$\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ – натрій гексагідроксоалюмінат(III).

3. Сполуки, лігандами яких є кислотні залишки (ціанідні та ін.), – ацидокомплекси:

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – калій гексаціаноферат(III).

4. Сполуки, що містять ліганди різних класів, – змішані комплекси:

$\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$ – калій диакватетрагідроксоалюмінат(III).

Класифікація комплексних сполук за зарядом внутрішньої сфери:

1. Сполуки з комплексним катіоном:

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \text{SO}_4^{2-}$ – тетраамінкупрум(II) сульфат;

2. Сполуки з комплексним аніоном:

$\text{K}_3^+[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ – калій гексаціаноферат(III);

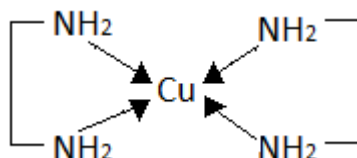
3. Нейтральні комплекси:

$\text{Fe}(\text{CO})_5$ – пентакарбоніл феруму.

3. Внутрішньоконкомплексні сполуки

Важливою характеристикою лігандів є їх дентатність – число місць, що займає ліганд у внутрішній сфері.

Якщо з комплексоутворювачем координуються бідентатні ліганди, то внаслідок цього утворюються циклічні комплекси. У таких комплексах ліганд разом з комплексоутворювачем утворює замкнений цикл за рахунок зв'язків, позначених стрілками:



Комплекси такого типу називають внутрішньоконкомплексними сполуками або хелатами (від грец. «хела» – клешня).

Структура цих сполук нагадує клешні рака, якими молекули органічних лігандів ніби захоплюють йони металів. Хелатні комплекси утворюються при взаємодії йонів металів з амінокарбоновими кислотами та їх похідними; внутрішньоконкомплексні сполуки використовуються для комплексонометричних методів та для хелатотерапії.

4. Залізо-, кобальто-, мідє- та цинковмісні біоконкомплексні сполуки.

Поняття про металолігандний гомеостаз. Порушення гомеостазу

Постійний обмін речовин з навколишнім середовищем дає можливість організму підтримувати на певному рівні концентрації речовин, що беруть участь у рівноважних процесах комплексоутворення, забезпечуючи стан так званого метало-лігандного гомеостазу.

Для кожного біметалу характерна своя сукупність рівноважних процесів метал – біоліганд, що визначається стійкістю утворених комплексів та концентрацією у внутрішньому середовищі як йонів цього металу, так і біолігандів.

Є багато патологій, пов'язаних з нестачею або надлишком того чи іншого біоелемента в організмі.

Порушення метало-лігандного гомеостазу можливе з різних причин, а саме:

- дефіциту або надлишку біоелементів;
- надходження катіонів токсичних металів;
- надходження або утворення сторонніх лігандів;
- надходження ксенобіотиків.

Отже, надлишок або нестача в організмі необхідних металів, потрапляння в організм важких металів та їх сполук, отруйних лігандів, ксенобіотиків, вірусів порушують стан метало-лігандного гомеостазу, що призводить до виникнення патологічних процесів в організмі людини.

5. Комплекси та їх застосування в медицині як антидотів при отруєнні важкими металами (хелатотерапія) та як антиоксидантів при зберіганні лікарських препаратів

Комплекси – це полідентатні ліганди, до яких належать поліамінокарбонові кислоти. Важливими комплексами є нітрилацетатна кислота (НТА) та етилендіамінтетраацетатна кислота (ЕДТА). Вони застосовуються в медицині як антидоти при отруєнні важкими металами (хелатотерапія). Комплекси зв'язуються з йонами токсичних металів і виводяться через нирки із організму.

У медичній практиці як антидоти використовуються солі ЕДТА серед яких найбільш доступною є динатрієва сіль, відома як трилон Б. Схематично дію трилону Б при отруєнні Pb^{2+} можна уявити так:



Комплекс CaPbEDTA розчинний у воді і видаляється із організму нирками.

Тетацин є універсальним антидотом.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Координаційне число – це:

- а) число зв'язків, за допомогою яких ліганди безпосередньо сполучені з комплексоутворювачем;
- б) число місць, які ліганди займають у внутрішній координаційній сфері

комплексу;

в) число реальних або умовних частинок, які вміщує 1 моль речовини;

г) сумарне число нуклонів у ядрі.

2. Вказати, які з йонів Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cl^- , HCO_3^- , K^+ , Ca^{2+} , Na^+ , Cu^{2+} , Zn^{2+} є комплексоутворювачами у ферментах:

а) K^+ , Na^+ , Cl^- ; б) K^+ , Ca^{2+} , Na^+ ; в) Fe^{2+} , Fe^{3+} , Ca^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} ; г) Cl^- , HCO_3^- .

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Вказати комплексоутворювач, його ступінь окиснення, координаційне число та заряд комплексного йона в сполуці $\text{K}[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{CN})_4]$:

а) К, +1, 4, -1; б) Cr, +3, 6, -1; в) H_2O , 0, 6, -1; г) Cr, +2, 4, 0.

Література:

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 328 с. (С. 32 – 39).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 42 – 52).

3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 119 – 127).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 19 – 28).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 46 – 84).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012. – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 42 – 52).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне./– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С. 46 – 84).).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 4. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів

1. Актуальність теми

Розчинами є плазма крові, слина, шлунковий сік, сеча та інші рідини людського організму. З утворенням розчинів пов'язані процеси засвоєння їжі та виведення із організму продуктів життєдіяльності. У формі розчинів у організм вводиться багато лікарських препаратів. Тому лікареві необхідні знання про величини, що характеризують кількісний склад розчинів.

Компетентності

Вміти проводити аналіз інформації, приймати обґрунтовані рішення, встановлювати відповідні зв'язки для досягнення цілей.

Знати методи застосування знань при вирішенні практичних питань.

Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

2. Конкретні цілі

Вміти характеризувати кількісний склад розчинів.

Розраховувати кількісний вміст розчиненої речовини у розчині.

Вміти переходити від одного способу вираження вмісту речовини в розчині до іншого.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Хімія та фізика (шкільний курс)	Знати склад розчинів та величини, що характеризують їх кількісний склад. Розраховувати кількість розчиненої речовини у розчині певної концентрації. Користуватися одиницями СІ.
2. Українська мова за професійним спрямуванням	Мати досконалі знання рідної мови. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Розчини.	Розчини – це гомогенні термодинамічно стійкі системи змінного складу, які складаються з двох або більше компонентів та продуктів їх взаємодії.

2. Розведені розчини.	У розведених розчинах вміст розчиненої речовини не перевищує 30 %.
3. Концентровані розчини.	У концентрованих розчинах вміст розчиненої речовини понад 30 %.
4. Ненасичені розчини.	Ненасиченими є розчини, якщо у даній масі розчинника якась маса речовини ще може розчинитись.
5. Насичені розчини.	Насиченими є розчини, якщо кількість речовини, що переходить у розчин за одиницю часу, дорівнює кількості речовини, що виділяється у вигляді твердої фази.
6. Пересичені розчини.	Пересиченими є розчини, якщо речовини розчинено більше, ніж її потрібно для насичення за даних умов.
7. Масова частка.	Масова частка – це відношення маси компонента (розчиненої речовини) до загальної маси системи (розчину, суміші).
8. Молярна концентрація.	Молярна концентрація речовини – це відношення кількості речовини до об'єму розчину.

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Склад розчинів.
2. Класифікація розчинів.
3. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів:
 - 1) масова, об'ємна та мольна частки;
 - 2) молярна концентрація;
 - 3) молярна концентрація еквівалента (деци-, санти-, мілі- та мікромолі);
 - 4) молярна концентрація;
 - 5) титр.

4.3. Практичні роботи (завдання), які виконуються студентами на занятті:

Задача № 1

У воді об'ємом 0,2 л розчинили сіль масою 0,04 кг. Визначити масову частку солі в розчині, якщо густина води дорівнює 1 кг/л.

Задача № 2

Визначити масу розчину з масовою часткою CuSO_4 10 % і масу води, що необхідні для приготування розчину масою 0,5 кг з масовою часткою CuSO_4 2 %.

Задача № 3

Визначити молярну концентрацію розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 0,2. Густина розчину – 1,29 кг/л.

Задача № 4

Визначити молярну концентрацію еквівалента розчину, утвореного при розчиненні 0,0426 кг натрій сульфату в 0,3 кг води, якщо густина розчину дорівнює 1,12 кг/л.

Задача № 5

Визначити молярну концентрацію розчину калій хлориду, якщо 0,5 кг розчину містить 0,05 кг солі.

Зміст теми (тези):

1. Склад розчинів

Розчини – це гомогенні термодинамічно стійкі системи, що складаються з двох або більше компонентів та продуктів їх взаємодії.

Компоненти розчину: розчинник і розчинена речовина (одна або кілька).

2. Класифікація розчинів

За агрегатним станом виділяють:

- газоподібні;
- рідкі;
- тверді.

За вмістом розчиненої речовини розчини бувають:

- розведені – в яких вміст розчиненої речовини не перевищує 30 %;
- концентровані – вміст розчиненої речовини понад 30 %.

За здатністю речовини розчинятись розрізняють:

- ненасичені розчини – якщо у даній масі розчинника якась маса речовини ще може розчинитись;
- насичені розчини – якщо кількість речовини, що переходить у розчин за одиницю часу, дорівнює кількості речовини, що виділяється у вигляді твердої фази;
- пересичені розчини – якщо речовини розчинено більше, ніж її потрібно для насичення за даних умов.

3. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів

1) масова, об'ємна та мольна частки

Масова частка (W) – це відношення маси компонента (розчиненої речовини) до загальної маси системи (розчину, суміші). Це безрозмірна величина, що виражається частками одиниці, відсотками (частки сотні) тощо.

$$W (\text{розч.реч}) = \frac{m(\text{розч.реч})}{m(\text{розчину})} \times 100\% .$$

Мольна частка (χ) – це відношення кількості розчиненої речовини (n речовини) до загальної кількості розчину (n розчину). Вона має таку ж розмірність, як і масова частка.

$$\chi_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + \dots n_i}.$$

Об'ємна частка розчиненої речовини (φ) – це відношення об'єму розчиненої речовини до суми об'ємів усіх компонентів розчину.

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_A + V_B + \dots V_i}.$$

2) молярна концентрація

Молярна концентрація речовини, що позначається C , – це відношення кількості речовини n до об'єму розчину V . Молярна концентрація виражається в моль/л.

$$C = \frac{n(\text{розч.реч})}{V(\text{розчину})}.$$

3) молярна концентрація еквівалента (деци-, санти-, мілі- та мікромолі)

Молярна концентрація еквівалента речовини, що позначається як $C_{\text{екв}}$, – це відношення кількості речовини еквівалента $n_{\text{екв}}$ до об'єму розчину. Молярна концентрація еквівалента виражається в моль/л.

$$C_{\text{екв}} = \frac{n_{\text{екв}}}{V},$$

де $n_{\text{екв}}$ – кількість речовини еквівалента, моль;
 V – об'єм розчину, л.

$$n_{\text{екв}} = \frac{m}{M_{\text{екв}}};$$

$$M_{\text{екв}} = M \cdot f_{\text{екв}};$$

$$f_{\text{екв}} = \frac{1}{n},$$

де n – число йонів H^+ у молекулі кислоти,
 або гідроксид-йонів OH^- у молекулі основи,
 або добуток валентності металу на кількість атомів металу в молекулі солі.

Еквівалент – це така частина речовини (реальна або умовна), що в реакції еквівалентна (відповідає) одному молю атомів Гідрогену (катіонів), або в окисно-відновних реакціях – одному електрону.

4) моляльна концентрація

Моляльна концентрація речовини, що позначається C_m є відношенням кількості речовини до маси розчинника.

$$C_m = \frac{n(\text{речовини})}{m(\text{розчинника})},$$

де n – кількість речовини, моль;
 m – маса розчинника, кг.

5) титр

Титр (T) означає масу розчиненої речовини, що міститься в 1 мл розчину. Масу виражають у грамах (г).

$$T(\text{реч.}) = \frac{m(\text{розч.речовини})}{V(\text{розчину})}.$$

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вибрати позначення тридецимолярного розчину:
а) 3 М; б) 3 н; в) 3 дм³; г) 0,3 М; д) 30 М.

2. Вкажіть характерні ознаки розчинів:

- а) однорідність;
- б) неоднорідність;
- в) лише хімічна взаємодія;
- г) наявність фізичної та хімічної взаємодії;
- д) лише фізична взаємодія.

3. Розчинник – це:

- а) компонент розчину, що перебуває у рідкому агрегатному стані;
- б) більш хімічно активний компонент;
- в) компонент розчину, що має більшу густину;
- г) компонент розчину, який перебуває у тому ж агрегатному стані, що й розчин;
- д) компонент розчину, який має йонну будову.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Визначити молярну концентрацію 0,85 % NaCl.

2. Водний розчин, одержаний розчиненням 5 г глюкози ($M = 180$ г/моль) у 95 г води, є ізотонічним плазмі крові. Визначити масову та молярну частки глюкози в розчині.

3. Титр розчину кальцій хлориду ($M = 111$ г/моль), що використовується в медичній практиці при алергічних, шкірних та інших захворюваннях, дорівнює 0,0999 г/мл. Розрахувати молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалента кальцій хлориду в розчині.

4. У лабораторії є розчин з масовою часткою натрій хлориду 10 % та 0,5 %. Визначити масу кожного з розчинів, що необхідно для приготування 0,5 л фізіологічного розчину з масовою часткою 0,85 % та густиною 1,003 кг/л.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (С. 83 – 89).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 105 – 111).

3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 27 – 32).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 29 – 32).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 90 – 100).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012. – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С.105 – 111).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне/.– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с.). (С. 90 – 100).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 5. Приготування розчинів

1. Актуальність теми

Розчини з молекулярним та іонним характером дисперсності розчиненої речовини – справжні розчини – найважливіша складова частина біологічних рідин. Водні розчини електролітів та низькомолекулярних речовин забезпечують постійний осмотичний тиск, активну реакцію середовища, буферні властивості рідин організму, регулюють величини мембранних потенціалів, активність ферментів тощо.

Порушення складу розчинів у організмі викликає різні хвороби. Тому знання теорії розчинів, а також методики їх приготування дають можливість застосування розчинів з метою лікування різних хвороб.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово.

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії.

Здатність до здійснення саморегуляції та ведення здорового способу життя, здатність до адаптації та дії в новій ситуації.

Визначеність і наполегливість щодо поставлених завдань.

Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Прагнення до збереження навколишнього середовища.

Здатність до оцінювання результатів лабораторних та практичних досліджень.

Здатність розв'язувати типові задачі та вирішувати практичні проблеми у процесі навчання.

2. Конкретні цілі

Розраховувати кількість розчинника та розчиненої речовини для приготування розчину з заданою концентрацією.

Готувати розчини певної концентрації.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Медична біологія	Володіти знаннями про структурні компоненти цитоплазми і ядра.
2. Українська мова за професійним спрямуванням	Володіти досконалою знаннями рідної мови. Бути здатним спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово. Застосовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.
3. Іноземна мова за професійним спрямуванням	Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою. Застосовувати іноземну мову у професійній діяльності.
4. Латинська мова та медична термінологія	Володіти медичною термінологією на латинській мові.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Розчинність.	Це здатність речовини розчинятись у тому чи іншому розчиннику.
2. Коефіцієнт розчинності.	Це маса розчиненої речовини у грамах, що може за даних умов розчинитись у розчиннику масою 100 г з утворенням насиченого розчину.
3. Розчини.	Це гомогенні термодинамічно стійкі системи змінного складу, які складаються з двох або більше компонентів та продуктів їх взаємодії.

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Розчини в життєдіяльності.
2. Ентальпійний та ентропійний фактори розчинення та їх зв'язок з механізмом розчинення.
3. Розчинність газів у рідинах та її залежність від різних факторів. Закони Генрі та Дальтона.
4. Вплив електролітів на розчинність газів (закон Сеченова). Розчинність газів у крові. Кесонна хвороба.
5. Розчинність рідин та твердих речовин. Розподіл речовин між двома рідинами, що не змішуються. Закон розподілу Нернста, його значення в явищі проникності біологічних мембран.
6. Приготування розчинів заданого складу.

4.2. Практична робота (завдання), що виконується студентами на занятті:

1. Приготування розчину із фіксалялу

Для приготування розчину із фіксалялу необхідно вміст ампули кількісно перенести в мірну колбу та розвести дистильованою водою до мітки. Перенесення вмісту фіксалялу в колбу: ампулу вимити й промити дистильованою водою. У мірну колбу потрібного об'єму (1,0; 0,5; 0,25 л) вставляють лійку діаметром 9 – 10 см, в якій розміщують бойок з розширенням. Цим бойком пробивають фіксалялу з одного боку, тримаючи фіксалялу вертикально. Іншим бойком пробивають фіксалялу з другого боку й дають змогу вмісту його перейти крізь лійку в колбу. Не змінюючи положення ампули, її обережно, але ретельно промивають дистильованою водою. Об'єм води повинен не менше, ніж у шість разів перевищувати об'єм фіксалялу. Після розчинення вмісту ампули об'єм рідини в колбі доводять дистильованою водою до мітки. Готовий розчин ретельно перемішують.

2. Приготування розчинів заданої концентрації за розрахованою наважкою

Кожний студент одержує в викладача картку з індивідуальним завдан-

ням: приготувати розчин лікарського препарату певної концентрації з поясненням застосування його в медичній практиці. Спочатку виконує необхідні розрахунки, а потім, з дозволу викладача, готує розчин.

Приготування розчину масової концентрації

Розраховану наважку речовини зважити на технохімічних терезах, перенести її в будь-який немірний посуд та додати розраховану кількість води. Готовий розчин перемішати до розчинення наважки.

Приготування розчинів молярної концентрації та молярної концентрації еквівалента

Розраховану наважку зважити на аналітичних терезах (рідкі речовини відбирають піпеткою), кількісно перенести в мірну колбу потрібного об'єму (у колбу перед цим внести невеликий об'єм дистильованої води). Наважку спочатку розчинити в воді, а потім долити в колбу дистильовану воду до мітки. Готовий розчин перемішати.

3. Оформлення протоколу лабораторної роботи

Зробити в зошиті необхідні розрахунки та описати порядок приготування розчину згідно з індивідуальним завданням.

Зміст теми (тези):

1. Розчини в життєдіяльності

Розчини – це найпоширеніші системи у живій природі. Вони відіграють важливу роль у життєдіяльності організмів. Вода як універсальний розчинник твердих, рідких і газоподібних речовин є тим середовищем, у якому відбувається більшість хімічних реакцій, у тому числі й різноманітні фізіологічні та біохімічні процеси у живих організмах (перетравлювання їжі, всмоктування в кров поживних речовин та виведення із організму шкідливих продуктів обміну тощо). Основні біологічні рідини, такі як плазма крові, лімфа, сеча, спинномозкова рідина, містять у розчиненому стані різні неорганічні та органічні речовини. Зокрема, плазма крові складається з води (90 – 92 %) і сухої речовини (8 – 10 %).

2. Ентальпійний та ентропійний фактори розчинення та їх зв'язок з механізмом розчинення

Утворення розчинів є самочинним процесом, який відбувається зі збільшенням неупорядкованості частинок, безладдя у системі і характеризується зростанням ентропії ($\Delta S > 0$) і зменшенням вільної енергії Гіббса ($\Delta G < 0$). З хімічної термодинаміки відомо, що $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

З рівняння видно, що якщо $\Delta H < 0$, а $\Delta S > 0$ то $\Delta G < 0$ і за будь якої температури процес відбувається самочинно.

ΔH – ентальпійний фактор.

ΔS – ентропійний фактор.

3. Розчинність газів у рідинах та її залежність від різних факторів. Закони Генрі та Дальтона

Неполярні гази важко розчиняються у полярному розчиннику, зокрема у воді, і краще розчиняються у неполярних органічних розчинниках.

Доведено, що розчинність газів залежить від температури, тиску, наявності електролітів. З підвищенням температури розчинність газів зменшується. За **законом Генрі розчинність газу у рідині прямо пропорційна його тиску над рідиною:**

$$m = kp,$$

де m – маса розчиненого газу;

p – тиск газу над рідиною;

k – коефіцієнт пропорційності, який залежить від природи газу.

Перший закон Дальтона: загальний тиск суміші газів, які між собою не взаємодіють дорівнює сумі парціальних тисків усіх її компонентів:

$$p_{\text{заг}} = p_1 + p_2 + \dots + p_i.$$

Другий закон Дальтона: розчинність кожного із компонентів газової суміші у даній рідині за постійної температури прямо пропорційна його парціальному тиску над рідиною і не залежить від загального тиску суміші та вмісту інших компонентів:

$$m_i = k_i p_i,$$

де m_i – маса кожного розчиненого компонента газової суміші;

p_i – парціальний тиск кожного компонента газової суміші.

4. Вплив електролітів на розчинність газів (закон Сеченова). Розчинність газів у крові. Кесонна хвороба

Розчинність газів у розчинах електролітів менша, ніж у чистому розчиннику (закон Сеченова). Цю залежність математично виражають рівнянням:

$$S = S_0 e^{-kc},$$

де S – розчинність газу в розчині електроліту з концентрацією C (моль/л);

S_0 – розчинність газу у воді;

k – константа, яка залежить від температури і природи компонентів розчину;

e – основа натуральних логарифмів.

Зі збільшенням кількості кисню в крові полегшується віддача кров'ю вуглекислого газу, і, навпаки, при збільшенні тиску вуглекислого газу розчинність кисню в крові зростає.

При опусканні на глибину внаслідок збільшення тиску концентрація газів у крові змінюється. При швидкому підніманні водолазів із глибини різке зниження тиску призводить до бурхливого виділення розчинених у крові газів. Утворені бульбашки закупорюють капілярні кровоносні судини (газова емболія), порушують кровопостачання органів, що може спричинити серйозні функціональні розлади. Тому для попередження кесонної хвороби людину із глибини слід піднімати на поверхню повільно.

5. Розчинність рідин та твердих речовин. Розподіл речовин між двома рідинами, що не змішуються. Закон розподілу Нернста, його значення в явищі проникності біологічних мембран

Закон розподілу Нернста: при постійній температурі співвідношення концентрації речовини, яка розподілилася між двома рідинами, що не змішуються є постійною величиною:

$$k_{\text{розп}} = C_1 / C_2,$$

де $k_{\text{розп}}$ – коефіцієнт розподілу;

C_1 – концентрація розчиненої речовини у першому розчиннику;

C_2 – концентрація розчиненої речовини у другому розчиннику.

На основі закону розподілу можна пояснити проникнення речовин крізь клітинні мембрани. Так, водонерозчинні неполярні речовини (жирні кислоти, жири, холестерин тощо) проникають у клітину шляхом розчинення у ліпідному шарі мембрани. Вони важко розчиняються у водному середовищі і їх нагромадження у ліпідному шарі мембран підлягає закону розподілу.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Чому при розчиненні амоній нітрату в воді розчин має нижчу температуру, ніж повітря, а при розчиненні сульфатної кислоти – набагато більшу?

2. Чому водолаз із великих глибин повинен підійматися поступово, повільно, а не швидко?

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Для визначення концентрації йонів Калію в слині методом полуменевої фотометрії потрібно приготувати 0,25 л розчину, що містить 0,04 ммоль/л катіону Калію та 0,64 ммоль/л катіону Натрію. Як приготувати такий розчин з розчину (1) калій хлориду ($C_1(\text{K}^+) = 1$ ммоль/л) та розчину (2) натрій хлориду ($C_2(\text{Na}^+) = 2$ ммоль/л) ?

2. Який об'єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 9,3% (густина 1,06 г/мл) необхідно взяти для приготування 0,05 л розчину з молярною концентрацією еквівалента сульфатної кислоти 0,35 моль/л?

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 328 с. (С. 83 – 91).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К. «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 113 – 119).

3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 32 – 39).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 29 – 35).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 100 – 111).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.
 5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012. – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780
 (1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галінська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 113–119).
 2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія / Видання друге, стереотипне/.– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С. 100 – 111)).
 2. www.umsa.edu.ua
 (веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 6. Кислотно-основна рівновага в організмі

1.Актуальність теми

Кислотно-основна рівновага в організмі підтримується завдяки електролітам. Всі біологічні рідини, такі як плазма крові, шлунковий сік, внутрішньоклітинна та позаклітинна рідина, спинномозкова рідина, секрет залоз є розчинами електролітів.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії.

2. Конкретні цілі

Характеризувати електроліти та протолітичні реакції.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Анатомія	Володіти знаннями про утворення НСІ у шлунку.
2. Іноземна мова	Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою. Застосовувати іноземну мову в професійній діяльності.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Електроліти: а) сильні; б) слабкі.	Електроліти – це речовини, які проводять електричний струм як у розплавленому стані, так і в розчинах. - сильними є електроліти, ступінь дисоціації яких близький до 1 або 100 % (> 30 %): (HCl, H ₂ SO ₄ , NaOH та ін.); - слабкими є електроліти, ступінь дисоціації яких < 3 % (H ₂ S, HCN та ін.).
2. Реакція нейтралізації.	Реакція нейтралізації – це реакція взаємодії між кислотою й основою з утворенням солі і води.
3. Гідроліз солей.	Гідролізом називають реакцію обміну йонів солі з водою, що призводить до утворення слабких електролітів.

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Електроліти в організмі людини. Ступінь та константа дисоціації слабких електролітів. Властивості розчинів сильних електролітів.
2. Типи протолітичних реакцій. Реакції нейтралізації, гідролізу та іонізації.
3. Гідроліз солей.
4. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури.
5. Константа гідролізу.

Зміст теми (тези):

1. Електроліти в організмі людини. Ступінь та константа дисоціації слабких електролітів. Властивості розчинів сильних електролітів

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

До них належать деякі основи та солі, наприклад, KCl, NaCl, LiF, CaCl₂, KOH, NaOH а також аміак, органічні кислоти.

У плазмі крові вміст катіонів, в основному макроелементів – Na⁺, K⁺, Ca²⁺, Mg²⁺ становить 154 ммоль/л. На неорганічні аніони: Cl⁻, HCO₃⁻, H₂PO₄⁻, HPO₄²⁻ та SO₄²⁻ припадає 133 ммоль/л, а решта 21 ммоль/л – це аніони органічних кислот та макроіони білків.

Електролітична дисоціація – це розщеплення сполуки на йони внаслідок її взаємодії з розчинником.

Ступінь дисоціації електроліту – це відношення числа молекул, що

продисоціювали, до загального числа молекул електроліту

Сильні електроліти (HCl, H₂SO₄, NaOH та ін.) – $\alpha > 0,3$ (30 %); слабкі електроліти (H₂S, HCN та ін.) – $\alpha < 0,03$ (3 %).

Для слабких електролітів математичний вираз закону розбавлення В. Оствальда:

$$K_D = \alpha^2 C,$$

звідки

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C}}.$$

Закон розбавлення Оствальда формулюється так:

Ступінь дисоціації слабого бінарного електроліту зростає при розбавленні розчину, оскільки це сприяє дисоціації електролітів.

Сильні електроліти

Для характеристики розчинів сильних електролітів замість концентрації йонів користуються їх активністю.

Активність йонів – це їх ефективна або умовна концентрація, яка виявляє себе за конкретних фізико-хімічних умов.

2. Типи протолітичних реакцій. Реакції нейтралізації, гідролізу та іонізації

1. Реакція нейтралізації: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

2. Реакція гідролізу солі – це реакція взаємодії солі з водою.

3. Реакція іонізації: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

3. Гідроліз солей

1. $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH}$.

2. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$.

3. $\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$;

4. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури

$$\alpha_{\text{г}} = \frac{n_{\text{гидр}}}{n_{\text{заг}}} \quad \text{або} \quad \alpha_{\text{г}} = \frac{C_{\text{гидр}}}{C_{\text{заг}}}.$$

Ступінь гідролізу зростає зі зменшенням концентрації солі в розчині.

З підвищенням температури ступінь гідролізу зростає.

5. Константа гідролізу

$$K_{\text{г}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{a}}}, \quad K_{\text{г}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{b}}}, \quad K_{\text{г}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{a}} \cdot K_{\text{b}}}.$$

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вибрати групу солей, що піддаються гідролізу при розчиненні у воді:
 - а) натрій хлорид, амоній сульфат;
 - б) калій ціанід, натрій карбонат;
 - в) калій нітрат, кальцій ацетат;
 - г) амоній ацетат, натрій сульфат.

2. Вказати вид середовища, що створюється при розчиненні цинк сульфату в воді:

- а) кисле; в) нейтральне;
б) лужне; г) у залежності від концентрації солі.

3. Пояснити залежність ступеня гідролізу від температури і концентрації солі:

- а) ступінь гідролізу не залежить від температури і концентрації;
б) ступінь гідролізу збільшується при збільшенні концентрації і температури;
в) ступінь гідролізу зменшується при збільшенні концентрації і температури;
г) ступінь гідролізу зменшується при збільшенні концентрації і збільшується зі зростанням температури.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Вибрати правильне коротке йонне рівняння реакції гідролізу натрій карбонату:

- а) $\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}^+$; в) $\text{Na}^+ + \text{OH}^- = \text{NaOH}$;
б) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{CO}_3$; г) $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (С. 104 – 108, 112 – 120).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 134 – 140, 145 – 155).

3. Харченко С.В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 43 – 49).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 42 – 45).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 129 – 138, 143 – 161).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012 – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 134 – 140, 145 – 155).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія / Видання друге,

стереотипне/.– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008.–776 с.(С. 129–138, 143 – 161)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 7. Водневий показник біологічних рідин

1.Актуальність теми

Біологічні рідини організму – кров, лімфа, шлунковий сік, сеча, слина тощо мають різні значення рН у нормі. Зміна складу біологічних рідин, у тому числі показника рН, характеризує порушення функцій органів.

рН біологічних рідин впливає на активність ферментів та гормонів, що регулюють біохімічні перетворення в крові та відповідних органах. Зміна рН крові порушує структуру й функції ферментів і гормонів, що порушує регуляцію обміну речовин, викликає накопичення недоокислених токсичних продуктів, отруєння і може призвести до смерті.

Визначення рН дозволяє виявити різні види патології, правильно поставити діагноз та обґрунтовано проводити профілактичні та лікувальні заходи.

У біології, медицині та фармації широко застосовується потенціометричний метод визначення рН, що має ряд переваг, порівняно з індикаторним; він точніший (дає змогу вимірювати рН з точністю 0,02 – 0,05); а також дає можливість вимірювати рН багатоконпонентних систем та забарвлених розчинів.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Знати стандартні методики проведення фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Вміти аналізувати та обґрунтовано оцінювати результати фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Нести відповідальність за прийняття рішення щодо оцінювання результатів фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії.

Здатність до здійснення саморегуляції, ведення здорового способу життя, здатність до адаптації та дії в новій ситуації.

Прагнення до збереження навколишнього середовища.

2. Конкретні цілі

Визначати водневий показник середовища індикаторами та рН-метром.

Аналізувати принцип методу потенціометрії та роботи висновки щодо його використання в медико-біологічних дослідженнях.

Робити висновки щодо кислотності біологічних рідин на підставі водневого показника.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Анатомія 2. Медична та біологічна фізика 3. Іноземна мова	Володіти знаннями про утворення HCl у шлунку. Пристрої для знімання медико-біологічної інформації (електроди). Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою. Застосовувати іноземну мову в професійній діяльності.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Йонний добуток води.	Йонний добуток води – добуток концентрацій йонів H^+ і OH^- : $K(H_2O) = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ моль ² /л ² .
2. Водневий показник рН.	Водневий показник рН – це від'ємний десятковий логарифм концентрації йонів Гідрогену.
3. Норма рН: а) сироватки крові; б) шлункового соку.	рН сироватки крові $7,36 \pm 0,04$. рН шлункового соку $0,9 - 2,0$

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Дисоціація води. Йонний добуток води.
2. Водневий показник рН. Значення рН для різних рідин людського організму в нормі та при патології.

4.3. Практичні роботи (завдання), що виконуються студентами на занятті:

1. Визначення рН біологічних рідин:

Визначення рН потенціометричним методом проводиться на іономірі ЭВ-74.

1. Підготовка приладу до роботи:

На початку роботи необхідно ознайомитися з паспортом та інструкцією до приладу.

Порядок підготовки іономіра до роботи:

- натиснути кнопки “t” і “-1-19” та ввімкнути прилад (попередньо підключивши його до мережі); прогріти протягом 30 хв.;

- зібрати гальванічне коло з робочого (вимірювального) і допоміжного (порівняльного) електродів:

вимірювальним є скляний електрод ЭСЛ-43-07 з водневою функцією;

допоміжним є хлорсрібний електрод зі сталим значенням потенціалу ($0,201 \pm 0,003$ В);

- електроди закріпити в утримувачі над спеціальним столиком для розчину і підключити у відповідні гнізда на задній панелі приладу.

Іономір настроєний по контрольних буферних розчинах за методикою, що дається в інструкції до приладу.

2. Визначення рН біологічних рідин:

Визначення рН біологічної рідини проводиться в такій послідовності:

- у хімічний стаканчик з біологічною рідиною занурити електроди – утворити гальванічне коло;

- натиснути кнопки “аніони / катіони”, “рХ”, із загального діапазону “-1-19”;

- кнопку “Х/Х” залишити не натиснутою, що відповідає вимірюванню концентрації одновалентних йонів;

- визначити приблизне значення рН за шкалою загального діапазону;

- натиснути кнопку одного з піддіапазонів, що містить приблизне значення рН, і визначити точне значення рН за шкалою, що відповідає цьому діапазону.

3. Обробка результатів та оформлення протоколу лабораторної роботи:

1) Точне значення рН біологічної рідини занести в таблицю.

Таблиця

№ вимірювання	Вид біологічної рідини	рН	a_{H^+} , моль/л	K(H ₂ O)	a_{OH^-} , моль/л	рОН	Вид середовища
1							
2							
3							

2) За точними значеннями рН для кожної біологічної рідини обчислити активність катіонів Гідрогену a_{H^+} :

$$pH = -\lg a_{H^+}.$$

3) Оскільки для кожного розчину (відповідно і для біологічної рідини) значення іонного добутку води $K(H_2O)$ є сталим, знайти активність гідроксид-іонів за формулою:

$$K(H_2O) = a_{H^+} \cdot a_{OH^-} = 10^{-14},$$

$$a_{OH^-} = \frac{10^{-14}}{a_{H^+}}.$$

4) Розрахувати значення рОН за формулою:

$$pOH = -\lg a_{OH^-}.$$

5) Результати розрахунків занести в таблицю.

2. Визначення водневого показника середовища індикаторами:

За величиною рН зробити висновок про вид середовища у відповідній біологічній рідині.

Зміст теми (тези):

1. Дисоціація води. Йонний добуток води

Спрощене рівняння дисоціації води: $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$.

Добуток концентрацій йонів H^+ і OH^- є величиною постійною і називається **йонним добутком води $K(H_2O)$** :

$$K(H_2O) = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2 (t = 25^\circ C).$$

2. Водневий показник рН. Значення рН для різних рідин людського організму в нормі та при патології

Водневий показник рН – це від’ємний десятковий логарифм концентрації йонів Гідрогену: $pH = -\lg [H^+]$.

У нормі рН сироватки крові становить $7,36 \pm 0,04$.

Зміна рН крові порушує структуру й функції ферментів і гормонів, що порушує регуляцію обміну речовин, викликає накопичення недоокислених токсичних продуктів, отруєння і може призвести до смерті.

У нормі рН слини становить $5,6 - 7,9$. Зміщення рН слини в кислу сторону призводить до розвитку карієсу, а зміщення рН слини в лужну сторону призводить до утворення каменів.

При виразках шлунка рН шлункового соку зміщується в кислу сторону.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вказати, як пов’язані між собою значення рН і рОН у розчині:

а) $pH = pOH$; б) $pH + pOH = 14$; в) $pH \cdot pOH = 7$; г) $pH/pOH = 1$.

2. Пояснити, як може впливати зміна рН біологічної рідини на фізіологічні процеси:

а) залежить від виду біологічної рідини;

б) при збільшенні рН швидкість процесів зростає;

в) при збільшенні рН швидкість процесів зменшується, а при зниженні рН швидкість зростає;

г) зміна рН може змінити швидкість процесу, або зовсім його припинити.

3. Пояснити, чому знижується рН у зоні запалення:

а) у зоні запалення утворюються продукти неповного окиснення – органічні кислоти;

б) у зоні запалення різко сповільнюється відток продуктів метаболізму;

в) у зоні запалення пригнічується окиснення і зростає відновлення;

г) у зоні запалення рН не змінюється, бо його значення не залежить від напрямку процесів метаболізму.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. рН секрету підшлункової залози дорівнює 8,5. Чому дорівнює молярна концентрація йонів гідроксилу рОН?

2. рН шлункового соку дорівнює 2. Розрахувати $c(\text{H}^+)$, $c(\text{OH}^-)$ а також рН його при розведенні в 10 та 100 разів.

3. Молярна концентрація йонів Гідрогену шлункового соку дорівнює 10^{-2} моль/л. Чому дорівнює рОН?

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (С. 108 – 112).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 140 – 145).

3. Харченко С.В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 41 – 43, 45 – 46).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 38 – 42).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 138 – 143).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012 – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 140 – 145).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне/.– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С. 138 – 143)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 8. Основи титриметричного аналізу

1.Актуальність теми

Діагностика багатьох захворювань, перш за все, базується на даних клінічних, біохімічних, фізико-хімічних методів аналізу. Одним з основних методів хімічного аналізу є титриметричний аналіз. Він охоплює і метод нейтралізації у двох його варіантах: алкаліметрія та ацидиметрія. Метод нейтралізації застосовується для визначення кислотності шлункового соку, сечі, інших біологічних рідин, вмісту хлоридів у сироватці крові. У санітарно-гігієнічному аналізі метод нейтралізації застосовується для дослідження питної води, визначення кислотності харчових продуктів. Основні поняття про теорію та методи титриметричного аналізу, і метод нейтралізації зокрема, необхідні студенту для вивчення біохімії, фармакології, гігієни.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Знати стандартні методики проведення фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Вміти аналізувати та обґрунтовано оцінювати результати фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Нести відповідальність за прийняття рішення щодо оцінювання результатів фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії.

Здатність до ведення здорового способу життя.

2. Конкретні цілі

Аналізувати принципи титриметричних методів дослідження.

Аналізувати кількісний вміст у розчині кислот та основ за допомогою методів кислотно-основного титрування.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Іноземна мова	Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою.
	Застосовувати іноземну мову в професійній діяльності.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Титриметричний аналіз.	Титриметричним називають метод аналізу, в якому кількісний вміст речовини визначають за об'ємом реактиву точної концентрації, який витрачений для реакції з певним об'ємом розчину досліджуваної речовини.
2. Метод кислотно-основного титрування.	В основі методу лежить реакція нейтралізації, тобто кислотно-основна взаємодія між аналітом і титрантом.
3. Кислотно-основні індикатори.	Індикатори – це барвники зі слабкими кислотними або основними властивостями, які змінюють своє забарвлення залежно від рН середовища. Це фенолфталеїн, лакмус, метиловий оранжевий, метиловий червоний.

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Основи титриметричного аналізу.
2. Методи титриметричного аналізу.
3. Метод кислотно-основного титрування.
4. Кислотно-основні індикатори.

4.3. Практична робота (завдання), що виконується студентами на занятті:

Визначення масової частки оцтової кислоти

За допомогою піпетки відібрати 10,0 мл розчину оцтової кислоти і перенести в конічну колбу ємністю 50 – 100 мл, додати 2 – 3 краплі фенолфталеїну і титрувати з бюретки робочим розчином натрій гідроксиду до появи блідо-рожевого забарвлення. Визначити (за шкалою бюретки) об'єм робочого розчину лугу, витраченого на титрування.

Повторити титрування ще двічі та з одержаних результатів вирахувати середнє арифметичне значення об'єму NaOH $V_{\text{сер}}(\text{NaOH})$:

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

де V_1, V_2, V_3 – об'єми розчину NaOH у паралельних титруваннях, мл.

Розрахунок масової частки оцтової кислоти

1) обчислення молярної концентрації еквівалента оцтової кислоти в розчині:

$$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{C(\text{NaOH}) \cdot V_{\text{сер}}(\text{NaOH})}{V(\text{CH}_3\text{COOH})},$$

де $C(\text{NaOH})$ – молярна концентрація розчину NaOH, моль/л;

$V(\text{CH}_3\text{COOH})$ – об'єм розчину оцтової кислоти, що був узятий для титрування, мл;

2) обчислення маси оцтової кислоти в одному літрі розчину

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = C(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot M_{\text{екв}}(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V,$$

де $M_{\text{екв}}(\text{CH}_3\text{COOH})$ – молярна маса еквівалента CH_3COOH , г/моль;

$V = 1$ л – об'єм розчину кислоти;

3) обчислення масової частки оцтової кислоти в наважці (наважка – це певна маса концентрованої оцтової кислоти, з якої готують 1 л розчину, що досліджується):

$$W(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{m(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot 100\%}{m(\text{наважки})}.$$

Оформлення протоколу лабораторної роботи

Зробити в зошиті необхідні розрахунки та висновок.

Зміст теми (тези):

1. Основи титриметричного аналізу

Титриметричним називають метод аналізу, в якому кількісний вміст речовини визначають за об'ємом реактиву точної концентрації, який витрачений для реакції з певним об'ємом розчину досліджуваної речовини.

Ознайомлення з методикою виконання об'ємного аналізу

Для одержання правильних результатів всі операції в об'ємному аналізі слід виконувати дуже ретельно. Перед початком роботи потрібно переконатися в наявності необхідного посуду та його готовності до роботи, уважно ознайомитися з методикою аналізу, приготувати зошит для запису результатів.

Наповнення бюретки робочим розчином

Бюретку обполіскують спочатку дистильованою водою, а потім розчином, яким будуть її заповнювати. Після цього робочий розчин наливають у бюретку трохи вище нульової поділки. Пухирець повітря із носика бюретки виганяють, відігнувши злегка носик догори і надавлюючи при цьому на затискач (чи кульку) бюретки. Після того, як носик повністю заповнений роз-

чином та вийнята лійка, через яку наливали розчин, встановлюють рівень розчину на нульовій поділці. Натискаючи на затискач, по краплях випускають розчин із бюретки доти, доки нижня частина меніска безбарвного розчину або верхня частина меніска забарвленого розчину не буде на рівні нульової поділки.

Відлік слід завжди проводити так, щоб око знаходилося на одному рівні з меніском.

Відмірювання розчинів піпетками

Хімічні піпетки використовують, щоб відібрати точний об'єм потрібного розчину. Спочатку піпетку обполіскують, набираючи цей розчин приблизно до половини. При цьому занурюють піпетку в розчин майже до дна. Набирають розчин трохи вище мітки. Верхній кінець піпетки швидко затискають пальцем, піпетку виймають із розчину. Послаблюючи тиск пальця, дають надлишку розчину витекти по краплях, щоб меніск встановився точно проти мітки. Обережно, слідкуючи, щоб розчин не капав, підносять піпетку до колбочки, в яку потрібно перенести відміряний об'єм розчину. Тримаючи піпетку вертикально, відкривають верхній її кінець і дають розчину витекти (носик піпетки при цьому повинен торкатися до внутрішньої стінки горла колби). Залишок розчину не видують і не витрушують.

Розчин, що підлягає титруванню, часто повинен містити і додаткові компоненти, які створюють певне середовище, або реагують з певною речовиною, перетворюючи її у форму, необхідну для титрування. Розчини цих компонентів відмірюють мірними циліндрами або піпетками.

Проведення титрування

Конічну колбу з розчином, підготованим для титрування, розміщують на білому папері під носиком бюретки. Кінчик носика повинен знаходитися на рівні горла колби. Натискаючи великим і вказівним пальцями лівої руки на затискач (або кульку), вилучають розчин у колбочку невеликими порціями. Правою рукою обережно струшують колбу для швидкого перемішування розчину. Про наближення кінця титрування свідчить те, що у місці падіння краплі робочого розчину у колбі розчин набуває характерного для кінця титрування забарвлення. Тоді робочий розчин починають додавати по одній краплі. Після стійкої зміни забарвлення титрування припиняють і визначають об'єм робочого розчину, витраченого на титрування.

Титрування проводять не менше трьох разів.

2. Методи титриметричного аналізу

а) методи нейтралізації (кисотно-основного титрування):

- алкаліметрія;
- ацидиметрія.

б) окисно-відновне титрування (оксидиметрія):

- метод перманганатометрії – це метод визначення відновників з використанням титрованого розчину калій перманганату. В основі методу лежить окисно-відновна реакція між аналітом і титрантом. Його виконують у сильноокислому середовищі, в якому окиснювальна дія і швидкість віднов-

лення MnO_4^- є найбільшими. Методом йодометрії можна визначати як окисники, так і відновники. У методі перманганатометрії роль індикатора виконує сам KMnO_4 завдяки інтенсивному фіолетовому забарвленню.

- метод йодометрії можна визначати як окисники, так і відновники. В основі методу йодометрії лежить оборотна реакція: $\text{I}_2 + 2\text{e} \rightleftharpoons 2\text{I}^-$. Усі йодометричні визначення проводять за наявності індикатора – розчину крохмалю, який у присутності молекулярного йоду утворює адсорбційну сполуку інтенсивно-синього забарвлення.

в) метод комплексонометрії – це метод кількісного визначення катіонів металів з використанням робочого титрованого розчину трилону Б. При комплексонометричному титруванні використовують так звані металіндикатори – протравний чорний, мурексид, хром темно-синій.

г) метод осадження ґрунтується на кількісному осадженні з досліджуваного розчину певних йонів. Найчастіше застосовують аргентометрію, яка дає можливість кількісно визначати галогенід йони (Hal^-) (хлориди, броміди, йодиди) та тіоціанати шляхом титрування розчином AgNO_3 за схемою: $\text{Ag}^+ + \text{Hal}^- = \text{AgHal} \downarrow$. Аргентометричне титрування можна проводити двома способами – прямого титрування (методи Мора і Фаянса) та зворотного титрування (метод Фольгарда). При прямому титруванні кінець реакції визначають за допомогою калій хромату (метод Мора) або адсорбційних індикаторів еозину, флуоресцеїну, дихлорофлуоресцеїну (метод Фаянса). При зворотному титруванні надлишок аргентум нітрату титрують амоній тіоціанатом за наявності індикатора – йонів Феруму(III).

3. Метод кислотно-основного титрування

В основі методу лежить реакція нейтралізації, тобто кислотно-основна взаємодія між аналітом і титрантом.

4. Кислотно-основні індикатори

Індикатори – це барвники зі слабкими кислотними або основними властивостями, які змінюють своє забарвлення залежно від рН середовища.

До індикаторів належать фенолфталеїн, лакмус, метиловий оранжевий, метиловий червоний.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вибрати групу речовин, вміст яких може бути визначений у розчині методом алкаліметрії:

- а) HCl , NaOH , K_2CO_3 ; в) KOH , NH_3 , CaSO_4 ;
б) HCl , CH_3COOH , NaHCO_3 ; г) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NH_4Cl , NaCl .

2. Вибрати індикатор, за допомогою якого можна визначити концентрацію сильної кислоти в розчині алкаліметричним титруванням:

- а) фенолфталеїн (8,2 – 10,0); в) лакмус (4,4 – 6,2);
б) метиловий оранжевий (3,0 – 4,4); г) метиловий червоний (4,2 – 6,2).

3. Вибрати індикатор, що може бути застосований для визначення вмісту речовин, які створюють у біологічній рідині слабкокислу реакцію середовища, якщо стрибок на кривій алкаліметричного титрування складає 7,5 –

10,5 рН (у дужках показані інтервали переходу забарвлення індикаторів):

- а) фенолфталеїн (8,2 – 10,0); в) метиловий червоний (4,4 – 6,2);
б) метилоранж (3,0 – 4,4); г) нафтилфталеїн (7,4 – 8,6).

4. Вибрати групу кислот, розчини яких застосовують як робочі в методі ацидиметрії:

- а) HCl, H₂SO₄, CH₃COOH; в) H₃PO₄, H₂S, H₃BO₃;
б) CH₃COOH, H₂C₂O₄, H₃PO₄; г) HCl, HNO₃, H₂SO₄.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. На титрування 25,0 мл розчину аміаку витрачено 25,05 мл розчину з молярною концентрацією еквівалента HCl 0,1244 моль/л. Визначити масу аміаку в 1 л розчину.

2. Розрахуйте масу калій гідроксиду у розчині, якщо на титрування 10 мл цього розчину витрачено 10,63 мл розчину сульфатної кислоти з молярною концентрацією 0,02 моль/л.

3. За якою формулою обчислюють молярну концентрацію еквівалента барій гідроксиду, згідно з даними титриметричного аналізу за реакцією:
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (С. 120 – 129).

2. Харченко С.В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 50 – 56).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 35 – 38).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 315 – 363).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012 – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне./– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С. 315 – 363)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 9. Буферні системи, їх біологічна роль

1. Актуальність теми

Рідини живого організму – кров, сеча, внутрішньоклітинна рідина, лімфа та інші містять буферні системи для підтримування постійного значення рН. При багатьох захворюваннях спостерігається зміщення рН або в кислу область (ацидоз), або в лужну (алкалоз). Відомо, що тривале зміщення рН крові на 0,3 – 0,4 одиниці рН може призвести до смерті хворого. Тому буферна ємність є дуже важливою характеристикою буферної системи або сукупності систем, бо характеризує здатність до нейтралізації речовин, що можуть змінити величину рН. Для точного визначення буферної ємності застосовується потенціометричний метод, який дає змогу чітко зафіксувати зміну рН.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Знати стандартні методики проведення фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Вміти аналізувати та обґрунтовано оцінювати результати фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Нести відповідальність за прийняття рішення щодо оцінювання результатів фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії.

Здатність до ведення здорового способу життя.

2. Конкретні цілі

Пояснювати механізм дії буферних систем та їх роль в підтримці кислотно-основної рівноваги в біосистемах.

Готувати буферні розчини із заданим значенням рН.

Розраховувати рН буферної системи.

Визначати буферну ємність буферних розчинів за кислотою і за лугом.

Аналізувати принципи методу потенціометрії та робити висновки щодо його використання в медико-біологічних дослідженнях.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Медична та біологічна фізика 2. Іноземна мова	Пристрої для знімання медико-біологічної інформації (електроди). Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою.
	Застосовувати іноземну мову у професійній діяльності.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Буферні розчини.	Буферні розчини – це розчини, які здатні зберігати постійну концентрацію йонів Гідрогену, тобто значення рН середовища при добавлянні до них невеликої кількості сильної кислоти чи лугу або при розбавлянні їх.
2. Буферні системи крові: а) бікарбонатний буфер; б) фосфатний буфер.	Буферні системи підтримують постійне значення рН. Бікарбонатний буфер (гідрогенкарбонатна буферна система): $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$. Фосфатний буфер: $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$.
3. Норма рН крові.	У нормі рН сироватки крові становить $7,36 \pm 0,04$.
4. Ацидоз.	Ацидоз – зміщення кислотно-основного стану крові в напрямку підвищення концентрації йонів Гідрогену.
5. Алкалоз.	Алкалоз – зміщення кислотно-основного стану крові в напрямку зниження концентрації йонів Гідрогену.
6. Буферна ємність.	Буферна ємність – це кількість молекул еквівалентів сильної кислоти чи сильної основи, яку необхідно додати до 1 л буферного розчину, щоб змінити його рН на одиницю.

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Класифікація буферних розчинів.
2. Механізми дії буферних систем.
3. рН буферних розчинів (рівняння Гендерсона-Гассельбаха).
4. Буферні системи крові:
 - а) бікарбонатний (гідрогенкарбонатний) буфер;
 - б) фосфатний буфер;
 - в) білкові буферні системи.
5. Поняття про кислотно-основний стан (КОС) крові.
6. Буферна ємність та фактори, від яких вона залежить.

4.3. Практична робота (завдання), що виконується студентами на занятті

1. Розрахунок рН буферної системи

Розрахувати рН ацетатного буферного розчину, що приготували з 80мл розчину CH_3COOH з концентрацією 0,1 моль/л та 20 мл розчину CH_3COONa з концентрацією 0,1 моль/л; $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,74 \cdot 10^{-5}$.

Для розрахунку рН буферного розчину використовують рівняння Гендерсона-Гассельбаха:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{сіль}]}{[\text{кислота}]}, \text{ де } \text{p}K_a = -\lg K_a;$$

$$\text{pH} = 4,76 + \lg \frac{0,02 \text{ л} \cdot 0,1 \text{ моль/л}}{0,08 \text{ л} \cdot 0,1 \text{ моль/л}} = 4,16.$$

2. Приготування буферний розчин із заданим значенням рН

Насамперед за довідником слід підібрати тип буферної системи у межах рН якої лежить задане значення рН. Так, наприклад, якщо задане рН = 5, можна готувати ацетатний буфер (межі рН 3,7 – 5,6).

Потім треба величину рН перевести у концентрацію йонів Гідрогену. Якщо рН виражається цілим числом, це можна зробити так: при рН = 5 концентрація йонів Гідрогену:

$$[\text{H}^+] = 10^{-5}.$$

Відношення компонентів буферного розчину знаходимо із формули:

$$[\text{H}^+] = K \frac{[\text{кислота}]}{[\text{сіль}]}.$$

Оскільки беруть розчини кислоти і солі однакової молярної концентрації, відношення їх концентрацій можна замінити відношенням об'ємів. Якщо розрахунок виконують на 10 мл буферного розчину, то, позначивши об'єм кислоти за x , а об'єм солі відповідно $(10 - x)$, дістанемо вираз:

$$[\text{H}^+] = K \frac{x}{10-x}.$$

Підставивши у цей вираз значення концентрації йонів Гідрогену, що відповідає заданому рН, і константи дисоціації слабкої кислоти (або основи),

взятої з таблиці ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$), неважко визначити x , тобто знайти, які об'єми кислоти і солі треба взяти для виготовлення кожних 10 мл буферного розчину. Отже, об'єм кислоти дорівнює 3,6 мл, а об'єм солі відповідно $10 - 3,6 = 6,4$ мл.

3. Потенціометричне визначення буферної ємності сироватки крові проводиться на приладі іономірі, що заздалегідь настроєний по стандартних буферних розчинах.

1. Підготовка приладу до роботи:

- натиснути кнопки “t” і “-1-19”. Прогріти прилад протягом 30 хв.;
- зібрати гальванічне коло з електрода визначення і електрода порівняння:

електродом визначення є скляний електрод з H^+ функцією, електродом порівняння (допоміжним) – хлорсрібний електрод (ЭВЛ-ІМ) зі сталим значенням потенціалу 0,201 В; електроди підключити у відповідні гнізда на задній панелі приладу;

- встановити електроди в спеціальний утримувач над магнітною мішалкою. Титрування проводити в стаканчику місткістю 50 мл, де знаходиться магнітна мішалка для перемішування;
- натиснути кнопки “аніони/катіони”, “рХ” та кнопку діапазону рН “4 – 9”.

2. Визначення буферної ємності за кислотою (B_k):

Піпеткою відібрати 20 мл сироватки крові, перенести в стаканчик з магнітною мішалкою.

Бюретку заповнити титрованим розчином хлоридної кислоти.

Визначити первинне значення рН₀.

При перемішуванні додати розчин кислоти до зміни рН на одиницю.

Визначити на приладі точне значення рН₁, що встановилося, а по бюретці – точний об'єм кислоти, що був витрачений.

Буферну ємність розрахувати за формулою:

$$B_k = \frac{C(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{сироватки}) \cdot |\text{pH}_1 - \text{pH}_0|},$$

де $C(\text{HCl})$ – молярна концентрація еквівалента розчину хлоридної кислоти, моль/л;

$V(\text{HCl})$ – об'єм розчину хлоридної кислоти, мл;

$V(\text{сироватки})$ – об'єм сироватки крові, мл;

$|\text{pH}_1 - \text{pH}_0|$ – різниця значень рН по абсолютній величині.

3. Визначення буферної ємності за лугом (B_l):

Відібрати піпеткою 20 мл сироватки крові.

Бюретку заповнити титрованим розчином натрій гідроксиду.

Титрування проводити аналогічно попередньому.

Визначити нове значення рН₁ сироватки крові та витрачений об'єм розчину натрій гідроксиду.

Виконати розрахунок за формулою:

$$V_{\text{л}} = \frac{C(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{сироватки}) \cdot |\text{pH}_1 - \text{pH}_0|},$$

де $C(\text{NaOH})$ – молярна концентрація еквівалента розчину натрій гідроксиду, моль/л;

$V(\text{NaOH})$ – об'єм розчину натрій гідроксиду, мл;

$V(\text{сироватки})$ – об'єм сироватки крові, мл;

$|\text{pH}_1 - \text{pH}_0|$ – різниця значень рН по абсолютній величині.

4. *Оформлення результатів лабораторної роботи у вигляді протоколу:*

Зробити розрахунки буферної ємності за кислотою і за лугом, порівняти одержані значення і записати висновок.

Зміст теми (тези):

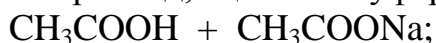
1. Класифікація буферних систем

Буферні системи – це розчини, які здатні зберігати постійну концентрацію йонів Гідрогену, тобто значення рН середовища при добавлянні до них невеликої кількості сильної кислоти чи лугу або при розбавлянні їх.

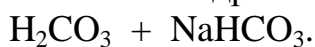
Основні типи буферних систем

- Буферна система, що містить слабку кислоту + сіль цієї кислоти, утворену сильною основою.

Наприклад, ацетатна буферна система:



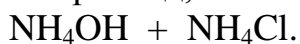
гідрогенкарбонатна буферна система:



- Буферна система, що містить

слабку основу + сіль цієї основи, утворену сильною кислотою.

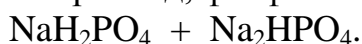
Наприклад, амонійна буферна система:



- Буферна система, що містить

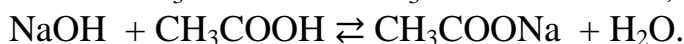
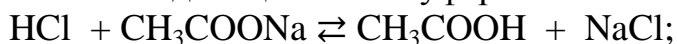
солі багатоосновних кислот.

Наприклад, фосфатна буферна система:

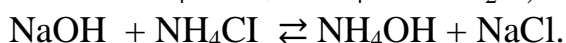
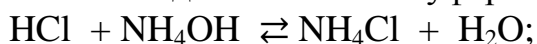


2. Механізми дії буферних систем

Механізм дії ацетатної буферної системи $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$:



Механізм дії амонійної буферної системи $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$:



3. рН буферних розчинів (рівняння Гендерсона – Гассельбаха)

Рівняння Гендерсона – Гассельбаха для кислотного буферного розчину:

$$\text{pH} = \text{pK}_a - \lg \frac{[\text{кислота}]}{[\text{сіль}]} \quad \text{або} \quad \text{pH} = \text{pK}_a + \lg \frac{[\text{сіль}]}{[\text{кислота}]}.$$

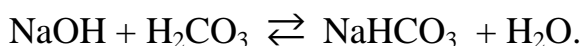
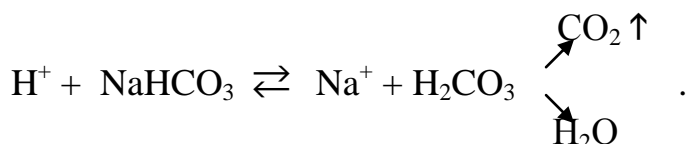
Рівняння Гендерсона – Гассельбаха для основного буферного розчину:

$$pH = 14 - \left(pK_b + \frac{[\text{сіль}]}{[\text{основа}]} \right).$$

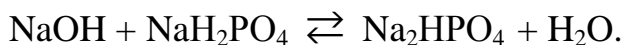
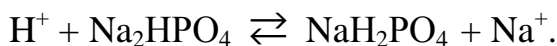
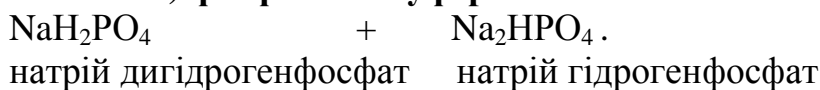
4. Буферні системи крові

Буферні системи підтримують постійне значення рН.

а) бікарбонатний (гідрокарбонатний) буфер



б) фосфатний буфер



в) білкові буферні системи

Це гемоглобінова і, меншою мірою, білки плазми крові.

5. Поняття про кислотно-основний стан (КОС) крові

У нормі рН сироватки крові становить $7,36 \pm 0,04$.

Ацидоз – зміщення кислотно-основного стану крові в напрямку підвищення концентрації йонів Гідрогену.

Алкалоз – зміщення кислотно-основного стану крові в напрямку зниження концентрації йонів Гідрогену.

6. Буферна ємність та фактори, від яких вона залежить

Буферна ємність – це кількість моль-еквівалентів сильної кислоти чи сильної основи, яку необхідно додати до 1 л буферного розчину, щоб змінити його рН на одиницю.

Буферна ємність залежить від концентрації компонентів буферної суміші та їх співвідношення.

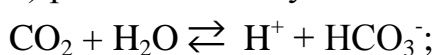
Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю

1. Пояснити, чому при додаванні невеликої кількості сильної кислоти до гідрокарбонатної буферної системи її рН практично не змінюється:

а) підвищується ступінь дисоціації натрій гідрокарбонату;

б) рівновага зміщується в бік утворення катіонів Гідрогену:



в) під впливом сильних кислот розкладається карбонатна кислота;

г) сильна кислота замінюється еквівалентною кількістю слабкої карбонатної кислоти.

2. Вказати, від яких факторів залежить рН буферної системи:

- а) від природи слабкого електроліту (кислоти чи основи);
- б) від співвідношення концентрацій компонентів буферної системи;
- в) від концентрації слабкого електроліту (кислоти чи основи);
- г) від концентрації солі.

3. Вибрати групу буферних систем, до якої входять тільки буферні системи організму людини:

- а) ацетатна, гідрогенкарбонатна, фосфатна;
- б) білкова, фосфатна, амінокислотна;
- в) амонійна, ацетатна, фосфатна;
- г) гідрогенкарбонатна, фосфатна, амонійна.

4. Пояснити, на чому ґрунтується механізм буферної дії фосфатної буферної системи:

- а) на тому, що фосфатна кислота є електролітом середньої сили;
- б) на тому, що солі, які утворюють фосфатну буферну систему, повністю дисоціюють на йони;
- в) на тому, що дигідрогенфосфат-йон дисоціює, як слабка кислота;
- г) на тому, що солі, які утворюють фосфатну буферну систему, гідролізуються, регулюючи тим самим величину рН.

5. Вказати, від яких факторів залежить величина буферної ємності:

- а) концентрація, рН, природа буферної системи;
- б) концентрація, співвідношення компонентів;
- в) рН, температура;
- г) температура, співвідношення компонентів, природа буферної системи.

6. Вибрати пару електродів, з яких можна скласти гальванічне коло для потенціометричного визначення буферної ємності:

- а) хлорсрібний і платиновий; в) водневий і хінгідронний;
- б) скляний і платиновий; г) скляний і хлорсрібний.

7. Пояснити, як називається порушення кислотно-основної рівноваги, що виникає при тривалому сповільненому видиханні вуглекислого газу:

- а) респіраторний ацидоз; в) метаболічний ацидоз;
- б) респіраторний алкалоз; г) метаболічний алкалоз.

Б. Задачі для самоконтролю

1. Вибрати правильну формулу для розрахунку рН буферної системи HCN – NaCN:

а) $pH = pK_{HCN} + \lg \frac{[NaCN]}{[HCN]}$; в) $pH = 14 - pK_{HCN} + \lg \frac{[NaCN]}{[HCN]}$;

б) $pH = pK_{HCN} + \lg \frac{[HCN]}{[NaCN]}$; г) $pH = 14 + pK_{HCN} - \lg \frac{[HCN]}{[NaCN]}$.

2. Розрахувати рН буферного розчину, що був приготований з 0,04 л розчину аміаку з концентрацією 0,15 моль/л та 0,02 л розчину амоній хлориду з концентрацією 0,25 моль/л; $pK_{\text{NH}_4\text{OH}} = 4,74$.

а) 4,67; б) 6,42; в) 9,33; г) 10,12.

3. Яка буферна ємність фосфатної буферної системи за лугом, якщо після титрування 10,0 мл її затрачено 5,3 мл 0,01 моль/л розчину калій гідроксиду при зміні рН на 1.

4. Розрахуйте буферну ємність гідрогенкарбонатної буферної системи плазми крові за кислотою, якщо при додаванні до 25 мл цього розчину 14,3мл хлоридної кислоти з молярною концентрацією 0,05 моль/л рН розчину змінилось з 7,4 до 6,7.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336с. (С. 129 – 139).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 156 – 169).

3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 56 – 67).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 45 – 52).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 161 – 176).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012. – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 156-169).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне./– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С. 161 – 176)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 10. Колігативні властивості розчинів

1. Актуальність теми

Колігативні властивості розчинів (дифузія, осмос тощо) обумовлюють найважливіші аспекти життєдіяльності організму. Осмотичний тиск обумовлює розподіл води й поживних речовин між різними органами й тканинами організму. Механізм осмосу залежить від природи мембран. За рахунок вибіркової проникності мембран відбувається перенесення поживних речовин і виведення продуктів метаболізму. Вивчення осмотичних явищ показало, що в середині клітини осмотичний тиск більший, ніж у позаклітинній рідині. Методи осмометрії, кріометрії та ебуліометрії використовуються для дослідження біологічних рідин, визначення їх осмоляльності, середньої молекулярної маси білка та молекулярних мас інших фізіологічно активних сполук.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово.

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії.

Здатність до здійснення саморегуляції та ведення здорового способу життя, здатність до адаптації та дії в новій ситуації.

Визначеність і наполегливість щодо поставлених завдань.

Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Прагнення до збереження навколишнього середовища.

Здатність до оцінювання результатів лабораторних та практичних досліджень.

Здатність розв'язувати типові задачі та вирішувати практичні проблеми у процесі навчання.

2. Конкретні цілі

Аналізувати взаємозв'язок між колігативними властивостями та концентрацією розчинів.

Готувати ізотонічні розчини.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Хімія та фізика (шкільний курс)	Знати суть поняття «осмос». Мати уявлення про розчини електролітів, неелектролітів та їх дисоціацію. Теорія електролітичної дисоціації.
2. Медична і біологічна	Мати уявлення про дифузію та швидкість

фізика 3. Медична біологія 4. Українська мова за професійним спрямуванням	дифузії. Мати уявлення про осмотичний та онкотичний тиск, тургор. Володіти знаннями рідної мови. Бути здатним спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово.
---	---

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Колігативні властивості розведених розчинів.	Колігативні властивості – це такі властивості, які залежать тільки від числа частинок у розчині, а не від їх природи, розмірів, форми, маси.
2. Закон Рауля.	Закон Рауля: Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином нелеткого неелектроліту дорівнює мольній частці розчиненої речовини.
3. Осмос.	Осмос – це одностороння дифузія молекул розчинника крізь напівпроникну мембрану із розчину з меншою концентрацією у розчин з більшою концентрацією.
4. Осмотичний тиск.	Осмотичний тиск – це надлишковий гідростатичний тиск у посудині з розчином, при якому встановлюється осмотична рівновага.
5. Закон Вант-Гоффа.	Закон Вант-Гоффа: Осмотичний тиск розчину прямо пропорційний його молярній концентрації та абсолютній температурі.
6. Ізотонічний розчин.	Ізотонічні розчини – це розчини з однаковим осмотичним тиском.
7. Гіпотонічний розчин.	Гіпотонічний розчин має менший осмотичний тиск, ніж інший розчин.
8. Гіпертонічний розчин.	Гіпертонічний розчин має більший осмо-

9. Осмотичний тиск плазми крові.	тичний тиск, ніж інший розчин. Осмотичний тиск плазми крові становить 7,7 – 8,1 атм.
10. Онкотичний тиск.	Онкотичний тиск – це тиск, що створюється високомолекулярними сполуками (0,03 – 0,04 атм).
11. Плазмоліз.	Плазмоліз – це явище зморщування еритроцитів при введенні у плазму крові гіпертонічних розчинів.
12. Гемоліз.	Гемоліз – це явище руйнування оболонки еритроцитів при введенні у плазму крові гіпотонічних розчинів, що супроводжується виходом гемоглобіну в плазму.

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Колігативні властивості розведених розчинів неелектролітів:
 - 1) відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином. Закон Рауля;
 - 2) підвищення температури кипіння та зниження температури замерзання розчину, в порівнянні з розчинником. Ебуліометрія та криометрія;
 - 3) осмос; осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Гемоліз та плазмоліз.
2. Колігативні властивості розведених розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини в медичній практиці.
3. Роль осмосу в біологічних системах. Осмотичний тиск плазми крові. Онкотичний тиск.

4.3. Практична робота (завдання), які виконуються на занятті:

Приготування ізотонічних розчинів

1. Приготувати 500 г розчину, ізотонічного крові, з масовою часткою NaCl 0,9 %.

1. Проведення розрахунків:

Розрахунок маси NaCl, необхідної для приготування ізотонічного розчину проводимо за формулою для визначення масової частки.

Масова частка (W) – це відношення маси компонента (розчиненої речовини) до загальної маси системи (розчину, суміші). Це безрозмірна величина, що виражається частками одиниці, відсотками (частки сотні) тощо.

$$W(\text{розч.реч}) = \frac{m(\text{розч.реч})}{m(\text{розчину})} \times 100\% ,$$

звідси: $m(\text{розч.реч.}) = W \cdot m(\text{розчину}) / 100\% = 0,9\% \cdot 500 \text{ г} / 100\% = 4,5 \text{ г}.$

Розраховуємо масу води необхідну для приготування розчину:

$$m(\text{води}) = m(\text{розчину}) - m(\text{розч.реч.}) = 500 \text{ г} - 4,5 \text{ г} = 495,5 \text{ г}.$$

2. *Приготування розчину масової концентрації*: Розраховану наважку речовини (4,5 г) зважити на технохімічних терезах, перенести її в будь-який немірний посуд та додати розраховану кількість води (495,5 г). Готовий розчин перемішати до розчинення наважки.

2. **Розрахувати, яку масу NaCl необхідно взяти для приготування 200 г розчину, ізотонічного крові.**

3. **Розрахувати, яку масу глюкози необхідно взяти для приготування 100 г 4 % розчину, ізотонічного крові.**

4. **Розрахувати, яку масу води необхідно взяти для приготування 50мл 0,9 % розчину NaCl.**

Зміст теми (тези):

1. **Колігативні властивості розведених розчинів неелектролітів:**

Колігативні властивості розведених розчинів – це такі властивості, які залежать тільки від числа частинок у розчині, а не від їх природи, розмірів, форми, маси. До колігативних властивостей розведених розчинів неелектролітів належать такі:

а) зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином, порівняно з тиском насиченої пари над чистим розчинником;

б) підвищення температури кипіння розчину, порівняно з розчинником;

в) зниження температури замерзання розчину, порівняно з розчинником;

г) осмос, осмотичний тиск;

д) дифузія.

а) відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином. Закон Рауля

Одна з головних властивостей – це перша властивість: а) зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином, порівняно з тиском насиченої пари над чистим розчинником.

Тиск насиченої пари – це тиск тієї частини пари, яка перебуває у рівновазі з рідиною за даної температури.

Закон Рауля:

Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином пропорційне мольній частці розчиненої речовини:

$$\frac{\Delta p}{p_0} = \chi,$$

де Δp – зниження тиску насиченої пари над розчином;

p_0 – тиск насиченої пари над розчинником;

χ – мольна частка розчиненої речовини.

б) підвищення температури кипіння та зниження температури замерзання розчину, в порівнянні з розчинником. Ебуліометрія та кріометрія

- Підвищення температури кипіння розчину, в порівнянні з чистим розчинником

Температура кипіння рідини – це температура, за якої тиск насиченої пари розчинника над рідиною дорівнює атмосферному тиску (101,3 кПа).

Різниця між температурою кипіння розчину і температурою кипіння розчинника (води) називається **підвищенням температури кипіння розчину** (ΔT_k): $\Delta T_k = T_{k\text{ р-ну}} - T_{k\text{ води}}$.

Другий закон Рауля:

Підвищення температури кипіння розчину прямо пропорційне молярній концентрації розчиненої речовини: $\Delta T_k = K_e \cdot C_m$.

Ебуліометрія – це метод дослідження, що ґрунтується на вимірюванні підвищення температури кипіння розчину, порівняно з температурою кипіння чистого розчинника.

- Зниження температури замерзання розчину, в порівнянні з чистим розчинником

Температура замерзання рідини – це така температура, за якої тиск насиченої пари над рідиною дорівнює тиску пари над твердою фазою.

Різниця між температурою замерзання розчинника (води) і розчину називається **зниженням температури замерзання розчину** (ΔT_z):

$$\Delta T_z = T_{z\text{ води}} - T_{z\text{ р-ну}}$$

Другий закон Рауля:

Зниження температури замерзання розчину прямо пропорційне молярній концентрації розчиненої речовини: $\Delta T_z = K_k \cdot C_m$.

Кріометрія – це метод, дослідження, що ґрунтується на вимірюванні зниження температури замерзання розчину, порівняно з температурою замерзання чистого розчинника.

в) Осмос. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Гемоліз та плазмоліз

Осмос – це одностороння дифузія молекул розчинника крізь напівпроникну мембрану із розчину з меншою концентрацією у розчин з більшою концентрацією.

Осмос можна спостерігати в приладі, який називають осмометром.

Надлишковий гідростатичний тиск у посудині з розчином, при якому встановлюється осмотична рівновага, називають **осмотичним тиском**.

Закон Вант-Гоффа:

Осмотичний тиск розчину прямо пропорційний його молярній концентрації та абсолютній температурі.

Математичний вираз закону:

$$\pi = CRT,$$

де π – осмотичний тиск розчину;

C – молярна концентрація розчину;

R – універсальна газова стала (8,31 Дж/моль·К);

T – абсолютна температура.

Явище руйнування оболонок еритроцитів при введенні в плазму крові розчинів з меншим осмотичним тиском, що супроводжується виходом гемоглобіну в плазму, називається **гемолізом**.

Якщо клітину помістити в розчин з більшим осмотичним тиском, ніж всередині клітини, то в концентрованому розчині солі, навпаки, відбуватиметься зменшення клітини в об'ємі, зморщування клітини – **плазмоліз**.

2. Колігативні властивості розведених розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини в медичній практиці

Колігативні властивості розбавлених розчинів електролітів Вант-Гоффа визначав експериментально. Він виявив, що всі виміряні ним величини значно більші, ніж обчислені за відповідними рівняннями. Для того, щоб відповідні рівняння залишались придатними для обчислення Вант-Гоффа увів в них коефіцієнт ***i*** – **ізотонічний коефіцієнт**.

Ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа дозволяє врахувати вплив на колігативні властивості розчинів збільшення кількості частинок у розчинах електролітів, що відбувається внаслідок їх дисоціації.

Числове значення ізотонічного коефіцієнту залежить від природи електроліту та його концентрації в розчині.

Коефіцієнт ***i*** залежить від ступеня дисоціації електроліту α та числа йонів n , на які дисоціює електроліт: $i = 1 + \alpha(n - 1)$.

Розчини з однаковим осмотичним тиском називають **ізотонічними**.

Гіпертонічний розчин має більший осмотичний тиск, ніж інший розчин.

Гіпотонічний розчин має менший осмотичний тиск, ніж інший розчин.

У медичній практиці ізотонічними є розчини, осмотичний тиск яких дорівнює осмотичному тиску плазми крові, тобто 7,7 – 8,2 атм. Це розчин з масовою часткою натрій хлориду 0,9 % або глюкози 4,5 – 5 %.

3. Роль осмосу в біологічних системах. Осмотичний тиск плазми крові. Онкотичний тиск

Всі біологічні рідини – це водні розчини неорганічних та органічних речовин. Вони мають певний осмотичний тиск, який підтримується на сталому рівні. **Осмотичний тиск плазми крові** людини 770 – 821 кПа (7,7 – 8,2 атм). Близько 60 % осмотичного тиску крові створюють йони Na^+ і Cl^- , а меншу частину зумовлюють білки. Тиск, що створюється високомолекулярними біологічно активними сполуками, називають **онкотичним тиском**. Він становить 0,5 % від загального осмотичного тиску (3,04 – 4,05 кПа або 0,03 – 0,04 атм) і зумовлений альбумінами.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. В якому випадку перший розчин є гіпертонічним по відношенню до другого:

а) розчин сахарози (5 моль/л) і розчин сечовини (5 моль/л);

б) розчин глюкози (1 моль/л) і розчин сахарози (0,1 моль/л);

в) розчин сахарози (0,1 моль/л) і розчин калій нітрату (0,08 моль/л);

г) розчин калій нітрату (0,1 моль/л) і розчин кальцій хлориду (0,8 моль/л).

2. Над яким розчином тиск насиченої водяної пари буде максимальним, що призведе до мінімальної температури кипіння цього розчину:

- а) над розчином кальцій хлориду (0,4 моль/л);
- б) над розчином калій хлориду (1,0 моль/л);
- в) над розчином сечовини (0,4 моль/л);
- г) над розчином сахарози (1,0 моль/л).

3. Із наведених нижче розчинів гіпертонічним є:

- а) 10 % NaCl; б) 5 % р-н глюкози; в) 0,1 % NaCl; г) 0,9 % NaCl.

4. Що відбувається з еритроцитами, вміщеними в 1 %-ний розчин глюкози ?

- а) гемоліз; б) плазмоліз; в) ендоосмос; г) дифузія.

5. При введенні внутрішньовенно гіпертонічного розчину спостерігається:

- а) плазмоліз еритроцитів; в) гемоліз еритроцитів;
- б) дифузія еритроцитів; г) тургор еритроцитів.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Розчин, що містить у 500 мл води 18 г розчиненої речовини, має осмотичний тиск при 0°C 0,0456 МПа. Розрахувати молярну масу розчиненої речовини.

2. Осмотичний тиск плазми крові людини при 37°C складає 0,77 МПа. Яку масу сахарози треба взяти для приготування 0,5 л розчину, ізотонічного крові?

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук – К.: ВСВ «Медицина», 2013 – 336 с. (С. 93 – 104).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 119 – 133).

3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 69 – 76).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 52 – 58).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с. (С. 50 – 56).

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 111 – 126).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012. – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галінська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С.119 – 133).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне./– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С. 111 – 126)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 11. Розрахункові та ситуаційні задачі. Контроль практичних навичок з Модуля 1 «Кисотно-основні рівноваги та комплексотворення в біологічних рідинах»

1.Актуальність теми

Знання електронної структури та властивостей біогенних *s*-, *p*-, *d*-елементів пояснює їх вміст та біологічну роль в організмі.

Вивчення будови комплексних сполук дає уявлення про внутрішньо-комплексні сполуки, Ферум-, Кобальто-, Купрум- та Цинковмісні біокомплексні сполуки, та хелатотерапію.

Життєдіяльність організму забезпечують розчини, до яких належать плазма крові, сеча, лімфа, спинномозкова рідина, слина, шлунковий сік. Тому важливе вивчення розчинності речовин у рідинах та величин, що характеризують кількісний склад розчинів. Це дозволяє розраховувати кількість розчинника та розчиненої речовини для приготування розчину з заданою концентрацією.

Вивчення водневого показника рН дозволяє робити висновки щодо кислотності біологічних рідин людського організму в нормі та при патології.

Вивчення принципів титриметричних методів дослідження дозволяє аналізувати кількісний вміст у розчині кислот та основ за допомогою методів кислотно-основного титрування.

Вивчення буферних систем дозволяє обчислювати рН буферних систем для їх приготування. Засвоєння механізму дії буферних систем пояснює їх роль у підтримці кислотно-основної рівноваги в біосистемах і дозволяє вивчати буферну ємність та її визначення за кислотою і за лугом.

Аналіз взаємозв'язку між колігативними властивостями та концентрацією розчинів дозволяє вивчати ізотонічні розчини та їх приготування, гіпотагіпертонічні розчини і застосування їх в медицині.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим. Нести відповідальність за своєчасне набуття сучасних знань.

Нести відповідальність за професійний розвиток, здатність до подальшого професійного навчання з високим рівнем автономності.

Визначеність і наполегливість щодо поставлених завдань і взятих обов'язків.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях. Мати спеціалізовані концептуальні знання, набуті у процесі навчання. Вміти розв'язувати складні задачі і проблеми, які виникають у професійній діяльності. Зрозуміле і недвозначне донесення власних висновків, знань та пояснень, що їх обґрунтовують до фахівців та нефахівців. Відповідати за прийняття рішень у складних умовах.

Знати стандартні методики проведення фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Вміти аналізувати та обґрунтовано оцінювати результати фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Нести відповідальність за прийняття рішення щодо оцінювання результатів фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

Здатність до вибору стратегії спілкування.

Здатність діяти соціально відповідально та громадсько свідомо.

Здатність до ведення здорового способу життя.

2. Конкретні цілі

Розраховувати кількісний вміст розчиненої речовини у розчині.

Обчислювати рН електролітів.

Обчислювати рН буферних систем.

Пояснювати правила техніки безпеки та надання першої допомоги при нещасних випадках у хімічній лабораторії.

Пояснювати, як користуватися хімічним посудом, знати його призначення.

Пояснювати роботу з мірним хімічним посудом.

Складати електронні формули атомів та йонів в основному та збудженому станах.

Складати молекулярні та структурні формули речовин.

Визначати ступінь окиснення атома елемента.

Пояснювати проведення хімічних реакцій якісного визначення макро- та мікроелементів у розчинах.

Розраховувати кількість розчинника та розчиненої речовини для приготування розчину з заданою концентрацією.

Вміти переходити від одного способу вираження вмісту речовини в розчині до іншого.

Пояснювати, як готувати розчини певної концентрації.

Пояснювати, як визначати водневий показник середовища індикатора-

ми та рН-метром.

Пояснювати, як готувати буферні розчини із заданим значенням рН.

Пояснювати, як визначати буферну ємність буферних розчинів за кислотою і за лугом.

Пояснювати, як готувати ізотонічні розчини.

Пояснювати, як відтворювати методики виконання експерименту та пояснювати результати.

Аналізувати принципи титриметричних методів дослідження.

Аналізувати кількісний вміст у розчині кислот та основ за допомогою методів кислотно-основного титрування.

Робити висновки щодо кислотності біологічних рідин на підставі водневого показника.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Анатомія 2. Медична та біологічна фізика 3. Іноземна мова	Описувати склад шлункового соку, вказувати на наявність НСІ. Пристрої для знімання медико-біологічної інформації (електроди). Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою. Застосовувати іноземну мову в професійній діяльності.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Електронна структура біогенних <i>s</i> -, <i>p</i> -елементів.	Натрій +11 Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; Оксиген +8 O $1s^2 2s^2 2p^4$.
2. Типові хімічні властивості елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення).	$\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
3. Водневий показник рН.	$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$.
4. рН біологічних рідин.	Сироватка крові $7,36 \pm 0,04$;

<p>5. рН буферних систем (рівняння Гендерсона-Гассельбаха).</p>	<p>слина 5,6 – 7,9; шлунковий сік 0,9 – 2,0; сеча 5,0 – 6,5.</p> $\text{pH} = \text{pK}_a + \lg \frac{[\text{сіль}]}{[\text{кислота}]}$ $\text{pH} = 14 - \left(\text{pK}_b + \lg \frac{[\text{сіль}]}{[\text{основа}]} \right)$
<p>6. Буферна ємність.</p>	<p>Буферна ємність – це кількість моль-еквівалентів сильної кислоти чи сильної основи, яку необхідно додати до 1 л буферного розчину, щоб змінити його рН на одиницю.</p> $V = \frac{C \cdot V}{\Delta \text{pH} \cdot V(\text{буф.р-ну})}$
<p>7. Ізотонічний розчин.</p>	<p>Розчини з однаковим осмотичним тиском називають ізотонічними.</p> <p>Розчини, що є ізотонічними крові – це розчини з масовою часткою NaCl 0,9 % або глюкози 4,5–5,0%.</p>
<p>8. Масова частка речовини.</p>	$W(\text{речовини}) = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} \cdot 100 \% .$
<p>9. Молярна концентрація.</p>	$C = \frac{n}{V}; \quad n = \frac{m}{M}$

4.3. Контроль практичних навичок з Модуля 1 “Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах”:

Перелік практичних навичок:

1. Правила техніки безпеки роботи в хімічній лабораторії. Перша допомога при нещасних випадках.
2. Види та призначення хімічного посуду.
3. Правила роботи з мірним хімічним посудом.
4. Навести приклади електронних формул атомів та йонів для *s*-, *p*- та *d*-елементів.
5. Навести приклади молекулярних формул кислот, основ, солей, комплексних сполук, дати їм назви.
6. Навести приклади визначення ступенів окиснення атомів елементів у кислотах, основах, солях, комплексних сполуках.
7. Проведення хімічної реакції якісного визначення йона Кальцію, сульфат-йону та йона Феруму(III) у розчині.

8. Пояснити порядок приготування розчину з певною масовою часткою.
9. Пояснити порядок приготування розчину з певною молярною концентрацією.
10. Пояснити процес визначення рН сироватки крові за допомогою рН-метра та індикаторами.
11. Пояснити процес приготування фосфатного буферного розчину із заданим значенням рН.
12. Пояснити, як розраховувати рН буферної системи.
13. Пояснити, як визначити буферну ємність буферного розчину за кислотою і за лугом.
14. Пояснити процес приготування ізотонічних розчинів. Назвати розчини, ізотонічні плазмі крові.

Розв'язування розрахункових та ситуаційних задач з Модуля 1 “Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах”:

Типи ситуаційних та розрахункових задач:

1. Розрахунок кількісного вмісту розчиненої речовини у розчині.
2. Обчислення рН розчинів електролітів.
3. Обчислення рН буферних систем.

Зміст теми (тези):

Практичні навички з Модуля 1 “Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах”:

1. Правила техніки безпеки роботи в хімічній лабораторії. Перша допомога при нещасних випадках

Основні правила першої допомоги:

1. При пораненні склом зупинити кровотечу 3 % р-ом гідроген пероксиду, змазати краї рани р-ом йоду та перев'язати бинтом.
2. При опіках рук або обличчя реактивом змити реактив великою кількістю води, обробити 2 % р-ом борної кислоти (при опіках лугом) або 2 % р-ом натрій гідрокарбонату (при опіках кислотою), промити водою.
3. При опіках гарячим предметом або гарячою рідиною місце опіку слід обробити свіжоприготованим р-ом калій перманганату, змазати маззю від опіків.
4. При хімічних опіках очей промити очі великою кількістю води, звернутися до лікаря.

2. Види та призначення хімічного посуду

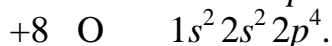
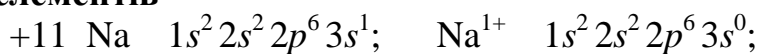
Хімічний посуд загального призначення: пробірки, стакани, колби, лійки тощо.

Хімічний посуд спеціального призначення.

3. Правила роботи з мірним хімічним посудом

До мірного посуду належать мірні циліндри, колби, стакани, бюретки, піпетки.

4. Навести приклади електронних формул атомів та йонів для *s*-, *p*- та *d*-елементів



5. Навести приклади молекулярних формул кислот, основ, солей, комплексних сполук, дати їм назви

HCl – хлоридна кислота;

NaOH – натрій гідроксид;

NaCl – натрій хлорид;

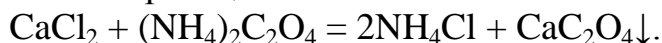
K₄[Fe(CN)₆] – калій гексаціаноферат(II).

6. Навести приклади визначення ступенів окиснення атомів елементів у кислотах, основах, солях, комплексних сполуках

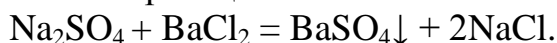


7. Проведення хімічної реакції якісного визначення йона Кальцію, сульфат-йону та йона Феруму(III) у розчині

Хімічна реакція якісного визначення йона Кальцію у розчині:



Хімічна реакція якісного визначення сульфат-йону в розчині:



Хімічна реакція якісного визначення йона Феруму(III) у розчині:



8. Пояснити порядок приготування розчину з певною масовою часткою

Розраховану наважку речовини зважити на технохімічних терезах, перенести її в будь-який немірний посуд та додати розраховану кількість розчинника. Готовий розчин перемішати до розчинення наважки.

Формула для масової частки:

$$W(\text{речовини}) = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} \cdot 100 \% .$$

9. Пояснити порядок приготування розчину з певною молярною концентрацією

Розраховану наважку речовини зважити на аналітичних терезах (рідкі речовини відбирають піпеткою), кількісно перенести в мірну колбу потрібного об'єму (у колбу перед цим внести невеликий об'єм дистильованої води). Наважку спочатку розчинити в воді, а потім долити в колбу дистильовану во-

ду до мітки. Готовий розчин перемішати.
Формула для молярної концентрації:

$$C = \frac{n}{V}; \quad n = \frac{m}{M}.$$

10. Пояснити процес визначення рН сироватки крові за допомогою рН-метра та індикаторами

Для потенціометричного визначення рН на іонімірі складають гальванічний елемент з двох електродів, які занурюють у сироватку крові. Визначають рН за шкалою на іонімірі.

При визначенні рН середовища за допомогою індикаторів відмічають зміну забарвлення індикатора.

11. Пояснити процес приготування фосфатного буферного розчину із заданим значенням рН

Наприклад, задане рН = 5.

Формула для рН = $-\lg[\text{H}^+]$, тому можна перевести рН у $[\text{H}^+]$.

$$5 = -\lg 10^{-5}.$$

Таким чином, $[\text{H}^+] = 10^{-5}$.

Формула для рН буферного розчину: $\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{сіль}]}{[\text{кислота}]}$ або

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{кислота}]}{[\text{сіль}]}.$$

Оскільки беруть розчини кислоти і солі однакової молярної концентрації, відношення їх концентрацій можна замінити відношенням об'ємів. Якщо розрахунок виконують на 10 мл буферного розчину, то позначивши об'єм кислоти за x , а солі відповідно $(10 - x)$, дістанемо відповідний вираз.

Значення K_a беремо із довідника.

12. Пояснити, як розраховувати рН буферної системи

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{сіль}]}{[\text{кислота}]}, \quad \text{p}K_a = -\lg K_a.$$

$$\text{pH} = 14 - \left(\text{p}K_b + \lg \frac{[\text{сіль}]}{[\text{основа}]} \right), \quad \text{p}K_b = -\lg K_b.$$

13. Пояснити, як визначити буферну ємність буферного розчину за кислотою і за лугом

Для потенціометричного визначення рН на іонімірі складають гальванічний елемент з двох електродів, які занурюють у сироватку крові. Визначають початкове значення рН за шкалою на іонімірі.

Додають кислоту у сироватку крові до зміни рН на 1. Відмічають об'єм

кислоти, що був витрачений.

$$B_k = \frac{C(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{сироватки}) \cdot |\text{pH}_1 - \text{pH}_0|}$$

Додають луг у сироватку крові до зміни рН на 1. Відмічають об'єм лу-гу, що був витрачений.

$$B_{\text{л}} = \frac{C(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{сироватки}) \cdot |\text{pH}_1 - \text{pH}_0|}$$

14. Пояснити процес приготування ізотонічних розчинів. Назвати розчини, ізотонічні плазмі крові

Розчини, що є ізотонічними плазмі крові – це розчини з масовою часткою NaCl 0,9 % або глюкози 4,5 – 5,0 %.

Розраховану наважку NaCl зважити на технохімічних терезах, перенести її в будь-який немірний посуд та додати розраховану кількість розчинника. Готовий розчин перемішати до розчинення наважки.

Формула для масової частки:

$$W(\text{речовини}) = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} \cdot 100 \% .$$

Наприклад, для приготування 500 г розчину, ізотонічного плазмі крові:

$$m(\text{речовини}) = \frac{W \cdot m(\text{розчину})}{100 \%} = \frac{0,9 \% \cdot 500 \text{ г}}{100 \%} = 4,5 \text{ г}.$$

$$m(\text{води}) = m(\text{розчину}) - m(\text{речовини}) = 500 \text{ г} - 4,5 \text{ г} = 495,5 \text{ г}.$$

Розв'язування розрахункових та ситуаційних задач з Модуля 1

“Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах”:

1. Розрахунок кількісного вмісту розчиненої речовини у розчині

Якщо масова частка 1 %, то це означає, що в 100 г розчину міститься 1 г речовини і 99 г води.

1) *Визначити масу купрум(II) хлориду і води, необхідної для приготування 300 г розчину з масовою часткою солі 0,15 або 15 %.*

Дано:

$$\begin{array}{l} m(\text{р-ну}) = 300 \text{ г} \\ W_p = 0,15 \text{ або } 15 \% \end{array}$$

$$\begin{array}{l} m(\text{солі}) - ? \\ m(\text{води}) - ? \end{array}$$

1. Обчислюємо масу солі, необхідної для приготування розчину:

$$W = \frac{m(\text{солі})}{m(\text{р-ну})}$$

звідки $m(\text{солі}) = W \cdot m(\text{р-ну}) = 0,15 \cdot 300 \text{ г} = 45 \text{ г}.$

2. Обчислюємо масу води:

$$m(\text{розчину}) = m(\text{води}) + m(\text{солі}),$$

звідки $m(\text{води}) = m(\text{розчину}) - m(\text{солі}) = 300 \text{ г} - 45 \text{ г} = 255 \text{ г}.$

2) У 2 л розчину розчинено 3 г калій гідроксиду. Розрахуйте молярну концентрацію калій гідроксиду у розчині.

Дано:

$m(\text{KOH}) = 3 \text{ г}$ | 1. Розрахуємо молярну концентрацію KOH:

$$C - ? \quad \left| \quad C = \frac{n}{V}; \quad n = \frac{m}{M}.$$

$M(\text{KOH}) = 39 + 16 + 1 = 56 \text{ г/моль};$

$$n = \frac{3 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,06 \text{ моль};$$

$$C = \frac{0,06 \text{ моль}}{2 \text{ л}} = 0,03 \text{ моль/л}.$$

2. Обчислення рН розчинів електrolітів

Визначити рН розчину HCl, якщо концентрація $\text{HCl} = 0,000052 (5 \cdot 10^{-5})$ моль/л.

$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$. Вважаємо, що кислота дисоціює повністю. Для обчислення логарифму скористаємось калькулятором. Наберемо 0,000052 і натиснемо log, візьмемо значення з оберненим знаком $-\log 0,000052 = 4,28$.

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0,000052 = 4,28.$$

рН розчину HCl = 4,28.

3. Обчислення рН буферних систем

Розрахувати рН ацетатного буферного розчину, який приготували з 80 мл 0,1 моль/л розчину CH_3COOH і 20 мл 0,1 моль/л розчину CH_3COONa ; $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,74 \cdot 10^{-5}$.

Для розрахунку рН буферного розчину використовують рівняння Гендерсона-Гассельбаха:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{сіль}]}{[\text{кислота}]}, \quad \text{де} \quad \text{p}K_a = -\lg K_a = -\lg 1,74 \cdot 10^{-5} = 4,76;$$

$$\text{pH} = 4,76 + \lg \frac{0,02 \text{ л} \cdot 0,1 \text{ моль/л}}{0,08 \text{ л} \cdot 0,1 \text{ моль/л}} = 4,16.$$

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вказати, як пов'язані між собою значення рН і рОН у розчині:

а) $\text{pH} = \text{pOH}$; б) $\text{pH} + \text{pOH} = 14$; в) $\text{pH} \cdot \text{pOH} = 7$; г) $\text{pH}/\text{pOH} = 1$.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. У воді об'ємом 0,2 л розчинили сіль масою 0,04 кг. Визначити масову частку солі в розчині, якщо густина води дорівнює 1 кг/л.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (С. 32 – 33, 88 – 89, 100, 130 – 139, 290).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 18, 27, 47, 111 – 112, 129, 158 – 167, 348, 351, 427, 428).

3. Харченко С.В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 9 – 10, 12 – 16, 30 – 34, 42 – 43, 57 – 64, 75).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 12, 14, 16 – 17, 21, 31 – 32, 47 – 49, 56).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник /Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 39 – 44, 65, 95 – 100, 124 – 125, 163 – 171, 292 – 293).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012– 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 18, 27, 47, 111 – 112, 129, 158 – 167, 348, 351, 427, 428).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне./– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008.–776 с. (С. 39 – 44, 65, 95 – 100, 124 – 125, 163 – 171, 292 – 293)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 12. ПМК № 1 «Кисотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах»

1.Актуальність теми

Знання електронної структури та властивостей біогенних *s*-, *p*-, *d*-елементів пояснює їх вміст та біологічну роль в організмі.

Вивчення будови комплексних сполук дає уявлення про внутрішньо-комплексні сполуки, Ферум-, Кобальто-, Купрум- та Цинковмісні біокомплексні сполуки, та хелатотерапію.

Життєдіяльність організму забезпечують розчини, до яких належать плазма крові, сеча, лімфа, спинномозкова рідина, слина, шлунковий сік. Тому важливе вивчення розчинності речовин у рідинах та величин, що характеризують кількісний склад розчинів. Це дозволяє розраховувати кількість роз-

чинника та розчиненої речовини для приготування розчину з заданою концентрацією.

Вивчення водневого показника рН дозволяє робити висновки щодо кислотності біологічних рідин людського організму в нормі та при патології.

Вивчення принципів титриметричних методів дослідження дозволяє аналізувати кількісний вміст у розчині кислот та основ за допомогою методів кислотно-основного титрування.

Вивчення буферних систем дозволяє обчислювати рН буферних систем для їх приготування. Засвоєння механізму дії буферних систем пояснює їх роль у підтримці кислотно-основної рівноваги в біосистемах і дозволяє вивчати буферну ємність та її визначення за кислотою і за лугом.

Аналіз взаємозв'язку між колігативними властивостями та концентрацією розчинів дозволяє вивчати ізотонічні розчини та їх приготування, гіпота гіпертонічні розчини і застосування їх в медицині.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим. Нести відповідальність за своєчасне набуття сучасних знань.

Нести відповідальність за професійний розвиток, здатність до подальшого професійного навчання з високим рівнем автономності.

Визначеність і наполегливість щодо поставлених завдань і взятих обов'язків.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях. Мати спеціалізовані концептуальні знання, набуті у процесі навчання. Вміти розв'язувати складні задачі і проблеми, які виникають у професійній діяльності. Зрозуміле і недвозначне донесення власних висновків, знань та пояснень, що їх обґрунтовують до фахівців та нефахівців. Відповідати за прийняття рішень у складних умовах.

Знати стандартні методики проведення фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Вміти аналізувати та обґрунтовано оцінювати результати фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Нести відповідальність за прийняття рішення щодо оцінювання результатів фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

Здатність до вибору стратегії спілкування.

Здатність діяти соціально відповідально та громадсько свідомо.

Здатність до ведення здорового способу життя.

2. Конкретні цілі

- Розраховувати кількісний вміст розчиненої речовини у розчині.
- Обчислювати рН електролітів.
- Обчислювати рН буферних систем.
- Пояснювати правила техніки безпеки та надання першої допомоги при нещасних випадках у хімічній лабораторії.
- Пояснювати, як користуватися хімічним посудом, знати його призначення.
- Пояснювати роботу з мірним хімічним посудом.
- Складати електронні формули атомів та йонів в основному та збудженому станах.
- Складати молекулярні та структурні формули речовин.
- Визначати ступінь окиснення атома елемента.
- Пояснювати проведення хімічних реакцій якісного визначення макро- та мікроелементів у розчинах.
- Розраховувати кількість розчинника та розчиненої речовини для приготування розчину з заданою концентрацією.
- Вміти переходити від одного способу вираження вмісту речовини в розчині до іншого.
- Пояснювати, як готувати розчини певної концентрації.
- Пояснювати, як визначати водневий показник середовища індикаторами та рН-метром.
- Пояснювати, як готувати буферні розчини із заданим значенням рН.
- Пояснювати, як визначати буферну ємність буферних розчинів за кислотою і за лугом.
- Пояснювати, як готувати ізотонічні розчини.
- Пояснювати, як відтворювати методики виконання експерименту та пояснювати результати.
- Аналізувати взаємозв'язок між біологічною роллю біогенних *s*-, *p*-, *d*-елементів та формою знаходження їх в організмі.
- Пояснювати принципи будови комплексних сполук.
- Аналізувати особливості будови комплексних сполук як основи для їх застосування в хелатотерапії.
- Аналізувати принципи титриметричних методів дослідження.
- Аналізувати кількісний вміст у розчині кислот та основ за допомогою методів кислотно-основного титрування.
- Робити висновки щодо кислотності біологічних рідин на підставі водневого показника.
- Пояснювати механізм дії буферних систем та їх роль у підтримці кислотно-основної рівноваги в біосистемах.
- Пояснювати взаємозв'язок між колігативними властивостями та концентрацією розчинів.
- 3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)**

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Анатомія 2. Медична біологія 3. Медична та біологічна фізика 4. Іноземна мова	<p>Описувати склад шлункового соку, вказувати на наявність HCl.</p> <p>Аналізувати кругообіг речовин у біосфері (мати уявлення про вміст елементів в організмі людини).</p> <p>Пристрої для знімання медико-біологічної інформації (електроди).</p> <p>Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою.</p> <p>Застосовувати іноземну мову в професійній діяльності.</p>

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Електронна структура біогенних <i>s</i> -, <i>p</i> -елементів.	<p>Натрій +11 Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; Оксиген +8 O $1s^2 2s^2 2p^4$.</p>
2. Типові хімічні властивості елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення).	<p>$\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.</p>
3. Будова комплексної сполуки.	<p>зовнішня сфера внутрішня сфера</p> <p style="text-align: center;"> $\text{K}_4 [\text{Fe}(\text{CN})_6]$ </p> <p style="text-align: center;"> \ / координаційне число центральний йон ліганди (комплексоутворювач) </p> <p>калій гексаціаноферат(II).</p>
4. Комплексні сполуки в біологічних системах.	<p>Гемоглобін, міоглобін, трансферин, феритин, вітамін B₁₂; металоферменти: карбоангідраза, карбоксипептидаза, цитохроми, каталаза.</p>
5. Закон Генрі.	<p>Закон Генрі: Розчинність газу в рідині</p>

<p>6. Титриметричний аналіз.</p> <p>7. Водневий показник рН.</p> <p>8. рН біологічних рідин.</p> <p>9. Механізм дії гідрогенкарбонатної буферної системи.</p> <p>10. рН буферних систем (рівняння Гендерсона-Гассельбаха).</p>	<p>прямо пропорційна тиску газу над рідиною: $m = k p.$</p> <p>Титриметричним (об'ємним) називають метод аналізу, в якому кількісний вміст речовини визначають за об'ємом реактиву точної концентрації, який витрачений для реакції з певним об'ємом розчину досліджуваної речовини. Цей метод можливий лише за наявності індикатора – речовини, яка дає змогу встановити момент закінчення реакції між речовинами.</p> <p>$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$</p> <table border="0"> <tr> <td>Сироватка крові</td> <td>$7,36 \pm 0,04;$</td> </tr> <tr> <td>слина</td> <td>$5,6 - 7,9;$</td> </tr> <tr> <td>шлунковий сік</td> <td>$0,9 - 2,0;$</td> </tr> <tr> <td>сеча</td> <td>$5,0 - 6,5.$</td> </tr> </table> <p>Гідрогенкарбонатна буферна система містить:</p> <table border="0"> <tr> <td>H_2CO_3</td> <td>+</td> <td>NaHCO_3</td> <td>.</td> </tr> <tr> <td>слабка</td> <td></td> <td>сіль</td> <td></td> </tr> <tr> <td>карбонатна кислота</td> <td></td> <td>натрій гідрогенкарбонат</td> <td></td> </tr> </table> <p>1) Якщо в кров поступає кислота:</p> <table border="0"> <tr> <td>H^+</td> <td>+</td> <td>NaHCO_3</td> <td>\rightleftharpoons</td> <td>Na^+</td> <td>+</td> <td>H_2CO_3</td> <td>;</td> </tr> <tr> <td>кислота</td> <td></td> <td>натрій гідрогенкарбонат</td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td>$\begin{matrix} \nearrow \text{CO}_2 \uparrow \\ \searrow \text{H}_2\text{O} \end{matrix}$</td> <td></td> </tr> <tr> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td>карбонатна кислота</td> <td></td> </tr> </table> <p>2) Якщо в кров поступає основа:</p> <table border="0"> <tr> <td>NaOH</td> <td>+</td> <td>H_2CO_3</td> <td>\rightleftharpoons</td> <td>NaHCO_3</td> <td>+</td> <td>H_2O</td> </tr> <tr> <td>натрій гідроксид</td> <td></td> <td>карбонатна кислота</td> <td></td> <td>натрій гідрогенкарбонат</td> <td></td> <td></td> </tr> </table> <p>$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{сіль}]}{[\text{кислота}]}$</p> <p>$\text{pH} = 14 - \left(\text{p}K_b + \lg \frac{[\text{сіль}]}{[\text{основа}]} \right)$</p>	Сироватка крові	$7,36 \pm 0,04;$	слина	$5,6 - 7,9;$	шлунковий сік	$0,9 - 2,0;$	сеча	$5,0 - 6,5.$	H_2CO_3	+	NaHCO_3	.	слабка		сіль		карбонатна кислота		натрій гідрогенкарбонат		H^+	+	NaHCO_3	\rightleftharpoons	Na^+	+	H_2CO_3	;	кислота		натрій гідрогенкарбонат												$\begin{matrix} \nearrow \text{CO}_2 \uparrow \\ \searrow \text{H}_2\text{O} \end{matrix}$								карбонатна кислота		NaOH	+	H_2CO_3	\rightleftharpoons	NaHCO_3	+	H_2O	натрій гідроксид		карбонатна кислота		натрій гідрогенкарбонат		
Сироватка крові	$7,36 \pm 0,04;$																																																																		
слина	$5,6 - 7,9;$																																																																		
шлунковий сік	$0,9 - 2,0;$																																																																		
сеча	$5,0 - 6,5.$																																																																		
H_2CO_3	+	NaHCO_3	.																																																																
слабка		сіль																																																																	
карбонатна кислота		натрій гідрогенкарбонат																																																																	
H^+	+	NaHCO_3	\rightleftharpoons	Na^+	+	H_2CO_3	;																																																												
кислота		натрій гідрогенкарбонат																																																																	
						$\begin{matrix} \nearrow \text{CO}_2 \uparrow \\ \searrow \text{H}_2\text{O} \end{matrix}$																																																													
						карбонатна кислота																																																													
NaOH	+	H_2CO_3	\rightleftharpoons	NaHCO_3	+	H_2O																																																													
натрій гідроксид		карбонатна кислота		натрій гідрогенкарбонат																																																															

11. Буферна ємність.	<p>Буферна ємність – це кількість моль-еквівалентів сильної кислоти чи сильної основи, яку необхідно додати до 1 л буферного розчину, щоб змінити його рН на одиницю.</p> $B = \frac{C \cdot V}{\Delta pH \cdot V(\text{буф.р-ну})}$
12. Ізотонічний розчин.	<p>Розчини з однаковим осмотичним тиском називають ізотонічними.</p> <p>Розчини, що є ізотонічними крові – це розчини з масовою часткою NaCl 0,9 % або глюкози 4,5 – 5,0 %.</p>
13. Гіпотонічний розчин.	<p>Гіпотонічний розчин має менший осмотичний тиск, ніж інший розчин.</p>
14. Гіпертонічний розчин.	<p>Гіпертонічний розчин має більший осмотичний тиск, ніж інший розчин.</p>
15. Масова частка речовини.	$W(\text{речовини}) = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} \cdot 100 \% .$
16. Молярна концентрація.	$C = \frac{n}{V}; \quad n = \frac{m}{M} .$

4.2. Теоретичні питання до підсумкового контролю засвоєння Модуля 1 “Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах”:

Змістовий модуль 1. Хімія біогенних елементів. Комплексоутворення в біологічних рідинах:

1. Електронна структура біогенних елементів. Типові хімічні властивості елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення, зі зміною ступеня окиснення, комплексоутворення). Зв’язок між місцезнаходженням *s*-, *p*-, *d*-елементів у періодичній системі та їх вмістом в організмі.

2. Розчини комплексних сполук. Сучасні уявлення про будову комплексних сполук. Класифікація комплексних сполук (за природою лігандів та зарядом внутрішньої сфери).

3. Внутрішньокмлексні сполуки. Поліядерні комплекси. Комплексні сполуки в біологічних системах.

Змістовий модуль 2. Кислотно-основні рівноваги в біологічних рідинах:

1. Розчини в життєдіяльності. Ентальпійний та ентропійний фактори розчинення та їх зв’язок з механізмом розчинення.

2. Розчинність газів у рідинах та її залежність від різних факторів. За-

кон Генрі-Дальтона. Вплив електролітів на розчинність газів (закон Сеченова). Розчинність газів у крові.

3. Розчинність твердих речовин та рідин. Розподіл речовин між двома рідинами, що не змішуються. Закон розподілу Нернста, його значення в явищі проникності біологічних мембран.

4. Рівновага в розчинах електролітів.

5. Дисоціація води. Іонний добуток води. рН біологічних рідин.

6. Типи протолітичних реакцій. Реакції нейтралізації, гідролізу та іонізації.

7. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури. Константа гідролізу.

8. Основи титриметричного аналізу. Метод кислотно-основного титрування. Кислотно-основні індикатори.

9. Буферні системи та їх класифікація, рН буферних розчинів.

10. Механізм дії буферних систем.

11. Буферна ємність та фактори, від яких вона залежить. Буферні системи крові.

12. Колігативні властивості розбавлених розчинів: відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином; Закон Рауля; зниження температури замерзання; підвищення температури кипіння. Кріометрія та ебуліометрія.

13. Колігативна властивість розбавлених розчинів – осмос. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Плазмоліз та гемоліз.

14. Колігативні властивості розбавлених розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини в медичній практиці. Роль осмосу в біологічних системах.

Розрахункові та ситуаційні задачі до підсумкового контролю засвоєння Модуля 1 “Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах”. (Див. Заняття № 11. Ситуаційні та розрахункові задачі. Контроль практичних навичок з Модуля 1 «Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах»).

4.3. Практичні навички (завдання), що виконували студенти на заняттях, до підсумкового контролю засвоєння **Модуля 1** “Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах”. (Див. Заняття № 11. Ситуаційні та розрахункові задачі. Контроль практичних навичок з Модуля 1 «Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах»).

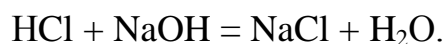
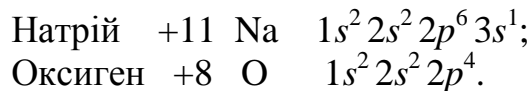
Зміст теми (тези):

Теоретичні питання до підсумкового контролю засвоєння **Модуля 1** “Кислотно-основні рівноваги та комплексоутворення в біологічних рідинах”:

Змістовий модуль 1. Хімія біогенних елементів. Комплексоутворення в

біологічних рідинах:

1. Електронна структура біогенних елементів. Типові хімічні властивості елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення, зі зміною ступеня окиснення, комплексоутворення). Зв'язок між місцезнаходженням *s*-, *p*-, *d*-елементів у періодичній системі та їх вмістом в організмі



2. Розчини комплексних сполук. Сучасні уявлення про будову комплексних сполук. Класифікація комплексних сполук (за природою лігандів та зарядом внутрішньої сфери)



калій гексаціаноферат(II).

3. Внутрішньоконкомплексні сполуки. Поліядерні комплекси. Комплексні сполуки в біологічних системах

Гемоглобін, міоглобін, трансферин, феритин, вітамін B₁₂; металоферменти: карбоангідраза, карбоксипептидаза, цитохроми, каталаза.

Змістовий модуль 2. Кислотно-основні рівноваги в біологічних рідинах:

1. Розчини в життєдіяльності. Ентальпійний та ентропійний фактори розчинення та їх зв'язок з механізмом розчинення

Рівняння Гіббса встановлює зв'язок між ентальпією *H*, ентропією *S* та енергією Гіббса *G*:

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

Утворення розчинів є самочинним процесом, що супроводжується зменшенням вільної енергії Гіббса: $\Delta G < 0$.

2. Розчинність газів у рідинах та її залежність від різних факторів. Закон Генрі-Дальтона. Вплив електролітів на розчинність газів (закон Сеченова). Розчинність газів у крові

Закон Генрі-Дальтона:

Розчинність газу в рідині прямо пропорційна тиску газу над рідиною:

$$m = k p.$$

Закон Сеченова:

Логарифм відношення розчинності газу в чистому розчиннику і розчині електроліту прямо пропорційний концентрації електроліту:

$$\ln \frac{S_0}{S} = kC.$$

3. Розчинність твердих речовин та рідин. Розподіл речовин між двома рідинами, що не змішуються. Закон розподілу Нернста, його значення в явищі проникності біологічних мембран

Закон розподілу Нернста:

При постійній температурі співвідношення концентрацій речовини, яка розподілилась між двома незмішуваними рідинами (фазами) є сталою величиною:

$$k_{\text{розп}} = \frac{C_1}{C_2}.$$

4. Рівновага у розчинах електролітів

Ступінь дисоціації слабого бінарного електроліту зростає при розбавленні розчину, оскільки це сприяє дисоціації електролітів.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{C}}.$$

5. Дисоціація води. Іонний добуток води. рН біологічних рідин

$$K(\text{H}_2\text{O}) = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2 \text{ (} t = 25^\circ \text{C)}.$$

Сироватка крові $7,36 \pm 0,04$;

слина $5,6 - 7,9$;

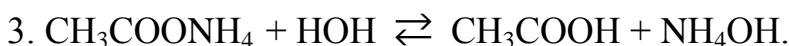
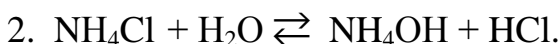
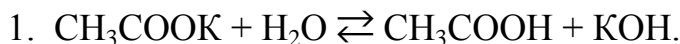
шлунковий сік $0,9 - 2,0$;

сеча $5,0 - 6,5$.

6. Типи протолітичних реакцій. Реакції нейтралізації, гідролізу та іонізації



7. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури. Константа гідролізу



8. Основи титриметричного аналізу. Метод кислотно-основного титрування. Кислотно-основні індикатори

Титриметричним називають метод аналізу, в якому кількісний вміст

речовини визначають за об'ємом реактиву точної концентрації, який витрачений для реакції з певним об'ємом розчину досліджуваної речовини.

В основі методу **кислотно-основного титрування** лежить реакція нейтралізації, тобто кислотно-основна взаємодія між аналітом і титрантом.

Індикатори – це барвники зі слабкими кислотними або основними властивостями, які змінюють своє забарвлення залежно від рН середовища. Це фенолфталеїн, лакмус, метиловий оранжевий, метиловий червоний.

9. Буферні системи та їх класифікація, рН буферних розчинів

Класифікація буферних систем:

– Буферна система, що містить слабку кислоту + сіль цієї кислоти, утворену сильною основою: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$;
 $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$.

– Буферна система, що містить слабку основу + сіль цієї основи, утворену сильною кислотою: $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$.

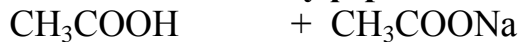
– Буферна система, що містить солі багатоосновних кислот:
 $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$.

рН буферних розчинів:

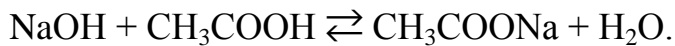
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{сіль}]}{[\text{кислота}]}$$

$$\text{pH} = 14 - \left(\text{p}K_b + \lg \frac{[\text{сіль}]}{[\text{основа}]} \right)$$

10. Механізм дії буферних систем



ацетатна кислота натрій ацетат



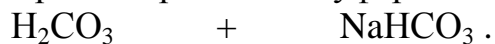
11. Буферна ємність та фактори, від яких вона залежить. Буферні системи крові

Буферна ємність – це кількість моль-еквівалентів сильної кислоти чи сильної основи, яку необхідно додати до 1 л буферного розчину, щоб змінити його рН на одиницю.

$$B = \frac{C \cdot V}{\Delta \text{pH} \cdot V(\text{буф.р. ну})}$$

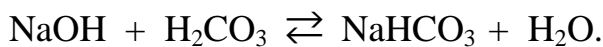
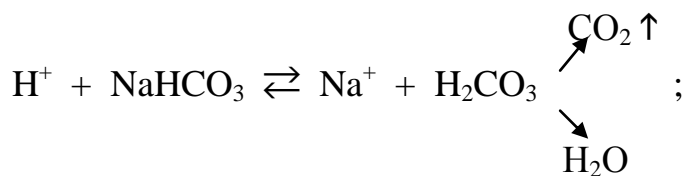
Буферні системи крові

Гідрокарбонатна буферна система містить:

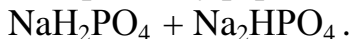


слабка сіль

карбонатна кислота натрій гідрокарбонат



Фосфатна буферна система:



12. Колігативні властивості розбавлених розчинів: відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином; Закон Рауля; зниження температури замерзання; підвищення температури кипіння. Кріометрія та ебуліометрія

Закон Рауля:

Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином пропорційне мольній частці розчиненої речовини:

$$\frac{\Delta p}{p_0} = \chi.$$

13. Колігативна властивість розбавлених розчинів – осмос. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Плазмоліз та гемоліз

Закон Вант-Гоффа:

Осмотичний тиск розчину прямо пропорційний його молярній концентрації та абсолютній температурі:

$$\pi = CRT.$$

Явище руйнування оболонки еритроцитів при введенні в плазму крові розчинів з меншим осмотичним тиском, що супроводжується виходом гемоглобіну в плазму, називається **гемолізом**.

Якщо клітину помістити в розчин з більшим осмотичним тиском, ніж всередині клітини, то в концентрованому розчині солі, навпаки, відбуватиметься зменшення клітин в об'ємі, зморщування клітин – **плазмоліз**.

14. Колігативні властивості розбавлених розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини в медичній практиці. Роль осмосу в біологічних системах

Ізотонічний коефіцієнт (i):

$$\pi = i CRT.$$

Розчини з однаковим осмотичним тиском називають **ізотонічними**. Розчини, що є ізотонічними крові – це розчини з масовою часткою NaCl 0,9% або глюкози 4,5 – 5,0 %.

Гіпотонічний розчин має менший осмотичний тиск, ніж інший розчин.

Гіпертонічний розчин має більший осмотичний тиск, ніж інший розчин.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вибрати групу буферних систем, до якої входять тільки буферні системи організму людини:

- а) ацетатна, гідрогенкарбонатна, фосфатна;
- б) білкова, фосфатна, амінокислотна;
- в) амонійна, ацетатна, фосфатна;
- г) гідрогенкарбонатна, фосфатна, амонійна.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Визначити молярну концентрацію еквівалента розчину, утвореного при розчиненні 0,0426 кг натрій сульфату в 0,3 кг води, якщо густина розчину дорівнює 1,12 кг/л.

Критерії оцінювання Підсумкового модульного контролю:

1 питання (теоретичне питання) – від 0 до 33,5 балів;

2 питання (практичні навички) – від 0 до 33 балів;

1 задача – 5 балів;

2 задача – 5 балів;

1 тест – 0,5 бала; всього 7 тестів.

Підсумковий модульний контроль вважається зарахованим, якщо студент набрав не менше **50 балів**. Максимальна сума балів підсумкового контролю дорівнює **80**.

До підсумкового контролю допускаються студенти, які виконали всі види робіт, передбачені навчальною програмою, та при вивченні модуля набрали кількість балів за поточну успішність не меншу за мінімальну (72).

Сумарна оцінка за модуль та з дисципліни складається з сумарної оцінки за діяльність на поточних заняттях та підсумкового контролю знань студента. Поточна діяльність оцінюється від **72 до 120 балів**. Таким чином, мінімальна кількість балів за модуль має становити: $72 + 50 = 122$ бали. Максимальна кількість: $120 + 80 = 200$ балів.

Критерії оцінювання підсумкового модульного контролю:

Оцінку «ВІДМІННО» (80 – 72 бали) одержує студент, який дав не менше 90 % правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, без помилок вирішив ситуаційні задачі, дав ґрунтовні повні відповіді на всі теоретичні питання. Демонструє всебічне і глибоке засвоєння навчального матеріалу; в повному об'ємі володіє теоретичними знаннями та практичними навичками; розуміє значення дисципліни, її зв'язок з професійно-орієнтованими дисциплінами.

Оцінку «ДОБРЕ» (71 – 64 бали) одержує студент, який дав не менше 75 % правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, припустився окремих незначних помилок при вирішенні ситуаційних задач, дав повні відповіді на всі теоретичні питання з незначними помилками. Демонструє повне засвоєння навчального матеріалу; добре володіє теоретичними

знаннями та практичними навичками; розуміє значення дисципліни, її зв'язок з професійно-орієнтованими дисциплінами.

Оцінку «ЗАДОВІЛЬНО» (63 – 50 балів) одержує студент, який дав не менше 55 % правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, припустився значних помилок у відповідях на письмові завдання, з помилками вирішує ситуаційні задачі, не повністю відповів на теоретичні питання або припустився значних помилок. Демонструє засвоєння лише основ навчального матеріалу; оволодів не всіма практичними навичками; не може самостійно пояснити зв'язок хімії з іншими професійно-орієнтованими дисциплінами.

Оцінку «НЕЗАДОВІЛЬНО» (менше 50 балів) одержує студент, який дав менше 55 % правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, припустився грубих помилок у відповідях на письмові завдання та теоретичні запитання або взагалі не дав відповідей на них. Демонструє відсутність систематичних знань та умінь, не володіє практичними навичками, допускає принципові помилки у відповідях на теоретичні питання та при вирішенні ситуаційних задач.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (С. 32 – 39, 89 – 139, 278 – 314).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 42 – 55, 101– 184, 326 – 445).

3. Харченко С.В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 8 – 78, 119 – 127).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 5 – 58).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 46 – 176, 210 – 365).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012– 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 42 – 55, 101– 184, 326 – 445).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне /. – Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С. 46 – 176, 210 –

365)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Модуль 2. «Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз»

Заняття № 1. Теплові ефекти хімічних реакцій. Направленість процесів

1. Актуальність теми

Біоенергетика вивчає перетворення енергії, що відбуваються в організмі. Основним джерелом енергії для організму є хімічна енергія продуктів харчування. Вона витрачається на внутрішні процеси: дихання, кровообіг, метаболізм, секрецію, підтримання сталої температури, а також на виконання зовнішньої роботи. Незважаючи на цілий ряд особливостей енергообміну в організмі, теоретичною основою біоенергетики є хімічна термодинаміка з її законами і поняттями. А термохімія, як складова частина термодинаміки, дозволяє визначати калорійність продуктів харчування, тобто є важливою для дієтології та лікувального харчування, для встановлення норм харчування людей у залежності від їх енерговитрат. Закони і методи термохімії застосовуються для вивчення теплових ефектів біохімічних реакцій.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово.

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії.

Здатність до здійснення саморегуляції та ведення здорового способу життя, здатність до адаптації та дії в новій ситуації.

Визначеність і наполегливість щодо поставлених завдань.

Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Прагнення до збереження навколишнього середовища.

Здатність розв'язувати типові задачі та вирішувати практичні проблеми у процесі навчання.

Вміння трактувати хімічні та біохімічні процеси з позиції їх теплових ефектів.

2. Конкретні цілі

Трактувати теплові ефекти хімічних та біохімічних процесів.

Вміти використовувати термодинамічні функції для оцінки направленості процесів, пояснювати енергетичне супряження в живих системах.

Вміти виконувати термохімічні розрахунки.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Хімія і фізика (шкільний курс) 2. Медична і біологічна фізика 3. Медична біологія 4. Українська мова за професійним спрямуванням 5. Безпека життєдіяльності, основи біоетики та біобезпеки	<p>Мати уявлення про ендо- та екзотермічні реакції.</p> <p>Розуміти термодинаміку відкритих медико-біологічних систем.</p> <p>Мати уявлення про значення термодинаміки для охорони навколишнього середовища.</p> <p>Вміти характеризувати макроергічні зв'язки.</p> <p>Мати уявлення про макроергічні сполуки.</p> <p>Володіти знаннями рідної мови.</p> <p>Бути здатним спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово.</p> <p>Прагнути до збереження навколишнього середовища.</p>

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Хімічна термодинаміка.	Хімічна термодинаміка – це розділ фізичної хімії, що вивчає перетворення різних видів енергії в хімічних процесах.
2. Термодинамічна система.	<p>Термодинамічна система – це тіло або сукупність тіл, які перебувають у взаємодії та відокремлені від навколишнього середовища реальною або уявною поверхнею поділу.</p> <p>Системи є: ізольовані, відкриті, закриті.</p>
3. Перший закон термодинаміки.	<p>Перший закон термодинаміки має три формулювання:</p> <ol style="list-style-type: none"> <i>В ізольованій системі сума всіх видів енергії стала.</i> <i>Неможливо створити вічний двигун першого роду, тобто здійснити роботу без витрати енергії.</i> <i>Різні форми енергії переходять одна в одну в еквівалентних співвідношеннях, при взаємодії енергія не зникає і не створюється.</i>

4. Закон Гесса.	<p>Закон Гесса: <i>Тепловий ефект реакції не залежить від шляху перебігу реакції, а визначається тільки початковим і кінцевим станами системи.</i></p>
5. Другий закон термодинаміки.	<p>Другий закон термодинаміки: 1. <i>Неможливо побудувати вічний двигун другого роду, тобто неможливо теплоту повністю перетворити в роботу.</i> 2. <i>Неможливо здійснити перехід тепла від більш холодного тіла до більш гарячого, не виконуючи при цьому роботи.</i></p>
6. Рівняння Гіббса.	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$
7. Макроергічні сполуки.	<p>При окисненні в організмі вуглеводів, жирів та білків вивільняється енергія, яка накопичується в макроергічних сполуках, багатих енергією: АТФ (аденозинтрифосфат), АДФ (аденозиндифосфат), фосфоенолпіруват, креатинфосфат, ацетил-КоА.</p>

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Хімічна термодинаміка як наука. Основні поняття:
 - а) термодинамічні системи та їх види;
 - б) параметри стану системи (екстенсивні, інтенсивні);
 - в) процеси (оборотні, необоротні).
2. Перший закон термодинаміки. Внутрішня енергія.
3. Ентальпія. Стандартні теплоти (ентальпії) утворення та згоряння речовин.
4. Термохімія. Закон Гесса. Термохімічні перетворення.
5. Термохімічні розрахунки та їх використання для енергетичної характеристики біохімічних процесів.
6. Другий закон термодинаміки.
7. Ентропія та її зміна у самодовільному процесі.
8. Енергія Гіббса та її зміна як критерій самодовільного перебігу хімічного процесу.
9. Макроергічні сполуки. АТФ як універсальне джерело енергії для біохімічних реакцій
10. Енергетичні супряження в живих системах: екзергонічні та ендергонічні процеси в організмі.

4.3. Практична робота (завдання), що виконується студентами на занятті

1. Ознайомлення з правилами техніки безпеки та правилами надання першої допомоги при нещасних випадках у хімічній лабораторії

При виконанні лабораторної роботи студенти повинні дотримуватися правил внутрішнього розпорядку та техніки безпеки.

Правила безпечної роботи в учбових лабораторіях медичної хімії:

1. До роботи в лабораторіях курсу студенти допускаються в халатах і лікарських шапочках.

2. Кожен студент повинен тримати своє місце за робочим столом у чистоті та порядку. На столі не повинні знаходитись сторонні речі (сумки, пакети та ін.).

3. Виконання дослідів слід починати, лише уважно ознайомившись з інструкцією та вислухавши пояснення викладача. Кожна дія повинна бути обдуманною. Роботу слід виконувати акуратно, точно, не поспішаючи.

4. Категорично забороняється проводити досліди, не передбачені інструкцією з теми заняття.

5. Категорично забороняється брати речовини руками та пробувати їх на смак. При визначенні речовин за запахом склянку слід тримати на відстані і спрямовувати рухом руки повітря від отвору склянки до носа. При приливанні реактивів не можна нахилитися над отвором посуду, щоб бризки не потрапили на обличчя та одяг.

6. Досліди проводити лише в чистому посуді, з такою кількістю та концентрацією речовин, в такій послідовності та умовах, як зазначено в інструкції.

7. Всі склянки з реактивами та розчинами після використання відразу ж закривати пробками, які не можна плутати.

8. Всі досліди з концентрованими кислотами та лугами слід проводити тільки під тягою.

9. Розбавляючи концентровані кислоти, особливо сульфатну, слід обережно вливати кислоту в воду, а не навпаки.

10. Не можна нахилитися над рідиною, що нагрівається, оскільки її може викинути із пробірки. Отвір пробірки повинен бути направлений у бік від працюючого та тих, хто поряд з ним.

11. Категорично забороняється вмикати і вимикати електричні прилади без дозволу викладача, а також запалювати без потреби спиртівку.

12. По закінченні заняття кожен студент повинен вимити посуд, з яким працював, і прибрати своє робоче місце. Черговий повинен привести в порядок всю лабораторію.

Ситуаційні та розрахункові задачі

1. Розрахувати можливість самодовільного процесу при $T^{\circ} = 298 \text{ K}$, якщо $\Delta H^{\circ} = 300 \text{ кДж}$, $\Delta S^{\circ} = 26 \text{ Дж/К}$.

2. Розрахувати калорійність 200 г маргарину, що містить 0,3 % білків, 82,3 % жирів, 1 % вуглеводів, якщо при згорянні в організмі 1 г білка або 1 г вуглеводу виділяється 17,18 кДж енергії, а при згорянні 1 г жиру виділяється

38,97 кДж енергії.

3. Розрахувати кількість теплоти, що виділяється у реакції:

$C_{(г)} + 2N_2O_{(г)} = CO_{2(г)} + 2N_{2(г)}$, якщо вступає в реакцію 22 г нітроген(I) оксиду, а ентальпії утворення дорівнюють: $\Delta H_{утв}^0(N_2O_{(г)}) = 81,55$ кДж/моль, $\Delta H_{утв}^0(CO_{2(г)}) = -393,51$ кДж/моль:

а) 475,1 кДж; б) 139,2 кДж; в) 278,3 кДж; г) 556,61 кДж.

Зміст теми (тези):

1. Хімічна термодинаміка як наука. Основні поняття:

- а) термодинамічні системи та їх види;**
- б) параметри стану системи (екстенсивні, інтенсивні);**
- в) процеси (оборотні, необоротні).**

Хімічна термодинаміка – це розділ фізичної хімії, що вивчає перетворення різних видів енергії в хімічних процесах.

а) термодинамічні системи та їх види

Термодинамічна система – це тіло або сукупність тіл, які перебувають у взаємодії та відокремлені від навколишнього середовища реальною або уявною поверхнею поділу.

Є системи: ізольовані, відкриті, закриті.

Ізольована система – це така система, яка не обмінюється з навколишнім середовищем ні речовиною, ні енергією.

Закрита система обмінюється з навколишнім середовищем енергією і не обмінюється речовиною.

Відкрита система обмінюється з навколишнім середовищем як енергією так і речовиною.

б) параметри стану системи (екстенсивні, інтенсивні)

Екстенсивні параметри (об'єм, маса, теплоємність) залежать від розмірів системи.

Інтенсивні параметри (температура, тиск, концентрація, потенціал) не залежать від розмірів системи.

в) процеси оборотні і необоротні

Перехід системи з одного стану в інший називають процесом. Процеси, які можна здійснити в прямому і зворотному напрямках через ті ж проміжні стадії без будь-яких змін у системі та в навколишньому середовищі, називають **оборотними**.

Якщо під час перебігу процесу в зворотному напрямку у навколишньому середовищі або в системі відбуваються зміни, такий процес називають **необоротним**.

2. Перший закон термодинаміки. Внутрішня енергія

Перший закон термодинаміки має три формулювання:

1. *В ізольованій системі сума всіх видів енергії стала.*
2. *Неможливо створити вічний двигун першого роду, тобто здійснити роботу без витрати енергії.*
3. *Різні форми енергії переходять одна в одну в еквівалентних співвід-*

ношеннях, при взаємодії енергія не зникає і не створюється.

Математичний вираз першого закону термодинаміки:

$$Q = \Delta U + A,$$

де Q – кількість теплоти;

ΔU – зміна внутрішньої енергії;

A – здійснена робота.

Внутрішня енергія – це загальний запас енергії, що складається з кінетичної енергії руху її складових частин (молекул, атомів, йонів) та потенціальної енергії їх взаємодії, без врахування кінетичної та потенціальної енергії системи вцілому.

3. Ентальпія. Стандартні теплоти (ентальпії) утворення та згоряння речовин

Ентальпія – це енергія, якою володіє система за сталого тиску. Вона чисельно дорівнює сумі внутрішньої енергії і добутку об'єму речовини на зовнішній тиск: $H = U + pV$.

Стандартна теплота (ентальпія) утворення речовини – це тепловий ефект реакції утворення одного моля складної речовини з простих речовин за стандартних умов.

Стандартна теплота (ентальпія) згоряння речовини – це тепловий ефект реакції згоряння 1 моля речовини в атмосфері кисню з утворенням вищих стабільних оксидів.

4. Термохімія. Закон Гесса. Термохімічні перетворення

Термохімія – розділ хімії, що вивчає теплові ефекти реакцій.

Закон Гесса:

Тепловий ефект реакції не залежить від шляху перебігу реакції, а визначається тільки початковим і кінцевим станами системи.

Термохімічні рівняння – це рівняння хімічних реакцій, в яких наведені значення їх ентальпій та вказаний агрегатний стан реагентів і продуктів реакції.

5. Термохімічні розрахунки та їх використання для енергетичної характеристики біохімічних процесів

Для термохімічних розрахунків велике значення мають наслідки, які випливають із закону Гесса.

Наслідки із закону Гесса:

1. Тепловий ефект прямої реакції дорівнює тепловому ефекту зворотної реакції з протилежним знаком.

2. Тепловий ефект реакції утворення дорівнює різниці сум ентальпій утворення продуктів реакції і вихідних речовин.

3. Тепловий ефект реакції згоряння дорівнює різниці сум ентальпій згоряння вихідних речовин і продуктів реакції.

6. Другий закон термодинаміки

1. Неможливо побудувати вічний двигун другого роду, тобто неможливо теплоту повністю перетворити в роботу.

2. Неможливо здійснити перехід тепла від більш холодного тіла до більш гарячого, не виконуючи при цьому роботи.

7. Ентропія та її зміна у самодовільному процесі

Ентропія – це міра неупорядкованості системи. Чим більша неупорядкованість системи, тим більша її ентропія.

В ізольованих системах самодовільно відбуваються такі процеси, при яких ентропія збільшується.

На ентропію впливає ряд факторів:

- агрегатний стан;
- маса частинок речовини;
- твердість;
- ступінь дисперсності;
- температура;
- тиск.

8. Енергія Гіббса та її зміна як критерій самодовільного перебігу хімічного процесу

На перебіг хімічного процесу впливають два фактори: ентальпійний та ентропійний.

Сумарний ефект ентальпійного та ентропійного факторів можна виразити як енергію Гіббса.

Рівняння Гіббса: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$,

де ΔG – вільна енергія Гіббса, кДж/моль;

ΔH – ентальпія (теплота, що виділяється або поглинається в процесі хімічної реакції);

ΔS – ентропія (міра неупорядкованості системи);

$T\Delta S$ – зв'язана енергія, що не може бути використана для здійснення роботи.

Умова самочинного процесу: $\Delta G < 0$.

9. Макроергічні сполуки. АТФ як універсальне джерело енергії для біохімічних реакцій

При окисненні в організмі вуглеводів, жирів та білків вивільняється енергія, яка накопичується в **макроергічних сполуках**, багатих енергією, таких як:

- АТФ – аденозинтрифосфат;
- АДФ – аденозиндифосфат;
- фосфоенолпіруват;
- креатинфосфат;
- ацетил-КоА.

АТФ – універсальне джерело енергії для біохімічних реакцій в організмі, таких як:

- синтез нуклеїнових кислот;
- синтез білків-регуляторів;
- синтез структурних білків;
- синтез транспортних білків;

- утворення глюкози; розщеплення ліпідів;
- транспорт речовин та ін.

10. Енергетичні супряження в живих системах: екзергонічні та ендергонічні процеси в організмі

Біохімічні реакції, що супроводжуються зменшенням енергії Гіббса ($\Delta G_{p-ції} < 0$), тобто відбуваються самочинно, називають **екзергонічними**.

Якщо ΔG є додатною величиною ($\Delta G_{p-ції} > 0$), то реакція відбуватиметься лише в разі надходження енергії ззовні, і таку реакцію називають **ендергонічною**.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вказати, в якому випадку реакція є ендотермічною:

- а) якщо енергія продуктів дорівнює енергії вихідних речовин;
- б) якщо енергія продуктів більша, ніж енергія вихідних речовин;
- в) якщо енергія продуктів менша, ніж енергія вихідних речовин;
- г) це можна зробити, якщо відомо, виділяється теплота, чи поглинається.

2. Вибрати термохімічні рівняння екзотермічних реакцій:

- а) $O_2 + 1/2 O_2 = O_3$; $\Delta H = 142$ кДж ;
- б) $1/2 O_2 + H_2 = H_2O_{(г)}$; $\Delta H = -242$ кДж ;
- в) $H_2O + 1/2 O_2 = H_2O_2$; $\Delta H = 98,2$ кДж ;
- г) $H_2 + 1/2 O_2 = H_2O_{(п)}$; $\Delta H = -285,8$ кДж.

3. Вказати, для якої з речовин стандартна ентальпія утворення дорівнює нулю:

- а) $Br_{2(г)}$; б) $Br_{2(п)}$; в) $Br_{2(т)}$; г) $HBr_{(г)}$.

4. Що вивчає біоенергетика?

- а) закони перетворення різних видів енергії в живих організмах;
- б) закони перетворення енергії харчових продуктів в роботу м'язів;
- в) закономірності переходу енергії з одного виду в інший;
- г) закони перетворення тепла в живих організмах.

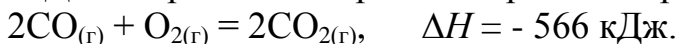
5. Математичним виразом першого закону термодинаміки є рівняння:

- а) $Q = \Delta U + A$; б) $Q = \Delta U - A$; в) $\Delta U = Q - A$; г) $\Delta U = Q + A$.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. За певних умов вуглець масою 120 г окиснюють до карбон(II) оксиду. При цьому виділяється 1105 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння реакції.

2. Дано термохімічне рівняння реакції горіння карбон(II) оксиду:



Обчислити кількість теплоти, що виділиться при спалюванні:

- а) 4 моль карбон(II) оксиду;
- б) 4 г карбон(II) оксиду;
- в) 4 л (н.у.) карбон(II) оксиду.

3. Визначити умови зміни ентальпії і зміни ентропії реакції, при яких

вона буде відбуватися самодовільно за будь-якої температури:

- а) $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$; в) $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$;
б) $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$; г) $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук – К.: ВСВ «Медицина», 2013 – 336 с. (С. 46 – 61).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 56 – 77).

3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 80 – 89).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 59 – 70).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К. : Каравела, 2007. – 168 с. (С. 57 – 67).

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 366 – 414).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012. – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 56 – 77).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне./– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С. 366 – 414)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 2. Кінетика біохімічних реакцій

1. Актуальність теми

Хімічна кінетика є основою для вивчення швидкостей та механізму біохімічних реакцій. Користуючись методами хімічної кінетики, можна визначити швидкість надходження лікарських речовин у кров та виведення їх із організму.

Знання періоду напівперетворення потрібне для встановлення терміну зберігання лікарських засобів, швидкості накопичення у доквіллі радіонуклідів, пестицидів, інших шкідливих речовин.

Методи хімічної кінетики дають змогу обрати оптимальні умови для нейтралізації та утилізації шкідливих викидів промислових підприємств, контролювати рівень забруднення водосховищ і водоймищ стічними водами та нафтопродуктами, а повітря – отруйними газами. Вивчення теоретичних положень хімічної кінетики дозволить студентам засвоїти відповідні розділи біохімії, фармакології, гігієни.

Компетентності

Вміти проводити аналіз інформації, приймати обґрунтовані рішення, встановлювати відповідні зв'язки для досягнення цілей.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Знати методи застосування знань при вирішенні практичних питань.

Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

Знати проблеми збереження навколишнього середовища та шляхи його збереження.

2. Конкретні цілі

Аналізувати залежність швидкості реакцій від концентрації та температури.

Інтерпретувати залежність швидкості реакцій від енергії активації.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Хімія та фізика (шкільний курс) 2. Українська мова за професійним спрямуванням 3. Безпека життєдіяльності, основи біоетики та біобезпеки	Знати суть понять «гомогенні та гетерогенні процеси». Мати досконалі знання рідної мови. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову. Бути здатним до здійснення саморегуляції, ведення здорового способу життя, бути здатним до адаптації та дії в новій ситуації. Прагнути до збереження навколишнього середовища.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті.

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Швидкість хімічної реакції.	Швидкість хімічної реакції дорівнює зміні концентрації реагуючих речовин або продуктів реакції за одиницю часу.

2. Закон діючих мас для швидкості хімічних реакцій.	<p>Закон діючих мас для швидкості хімічних реакцій: $aA + bB = AB;$ $v = k C_A^a \cdot C_B^b = k [A]^a \cdot [B]^b.$</p>
3. Реакції першого порядку.	<p>Реакції першого порядку мають такий кінетичний вираз швидкості: $v = k C^1; \quad \eta = 1.$</p>
4. Реакції другого порядку.	<p>Реакції другого порядку мають такі кінетичні вирази швидкості: $v = k C^2; \quad \eta = 2;$ $v = k C_1^1 \cdot C_2^1; \quad \eta = 2.$</p>
5. Складні реакції: а) оборотні реакції; б) паралельні реакції; в) послідовні реакції; г) супряжені реакції; д) ланцюгові реакції.	<p>Оборотні реакції відбуваються одночасно в прямому і зворотньому напрямках. Паралельні – це реакції, в результаті яких з однієї вихідної речовини, в залежності від умов, утворюються різні продукти. Послідовні – це реакції, в яких продукт першої стадії є вихідною речовиною для другої стадії. Супряжені – це реакції, з яких одна відбувається тільки одночасно з другою, тобто індукується другою реакцією. Ланцюгові – це реакції, в яких багаторазово повторюється цикл елементарних актів за участю вільних радикалів.</p>
6. Правило Вант-Гоффа.	<p>Правило Вант-Гоффа: <i>При підвищенні температури на 10 градусів швидкість реакції зростає у 2 – 4 рази.</i></p>
7. Рівняння Арреніуса.	<p>Рівняння Арреніуса: $\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}.$</p>

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Хімічна кінетика як основа для вивчення швидкостей та механізму біохімічних реакцій. Швидкість хімічних реакцій. Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас для швидкості хімічних реакцій. Константа швидкості реакції.

2. Порядок реакції. Кінетичні рівняння реакцій першого, другого та нульового порядку. Період напівперетворення. Молекулярність реакції.

3. Кінетика складних реакцій: паралельних, послідовних, супряжених, оборотних, ланцюгових. Поняття про антиоксиданти. Вільнорадикальні реакції в живому організмі. Фотохімічні реакції, фотосинтез.

4. Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів.

5. Енергія активації. Теорія активних співударів. Рівняння Арреніуса. Поняття про теорію перехідного стану (активованого комплексу).

4.3. Розрахункові та ситуаційні задачі, що виконуються студентами на занятті:

1. Кінетичне рівняння реакції $v = k [A]^2 \cdot [B]$. У скільки разів зменшиться швидкість хімічної реакції при зменшенні концентрації реагуючих речовин у два рази?

2. Обчислити, у скільки разів зросте швидкість реакції, якщо підвищити температуру на 50 К. Температурний коефіцієнт дорівнює 2.

3. Розрахувати швидкість реакції $H_{2(g)} + I_{2(g)} = 2HI_{(g)}$, якщо початкова концентрація водню дорівнює 0,5 моль/л, концентрація йоду 0,2 моль/л. Константа швидкості дорівнює 0,18 моль/л · с.

4. Визначити середню швидкість хімічної реакції, якщо концентрація однієї з реагуючих речовин через 10 сек. після початку реакції дорівнювала 0,02 моль/л, а через 30 сек. стала 0,01 моль/л.

Зміст теми (тези):

1. Хімічна кінетика як основа для вивчення швидкостей та механізму біохімічних реакцій. Швидкість хімічних реакцій. Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас для швидкості хімічних реакцій. Константа швидкості реакції

Швидкість хімічної реакції дорівнює зміні концентрації реагуючих речовин або продуктів реакції за одиницю часу.

Середня швидкість хімічної реакції: $v = \pm \frac{\Delta C(x)}{\Delta \tau}$.

Миттєва швидкість хімічної реакції: $v = \pm \frac{dC}{d\tau}$.

Закон діючих мас для швидкості хімічних реакцій: швидкість хімічної реакції пропорційна добутку концентрацій реактантів у степенях, що дорівнюють коефіцієнтам у хімічному рівнянні цієї реакції.

Для реакції: $aA + bB = cC$
швидкість реакції: $v = k C_A^a \cdot C_B^b = k [A]^a \cdot [B]^b$.

Константа швидкості реакції – це швидкість хімічної реакції при концентрації реактантів рівних одиниці.

2. Порядок реакції. Кінетичні рівняння реакцій першого, другого та нульового порядку. Період напівперетворення. Молекулярність реакції

Порядок реакції – це сума показників ступенів концентрацій у кінети-

чному рівнянні.

Реакції першого порядку: $N_2O_5 = 2NO_2 + \frac{1}{2}O_2$; $v = k [N_2O_5]^1$; $\eta = 1$.

Реакції другого порядку: $H_2 + I_2 = 2HI$; $v = k[H_2]^1 \cdot [I_2]^1$; $\eta = 2$.
 $2H = H_2$; $v = k[H]^2$; $\eta = 2$.

Реакції нульового порядку: $v = k C^0$; $v = k \cdot 1$; $v = k$; $\eta = 0$.

Молекулярність реакції – це число частинок (атомів, молекул, йонів), які беруть участь в елементарному акті взаємодії.

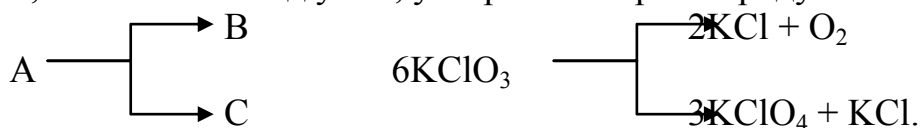
Період напівперетворення – час, за який концентрація вихідних речовин зменшиться рівно вдвічі.

3. Кінетика складних реакцій: паралельних, послідовних, супрже-них, оборотних, ланцюгових. Поняття про антиоксиданти. Вільноради-кальні реакції в живому організмі. Фотохімічні реакції, фотосинтез

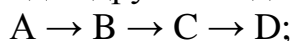
Прості реакції відбуваються в одну стадію: $A \rightarrow B$ або $A + B \rightarrow C$.

Складні реакції відбуваються в декілька елементарних стадій.

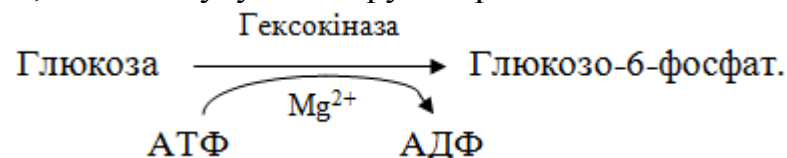
Паралельні реакції – це реакції, в результаті яких з однієї вихідної речовини, в залежності від умов, утворюються різні продукти:



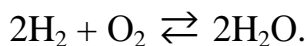
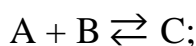
Послідовні – це реакції, в яких продукт першої стадії є вихідною речовиною для другої стадії:



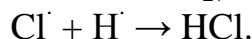
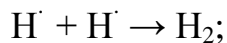
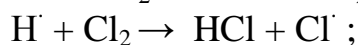
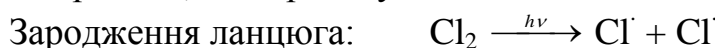
Супржені – це реакції, з яких одна відбувається тільки одночасно з другою, тобто індукується другою реакцією:



Оборотні реакції відбуваються одночасно в прямому і зворотньому напрямках:



Ланцюгові – це реакції, в яких багаторазово повторюється цикл елементарних актів за участю вільних радикалів:



Ланцюгові реакції відіграють важливу роль у низці патологічних біо-процесів: канцерогенез, променева хвороба тощо.

Антиоксиданти – це речовини, що здатні обривати розгалуджене ланцюгове окиснення і таким чином передбачувати окиснювальні процеси.

Фотохімічні реакції відбуваються під дією видимого чи ультрафіолетового світла.

Реакція фотосинтезу рослин: $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{h\nu} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$.

4. Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів

Правило Вант-Гоффа: при підвищенні температури на 10° швидкість реакції зростає у 2 – 4 рази.

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

де T_1 і T_2 – початкова і кінцева температура;

v_{T_1} і v_{T_2} – швидкість початкова і після зміни температури;

γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції.

У біохімічних системах температурний коефіцієнт лежить у межах 7 – 10.

5. Енергія активації. Теорія активних співударів. Рівняння Аррені-

уса. Поняття про теорію перехідного стану (активованого комплексу)

Енергія активації – це різниця між енергією активованого комплексу і початковою енергією реагентів.

Теорія активних співударів: хімічна реакція перебігає за умов не будь-якого зіткнення частинок реагуючих речовин, а тільки при зустрічі активних частинок, які мають великий запас енергії.

Рівняння Арреніуса:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}.$$

Поняття про **теорію перехідного стану:** перебіг реакції через перехідний стан є більш енергетично вигідним. Тому хімічні реакції відбуваються через стадію утворення різних активованих комплексів, енергія утворення яких дорівнює енергії активації речовин.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вибрати із наведених реакцій ті, що є гетерогенними:

- | | |
|---|--|
| 1. $2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{2(г)}$; | 3. $2\text{Na}_{(т)} + \text{Cl}_{2(г)} = 2\text{NaCl}_{(т)}$; |
| 2. $\text{S}_{(т)} + \text{O}_{2(г)} = \text{SO}_{2(г)}$; | 4. $\text{Na}_2\text{CO}_{3(т)} + \text{SiO}_{2(т)} = \text{Na}_2\text{SiO}_{3(т)} + \text{CO}_{2(г)}$. |

2. Вибрати правильне кінетичне рівняння для прямої реакції:



- а) $v = k \cdot [\text{CaCO}_3]$;
б) $v = k \cdot [\text{CaO}] \cdot [\text{CO}_2]$;
в) $v = k \cdot [\text{CO}_2]$;
г) $v = k$.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Навести приклади моно-, бі- та тримолекулярних реакцій. В яких випадках молекулярність та порядок реакції співпадають?

2. Визначити, як зміниться швидкість прямої реакції $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(г)}$, якщо зменшити реакційний об'єм у 3 рази:

- а) зменшиться у 9 разів; в) зменшиться у 27 разів;
б) збільшиться у 9 разів; г) збільшиться у 27 разів.

3. При охолодженні реакційної суміші від 90° до 60°C швидкість реакції зменшилась у 27 разів. Визначити температурний коефіцієнт швидкості реакції.

- а) 3; б) 2; в) 4; г) 2,6; д) 3,2.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (С. 63 – 72).
2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С.78 – 89).
3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 95 – 102).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С.70 – 88).
2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.
3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С.420 – 455).
4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.
5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012. – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780
(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 78 – 89).
2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне./– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С.420 – 455)).

2. www.umsa.edu.ua
(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 3. Кінетика біохімічних реакцій

1. Актуальність теми

У живій природі, промисловості, повсякденному житті велику роль відіграють каталітичні процеси. Каталізатори дозволяють значно прискорити швидкість реакції, одержати такий вихід продукту, який робить ефективним промислове добування. Необхідними для життя є біологічні каталізатори – ферменти, активність яких набагато більша, ніж активність неорганічних каталізаторів. Практично всі біохімічні реакції, як у найпростіших одноклітинних організмах, так і в організмі людини, мають ферментативний характер. Обмін речовин на клітинному рівні обумовлений каталітичною активністю ферментів. Визначення ферментативної активності все ширше застосовується в діагностиці захворювань внутрішніх органів. Наприклад, визначення активності фермента аспартатамінотрансферази (АсАТ) у сироватці крові дозволяє з точністю до 96 % діагностувати інфаркт міокарда. Ферменти, їх активатори та інгібітори застосовують з лікувальною метою (ферментотерапія) та для вивчення патогенезу ряду захворювань.

Отже, уявлення про каталізатори і особливо ферменти та їх значення для живого організму необхідні студенту-медику для засвоєння біохімії, фармакології, нормальної та патологічної фізіології, спеціальних дисциплін.

Компетентності

Вміти проводити аналіз інформації, приймати обґрунтовані рішення, встановлювати відповідні зв'язки для досягнення цілей.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Знати методи застосування знань при вирішенні практичних питань.

Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

Знати проблеми збереження навколишнього середовища та шляхи його збереження.

2. Конкретні цілі

Аналізувати особливості дії каталізаторів та пояснювати механізм гомогенного та гетерогенного каталізу.

Пояснювати механізм дії ферментів та аналізувати залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Хімія та фізика (шкільний курс)	Знати суть понять «каталіз», «каталізатор», «інгібітори», «гомогенні та гетерогенні проце-

2. Українська мова за професійним спрямуванням	си». Мати досконалі знання рідної мови. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.
3. Безпека життєдіяльності, основи біоетики та біобезпеки	Бути здатним до здійснення саморегуляції, ведення здорового способу життя, бути здатним до адаптації та дії в новій ситуації. Прагнути до збереження навколишнього середовища.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті.

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Каталіз.	Каталіз – явище збільшення швидкості реакції за допомогою каталізаторів.
2. Каталізатор.	Каталізатор – це проста або складна речовина, що бере участь у хімічній реакції, змінює її швидкість, але в кінці реакції залишається у хімічно незмінному стані.
3. Гомогенний каталіз.	При гомогенному каталізі каталізатор та речовини, що беруть участь у реакції, утворюють одну фазу.
4. Гетерогенний каталіз.	При гетерогенному каталізі каталізатор перебуває в системі у вигляді самостійної фази.
5. Автокаталіз.	Автокаталіз – явище, коли каталізатором є один з продуктів реакції.
6. Промотори.	Промотори – речовини, що активують реакцію, проте самі не мають каталітичних властивостей.
7. Ферменти.	Ферменти – речовини білкової природи, що виробляються клітинами живих організмів і значно збільшують швидкість біохімічних процесів. Наприклад, амілаза, пепсин.

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Каталіз та каталізатори. Особливості дії каталізатора. Механізм дії каталізатора.

2. Гомогенний, гетерогенний та мікрогетерогенний каталіз. Кисотно-основний каталіз. Автокаталіз. Промотори та каталітичні отрути.

3. Уявлення про кінетику ферментативних реакцій. Ферменти як біологічні каталізатори.

4. Особливості дії ферментів: селективність, ефективність, залежність ферментативної дії від температури та реакції середовища. Залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату.

5. Поняття про механізм дії ферментів. Активація та інгібування ферментів. Вплив екологічних факторів на кінетику ферментативних реакцій.

Зміст теми (тези):

1. Каталіз та каталізатори. Особливості дії каталізатора. Механізм дії каталізатора

Каталіз – явище збільшення швидкості реакції за допомогою каталізаторів.

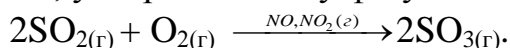
Каталізатор – це проста або складна речовина, що бере участь у хімічній реакції, змінює її швидкість, але в кінці реакції залишається у хімічно незмінному стані.

Механізм дії каталізатора: $A + K \rightarrow AK^*$;

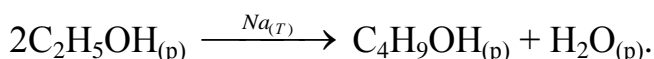


2. Гомогенний, гетерогенний та мікрогетерогенний каталіз. Кисотно-основний каталіз. Автокаталіз. Промотори та каталітичні отрути

При гомогенному каталізі каталізатор та речовини, що беруть участь у реакції, утворюють одну фазу:



При гетерогенному каталізі каталізатор перебуває в системі у вигляді самостійної фази.



Мікрогетерогенний каталіз – це такий тип каталізу, коли каталізатор і реагенти знаходяться в колоїдно-дисперсному стані.

Автокаталіз – явище, коли каталізатором є один з продуктів реакції.

Кисотно-основний каталіз відбувається під дією йонів H^+ кислот та OH^- основ.

Промотори – речовини, що активують реакцію, проте самі не мають каталітичних властивостей.

3. Уявлення про кінетику ферментативних реакцій. Ферменти як біологічні каталізатори

Ферменти – речовини білкової природи, що виробляються клітинами живих організмів і значно збільшують швидкість біохімічних процесів. Наприклад: амілаза, пепсин.

Характерною особливістю ферментативного каталізу є збільшення

швидкості реакції до певної сталої величини.

4. Особливості дії ферментів: селективність, ефективність, залежність ферментативної дії від температури та реакції середовища. Залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату

Селективність: фермент діє лише на відповідний субстрат.

Ферменти здатні працювати у неширокому температурному діапазоні, переважно 10 – 60°C. Оптимальна температура для них – приблизно 40°C. При подальшому підвищенні температури активність ферментів падає, а при температурі вищій за 70°C ферменти втрачають активність внаслідок денатурації білкової структури.

Ферменти проявляють свою активність у досить вузькому діапазоні значень рН. Значна зміна величини рН, а тим більше, зміна середовища призведе до інактивації ферменту.

Чим більша концентрація ферменту, тим більша швидкість реакції.

При збільшенні концентрації субстрату швидкість реакції збільшується до моменту насичення ферменту субстрату.

5. Поняття про механізм дії ферментів. Активація та інгібування ферментів. Вплив екологічних факторів на кінетику ферментативних реакцій

При дії фермента (Ф) на субстрат (С) утворюється фермент – субстратний комплекс (ФС), з якого утворюється продукт реакції (П) і вивільняється фермент.



Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вказати, як залежить активність фермента від зміни середовища:

- а) зміна середовища не впливає на активність фермента;
- б) зменшення рН збільшує активність фермента;
- в) зміна середовища призводить до інактивації фермента;
- г) зміна середовища може збільшити або зменшити активність фермента в залежності від будови і природи фермента.

2. Пояснити відмінність наслідків значного підвищення температури для активності неорганічних каталізаторів і ферментів:

- а) активність неорганічних каталізаторів переважно збільшується, а ферментів – зменшується;
- б) активність неорганічних каталізаторів переважно збільшується, а ферментів – припиняється;
- в) активність і неорганічних каталізаторів і ферментів збільшується;
- г) активність неорганічних каталізаторів не змінюється, а ферментів – спочатку збільшується, а потім припиняється.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (С. 72 – 76).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С.89 – 99).

3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 102 – 110).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С.70 – 88).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С.455 – 485).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012. – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С.89 – 99).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне/.– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С.455 – 485)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 4. Хімічна рівновага. Добуток розчинності

1.Актуальність теми

Хімічна рівновага робить значний внесок у гомеостаз живого організму. Вплив різних факторів (концентрації речовин, тиску, температури) може зміщувати стан рівноваги. Знання закономірностей рівноваги в гомогенних та гетерогенних системах дозволяє аналізувати умови утворення і розчинення осадів, наприклад, утворення каменів у нирках (нефрокальциноз) або в жовчному міхурі (жовчнокам'яна хвороба). Це дає змогу обґрунтовано призначати профілактичні та лікувальні заходи.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово.

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії.

Визначеність і наполегливість щодо поставлених завдань.

Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Прагнення до збереження навколишнього середовища.

Здатність до оцінювання результатів лабораторних та практичних досліджень.

Здатність розв'язувати типові задачі та вирішувати практичні проблеми у процесі навчання.

2. Конкретні цілі

Знати умови утворення та розчинення осадів, пояснювати роль гетерогенних рівноваг за участю солей в загальному гомеостазі організму.

Пояснювати вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу.

Аналізувати умови випадання та розчинення осадів, пояснювати роль гетерогенних рівноваг за участю солей в загальному гомеостазі організму.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Українська мова за професійним спрямуванням	Володіти досконалими знаннями рідної мови. Бути здатним спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово. Застосовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.
2. Іноземна мова за професійним спрямуванням	Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою. Застосовувати іноземну мову у професійній діяльності.
3. Латинська мова та медична термінологія	Володіти медичною термінологією на латинській мові.
4. Медична біологія	Володіти знаннями про структурні компоненти цитоплазми і ядра.
5. Безпека життєдіяльності, основи біоетики та біобезпеки	Бути здатними до здійснення саморегуляції, ведення здорового способу життя, бути здатним до адаптації та дії в новій ситуації. Прагнути до збереження навколишнього середовища.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Хімічна рівновага.	Хімічна рівновага – це стан системи, за якого швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної реакції.
2. Добуток розчинності (ДР).	У насиченому розчині малорозчинного електроліту за певної температури добуток молярних концентрацій йонів є величиною сталою. Цю константу називають добутком розчинності і позначають ДР.
3. Константа хімічної рівноваги.	Константа хімічної рівноваги – відношення добутку концентрацій продуктів реакції до добутку концентрації вихідних речовин у ступенях їх коефіцієнтів у стані хімічної рівноваги.

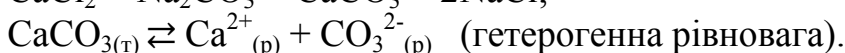
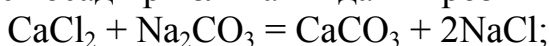
4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги та способи її виразу.
2. Зміщення хімічної рівноваги при зміні температури, тиску, концентрації речовин. Принцип Ле-Шательє.
3. Реакції осадження та розчинення. Добуток розчинності. Умови випадання та розчинення осадів.
4. Роль гетерогенної рівноваги за участю солей в загальному гомеостазі організму.

4.3. Практична робота (завдання), що виконується студентами на занятті:

1. Визначення умов випадання осадів

Змішали два розчини: CaCl_2 і Na_2CO_3 . Концентрація солей у кожному розчині дорівнює 0,001 моль/л. Об'єми змішуваних розчинів рівні між собою. Чи утворюється осад при зливанні даних розчинів?



Умовою утворення осаду є співвідношення $\text{ЙД} > \text{ДР}$, де ЙД – йонний добуток малорозчинного електроліту;

ДР – добуток розчинності (довідникова величина); $\text{ДР}(\text{CaCO}_3) = 3,8 \cdot 10^{-9}$.

За умовою задачі об'єми змішуваних розчинів рівні, тому концентрація солей зменшується в два рази:

$$\text{ЙД} = \frac{0,001}{2} \cdot \frac{0,001}{2} = 2,5 \cdot 10^{-7}.$$

Так як $YD > DP$, то осад $CaCO_3$ утворюється.

Розрахункові та ситуаційні задачі, що виконуються студентами на занятті:

1. При нагріванні суміші газоподібних водню та йоду до $420^\circ C$ встановились слідуючі рівноважні концентрації реагентів:

$$H_2 - 2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л};$$

$$I_2 - 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л};$$

$$HI - 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}.$$

Визначити напрямок зміщення хімічної рівноваги в даній реакції: $H_{2(r)} + I_{2(r)} \rightleftharpoons 2HI_{(r)}$ при підвищенні температури, якщо пряма реакція є ендотермічною.

2. Чи випаде осад при змішуванні рівних об'ємів розчинів $BaCl_2$ та Na_2SO_4 , молярна концентрація яких $0,05$ моль/л? $DP (BaSO_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$ моль²/л².

Зміст теми (тези):

1. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги та способи її виразу

Хімічні реакції можуть одночасно проходити у двох напрямках: утворення продуктів реакції (вправо – пряма реакція) і перетворення продуктів у вихідні речовини (вліво – зворотна реакція). Такі реакції називають оборотними.

Наприклад, $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$.

Якщо швидкості прямої і зворотної реакцій однакові, то це стан **хімічної рівноваги**.

При протіканні оборотної реакції $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$

пряма реакція відбувається зі швидкістю v_1 (їй відповідає константа швидкості k_1), а зворотна реакція відбувається зі швидкістю v_2 (їй відповідає константа швидкості k_2):

$$v_1 = k_1[H_2][I_2]; \quad v_2 = k_2[HI]^2.$$

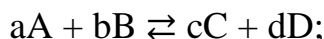
У стані хімічної рівноваги швидкості прямої і зворотної реакцій однакові:

$$v_1 = v_2;$$
$$k_1[H_2][I_2] = k_2[HI]^2.$$

Відношення констант прямої і зворотної реакцій називається **константою хімічної рівноваги** даної реакції:

$$K_{\text{рівн}} = k_1 / k_2 = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}.$$

У загальному вигляді для гомогенної оборотної реакції:



$$K_{\text{рівн}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}.$$

Це математичний запис **закону діючих мас** К. Гульдберга і П. Вааге для оборотних реакцій, який формулюється так:

У стані хімічної рівноваги відношення добутку концентрацій продуктів реакції до добутку концентрацій вихідних речовин у ступенях їх коефіцієнтів є величиною сталою і називається константою хімічної рівноваги.

Константу рівноваги, що виражена через концентрації речовин, позначають K_c :

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b},$$

де [C], [D], [A], [B] – концентрації речовин.

2. Зміщення хімічної рівноваги при зміні температури, тиску, концентрації речовин. Принцип Ле Шательє

При зміні концентрації, тиску, температури хімічна рівновага зміщується, згідно з **принципом Ле Шательє**:

Якщо змінюється хоч одна з умов, за яких система знаходиться у стані хімічної рівноваги, то рівновага зміщується у напрямку реакції, що зменшує цю зміну.

Вплив зміни концентрації речовин на стан рівноваги

Підвищення концентрації реагентів зміщує рівновагу в напрямку зменшення концентрації реагентів з утворенням продуктів реакції.

Підвищення концентрації продуктів реакції зміщує рівновагу в напрямку утворення реагентів.

Вплив зміни тиску на стан рівноваги

Для газових систем на стан хімічної рівноваги впливає зміна тиску.

Підвищення тиску зміщує рівновагу у напрямку зменшення тиску, тобто зменшення кількості молекул газу.

Зниження тиску зміщує рівновагу у напрямку збільшення кількості молекул газу.

Вплив температури на стан рівноваги

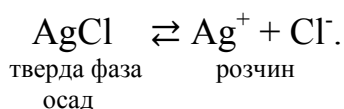
Підвищення температури зміщує хімічну рівновагу у напрямку ендотермічної реакції.

Зниження температури зміщує хімічну рівновагу у напрямку екзотермічної реакції.

3. Реакції осадження та розчинення. Добуток розчинності. Умови випадання та розчинення осадів

При розчиненні малорозчинних солей у воді встановлюється рівновага гетерогенної системи. Ця рівновага між твердою фазою і розчином солі підлягає закону діючих мас.

Наприклад, у розчині аргентум хлориду цю рівновагу можна зобразити так:



Якщо врахувати вираз константи хімічної рівноваги даної реакції і те, що

тверда фаза не входить у вираз, то можна записати:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-].$$

У насиченому розчині малорозчинного електроліту за певної температури добуток концентрації йонів є величиною сталою. Цю величину називають константою розчинності малорозчинного електроліту і позначають K_s , або добутком розчинності ДР. Для насиченого розчину аргентум хлориду ДР має такий вигляд:

$$\text{ДР} = K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-].$$

Умовою випадання осаду є перевищення йонного добутку (ЙД) над добутком розчинності (ДР), тобто осад випадає, якщо $\text{ЙД} > \text{ДР}$. Якщо йонний добуток менший, ніж ДР, то розчин ненасичений, і осад не утворюється, відбувається розчинення осаду.

Хімічні реакції відбуваються у напрямку утворення стійкіших хімічних сполук.

Для досягнення повноти осадження малорозчинного електроліту треба збільшувати концентрацію будь якого з йонів, що входить до складу цього електроліту.

Для того, щоб розчинити осад, необхідно зв'язати один з йонів, що входить до складу осаду, діючи таким реагентом, який утворює з цим йоном малодисоційовану сполуку чи газ.

4. Роль гетерогенної рівноваги за участю солей в загальному гомеостазі організму

Гетерогенні процеси за участю неорганічних йонів відіграють вирішальну роль в утворенні і формуванні кісток. Основним компонентом кісткової тканини є гідроксоапатит $\text{Ca}_5(\text{OH})(\text{PO}_4)_3$, що утворюється за наявності в організмі достатньої концентрації йонів Кальцію та фосфат-йонів за рівнянням:



Слабколужне середовище плазми, а також збільшення концентрації фосфат-йонів у клітинах кісткової тканини сприяють процесу перетворення кальцій гідрогенфосфату на гідроксиапатит:



Підвищення кислотності середовища сприяє розчиненню гідроксоапатиту, оскільки рівновага реакції (а) зміщується вліво. Під впливом каріогенних бактерій у ротовій порожнині утворюються органічні кислоти, що призводить до розчинення гідроксоапатиту і виникнення карієсу зубів. Цей процес особливо прискорюється при пошкодженні зубної емалі.

Недостатня концентрація в організмі йонів Кальцію та фосфат-йонів призводить до розм'якшення кісток, що спостерігають при рахітах, вагітності у жінок та у космонавтів під час їх тривалого перебування за умов невагомості.

Патологічні стани виникають і за надлишку цих йонів, внаслідок відкладання малорозчинних солей у нирках, печінці або на стінках кровоносних судин. Найчастіше в нирках спостерігають утворення каменів у вигляді солей

Кальцію – фосфатів, уратів та оксалатів, а в печінці – карбонатів та білірубінату (продукту розкладання гемоглобіну).

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вибрати фактори, зміна яких призведе до зміни величини константи рівноваги:

- а) тиск; в) концентрація;
б) температура; г) природа реагуючих речовин.

2. Вказати, в якому напрямку зміститься рівновага при збільшенні загального тиску в системі: $4\text{Fe}_{(т)} + 3\text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_{3(т)}$.

- а) вліво; б) вправо; в) не зміститься.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. У системі $\text{CaCO}_{3(т)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)}$; $\Delta H^0 > 0$, встановилася рівновага. Зміною яких параметрів можна досягти зміщення рівноваги у бік утворення CaO?

2. Кісткова тканина починає формуватися в плазмі крові. Чи достатньо є концентрація катіону Кальцію у вільному стані: $C(\text{Ca}^{2+}) = 1,0 \cdot 10^{-3}$ моль/л для утворення осаду CaHPO_4 ? Щодо концентрації гідрогенфосфат-іонів, то вона становить в плазмі крові: $C(\text{HPO}_4^{2-}) = 2,9 \cdot 10^{-4}$ моль/л? $\text{ДР}(\text{CaHPO}_4) = 2,7 \cdot 10^{-4}$ моль²/л².

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (С. 76 – 80, 139 – 149).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 169 – 179).

3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 110 – 119).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 88 – 92).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 176 – 184).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012. – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780
(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 169 – 179).
2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне/.– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С. 176 – 184)).
2. www.umsa.edu.ua
(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 5. Електродні потенціали

1.Актуальність теми

Вивчення механізму виникнення електродного, дифузійного, мембранного, окисно-відновного потенціалів та їх залежності від різних чинників дає змогу зрозуміти закономірності перебігу більшості біохімічних реакцій. Вимірювання біопотенціалів покладене в основу таких важливих діагностичних методів, як електрокардіографія, електроенцефалографія тощо.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Знати стандартні методики проведення фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Визначеність і наполегливість щодо поставлених завдань і взятих обов'язків.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії.

Здатність до здійснення саморегуляції, ведення здорового способу життя, здатність до адаптації та дії в новій ситуації.

2. Конкретні цілі

Пояснювати механізм утворення електродних потенціалів.

Аналізувати принцип методу потенціометрії та робити висовки щодо його використання в медико-біологічних дослідженнях.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (між дисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Медична та біологічна фізика	Описувати електроди. Вимірювати потенціали.

2. Іноземна мова	<p>Розраховувати рівноважний потенціал Нернста (за рівнянням Нернста).</p> <p>Володіти поняттям мембранні потенціали спокою та дії.</p> <p>Описувати дифузійний рівноважний потенціал.</p> <p>Описувати електрокардіографію, електроенцефалографію, електроміографію; застосування електродів для ЕКГ.</p> <p>Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою.</p> <p>Застосовувати іноземну мову в професійній діяльності.</p>
------------------	--

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Електрод.	Електрод – провідник (метал), занурений у розчин електроліту.
2. Електродний потенціал.	Електродний потенціал – різниця потенціалів (стрибок потенціалів) на межі поділу фаз електрод – розчин.
3. Рівняння Нернста.	$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \ln a(Me^{n+}),$ <p style="text-align: center;">або</p> $\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg a(Me^{n+}).$

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Електродні потенціали та механізм їх виникнення.
2. Рівняння Нернста. Нормальний (стандартний) електродний потенціал.
3. Нормальний водневий електрод.
4. Вимірювання електродних потенціалів. Електроди визначення та електроди порівняння. Хлорсрібний електрод. Іонселективні електроди. Скляний електрод.
5. Гальванічні елементи.
6. Дифузійний потенціал.
7. Мембранний потенціал. Потенціал спокою. Потенціал дії.

Розрахункові та ситуаційні задачі, що виконуються студентами на занятті:

1. Обчислити потенціал цинкового електроду, зануреного у 200 мл розчину, що містить 0,2 г $ZnSO_4$, при температурі 298 К.

Зміст теми (тези):

1. Електродні потенціали та механізм їх виникнення

Електрод – провідник (метал), занурений у розчин електроліту.

Електродний потенціал – різниця потенціалів (стрибок потенціалів) на межі поділу фаз електрод – розчин.

2. Рівняння Нернста. Нормальний (стандартний) електродний потенціал

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \ln a(Me^{n+}), \quad \text{або} \quad \varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg a(Me^{n+}).$$

Нормальний (стандартний) електродний потенціал (φ^0) – це електродний потенціал, який виникає при зануренні металевої пластинки в розчин з активністю йонів металу 1 моль/л.

3. Нормальний водневий електрод

Нормальний водневий електрод – це платинова пластинка, занурена в розчин сульфатної кислоти, активність йонів H^+ в якому дорівнює 1 моль/л. Через розчин пропускають водень під тиском 101,3 кПа.

4. Вимірювання електродних потенціалів. Електроди визначення та електроди порівняння. Хлорсрібний електрод. Іонселективні електроди. Скляний електрод

Електрод визначення – це електрод, потенціал якого визначають. Прикладом іонселективного електроду є скляний електрод. При зануренні іонселективного електрода в досліджуваний розчин через мембрану проходять вибірково тільки певні йони, концентрацію яких визначають.

Електрод порівняння – це електрод з відомим значенням електродного потенціалу. Наприклад, **хлорсрібний електрод** зі сталим значенням потенціалу + 0,2 В. Хлорсрібний електрод – це срібна дротина з нанесеним на неї шаром аргентум хлориду, занурена в розчин KCl .

5. Гальванічні елементи

Гальванічний елемент – прилад, у якому енергія хімічної реакції перетворюється в електричну енергію. Він складається з двох електродів.

6. Дифузійний потенціал – стрибок потенціалу на межі між неоднаковими за складом чи концентрацією розчинами.

7. Мембранний потенціал. Потенціал спокою. Потенціал дії

Мембранний потенціал виникає, якщо між двома розчинами є мембрана.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вказати рівняння Нернста для нікелевого електрода при 298 К:

$$\text{а) } \varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg [\text{Ni}^{2+}]; \quad \text{в) } \varphi = \varphi^0 - 0,059 \lg [\text{Ni}^{2+}];$$

$$\text{б) } \varphi = \varphi^0 - \frac{0,059}{n} \lg [\text{Ni}^{2+}]; \quad \text{г) } \varphi = \varphi^0 + 0,059 \lg [\text{Ni}^{2+}].$$

2. Вказати правильне визначення стандартного потенціалу металевого електрода:

- а) стандартним називається потенціал електрода, якщо концентрації всіх речовин, що беруть участь у електродному процесі, дорівнюють одиниці;
- б) стандартним називається потенціал електрода, якщо концентрації всіх речовин, що беруть участь у електродному процесі, є однаковими;
- в) стандартним називається потенціал електрода, якщо концентрація катіонів металу дорівнює одиниці, а температура й тиск є стандартними;
- г) стандартним називається потенціал електрода, що виміряний відносно стандартного водневого електрода.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Розрахувати потенціал водневого електрода, зануреного в розчин хлоридної кислоти, на титрування 10 мл якого витрачено 14,5 мл розчину натрій гідроксиду з децимолярною концентрацією:

- а) 0,0685 В; б) –0,0435 В; в) 0,0495 В; г) –0,00985 В.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (С. 154 – 160, 164 – 170).
2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 185 – 191, 193 – 197).
3. Харченко С.В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 129 – 133).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 93 – 103).
2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.
3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 505 – 520, 525 – 540).
4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.
5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012 – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 185 – 191, 193 – 197).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне/.– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008.–776с.(С.505 – 520, 525 – 540)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 6. Визначення окисно-відновного потенціалу

1.Актуальність теми

За величиною ЕРС визначають вміст фізіологічно-активних йонів (H^+ , K^+ , Na^+ , Ca^{2+} , Cl^- , NO_3^-) у біологічних рідинах та тканинах організму.

Електрохімічні методи аналізу (потенціометрія, потенціометричне титрування) знайшли широке застосування в медико-біологічних дослідженнях. Тому знання основ електрохімії необхідне лікарю для повноцінної практичної діяльності.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Знати стандартні методики проведення фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Вміти аналізувати та обґрунтовано оцінювати результати фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Нести відповідальність за прийняття рішення щодо оцінювання результатів фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Визначеність і наполегливість щодо поставлених завдань і взятих обов'язків.

Здатність розв'язувати типові та складні спеціалізовані задачі та практичні проблеми у професійній діяльності у галузі охорони здоров'я, або у процесі навчання, що передбачає проведення досліджень та/або здійснення інновацій та характеризується комплексністю та невизначеністю умов та вимог.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії.

Здатність до здійснення саморегуляції, ведення здорового способу жит-

тя, здатність до адаптації та дії в новій ситуації.

2. Конкретні цілі

Вміти вимірювати окисно-відновні потенціали та прогнозувати напрямки окисно-відновних реакцій.

Вимірювати електрохімічні характеристики розчинів.

Розраховувати електродні та редокс-потенціали.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Медична та біологічна фізика	Описувати і застосовувати електроди. Вимірювати потенціали. Розраховувати рівноважний потенціал Нернста (за рівнянням Нернста).
2. Іноземна мова	Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою. Застосовувати іноземну мову в професійній діяльності.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Окисно-відновний електрод.	Окисно-відновні, або редокс-електроди – це напівелементи, які складаються з інертного провідника (платина, золото, графіт тощо), зануреного в розчин, де є окиснена та відновлена форми однієї й тієї самої речовини.
2. Рівняння Петерса.	$\varphi_{\text{ок відн}} = \varphi_{\text{ок відн}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a(\text{ок})}{a(\text{відн})}$
3. Гальванічний елемент.	Гальванічний елемент – прилад, у якому енергія хімічної реакції перетворюється в електричну енергію. Він складається з двох електродів.

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Роль окисно-відновних реакцій в процесах життєдіяльності.
2. Окисно-відновний потенціал як міра окисної та відновної здатності систем.

3. Рівняння Петерса. Нормальний окисно-відновний потенціал.
4. Прогнозування напрямку окисно-відновних реакцій за величинами окисно-відновних потенціалів. Значення окисно-відновних потенціалів у механізмі процесів біологічного окиснення.
5. Потенціометрія. Потенціометричне титрування.

4.3. Практична робота (завдання), що виконується студентами на занятті:

Визначення окисно-відновних потенціалів

Окисно-відновні потенціали окисно-відновних систем обчислюють за значеннями ЕРС, що визначають на приладі іономірі.

1. Підготовка до роботи та визначення ЕРС:

- перед підключенням іономіра до електричної мережі натиснути кнопки “t” і “-1-19”;
- прогріти прилад протягом 30 хв.;
- зібрати гальванічне коло з вимірювального електрода (платиновий електрод ЕПВ-1) та допоміжного електрода (хлорсрібний електрод ЭВЛ-ІМ зі сталим значенням потенціалу 0,201 В);
- встановити електроди в спеціальний тримач над поворотним столиком і підключити до приладу;
- розчин досліджуваної окисно-відновної системи налити в скляний стаканчик і занурити в нього електроди;
- натиснути кнопку “mV” та кнопку потрібного діапазону вимірювання і визначити величину ЕРС (E).

2. Обробка результатів та оформлення протоколу лабораторної роботи:

- 1) Розрахувати практичні значення окисно-відновних потенціалів для двох систем за формулою:

$$\varphi_{\text{пр}} = E + \varphi_{\text{доп}},$$

де E – значення ЕРС, В (визначене на приладі); $E = \varphi_{\text{пр}} - \varphi_{\text{доп}}$;

$\varphi_{\text{доп}} = 0,201$ В – потенціал хлорсрібного електрода.

- 2) Розрахувати теоретичні значення окисно-відновних потенціалів для двох систем з урахуванням концентрацій окисненої та відновленої форм за рівняннями:

$$1. \varphi_{\text{I}_2/2\text{I}^-} = 0,530 - \frac{0,059}{2} \lg \frac{[\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2};$$

$$2. \varphi_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0,771 + 0,059 \lg \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

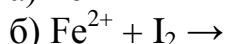
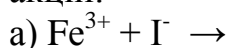
Концентрації речовин наведені в таблиці.

- 3) Результати визначень та розрахунків занести в таблицю:

Таблиця

№ р-ну	Електрод	Склад розчину	φ^0 , В	$\varphi_{\text{пр}}$, В	$\varphi_{\text{теор}}$, В	E , В
1	Pt I ₂ , 2I ⁻	KI (0,1 моль/л) I ₂ (0,001 моль/л)	0,530			
2	Pt Fe ³⁺ , Fe ²⁺	Fe ³⁺ (5·10 ⁻⁴ моль/л) Fe ²⁺ (5·10 ⁻² моль/л)	0,771			

4) Користуючись значеннями стандартних окисно-відновних потенціалів систем φ^0 (із таблиці), визначити можливість самодовільного перебігу реакцій:



за формулою: $E = \varphi_{\text{ок}} - \varphi_{\text{відн}}$. Самодовільно буде йти такий окисно-відновний процес, для якого: $\varphi_{\text{ок}} > \varphi_{\text{відн}}$, $E > 0$.

Зміст теми (тези):

1. Роль окисно-відновних реакцій в процесах життєдіяльності

Від субстратів (вуглеводів чи жирів) відщеплюються протони Гідрогену та електрони, що переносяться до кисню з утворенням кінцевих продуктів H₂O і CO₂, що сприяє утворенню енергії АТФ.

2. Окисно-відновний потенціал як міра окисної та відновної здатності систем

Чим більш від'ємне значення окисно-відновного потенціалу, тим більшим відновником є система і навпаки.

3. Рівняння Петерса. Нормальний окисно-відновний потенціал

$$\varphi_{\text{ок|відн}} = \varphi_{\text{ок|відн}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a(\text{ок})}{a(\text{відн})}.$$

$\varphi_{\text{ок|відн}}^0$ – нормальний окисно-відновний потенціал.

4. Прогнозування напрямку окисно-відновних реакцій за величинами окисно-відновних потенціалів. Значення окисно-відновних потенціалів у механізмі процесів біологічного окиснення

Чим більше від'ємне значення редокс-потенціалу, тим краще система віддає електрони і навпаки.

Системи, що беруть участь у перенесенні протонів H⁺ і електронів у процесі біологічного окиснення, характеризуються зміною потенціалу від -0,42 до +0,81 В.

5. Потенціометрія. Потенціометричне титрування

Для методу потенціометрії складають гальванічний елемент з двох електродів. Вимірюють електрорушійну силу цього гальванічного елемента на спеціальних приладах потенціометрах.

Потенціометричним титруванням називають метод визначення концентрації речовини за даними потенціометричних вимірів.

Для потенціометричного титрування складають коло з індикаторного електрода, який занурюють у досліджуваний розчин, та електрода порівняння. Індикаторний електрод реагує на зміну в розчині активності визначуваного йона або йонів титранту.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вибрати правильну характеристику окисно-відновного електрода:

- а) це метал, що занурений у розчин електроліту й обмінюється з ним йонами та електронами;
- б) це інертний метал, що занурений у розчин електроліту й обмінюється з ним електронами;
- в) це інертний метал, що занурений у окисно-відновну систему і є лише провідником електронів;
- г) це інертний метал, що занурений у окисно-відновну систему й обмінюється з нею йонами та електронами.

2. Вказати, окиснена форма якої окисно-відновної системи буде найбільш сильним окисником за стандартних умов:

- а) $\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$; $\varphi^0 = 1,34$;
- б) $\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$; $\varphi^0 = -0,13$;
- в) $2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$; $\varphi^0 = 0,19$;
- г) $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$; $\varphi^0 = 1,78$.

3. Вибрати кращий окисник для перетворення Fe^{2+} за стандартних умов у Fe^{3+} , якщо стандартний потенціал $\varphi_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}}^0 = 0,771 \text{ В}$, а стандартні потенці-

али окисників вказані в дужках:

- а) KMnO_4 у кислому середовищі ($\varphi^0 = 1,51 \text{ В}$);
- б) KMnO_4 у нейтральному середовищі ($\varphi^0 = 0,58 \text{ В}$);
- в) HNO_2 ($\varphi^0 = 1,0 \text{ В}$);
- г) CuSO_4 ($\varphi^0 = 0,153 \text{ В}$).

4. Вказати пари електродів, що можуть бути застосовані в гальванічному колі для визначення рН:

- 1) скляний – хінгідронний;
 - 2) водневий – нормальний водневий;
 - 3) скляний – хлорсрібний;
 - 4) хінгідронний – каломельний.
- а) 2, 3, 4; б) 1, 3; в) 1, 2, 3; г) 1, 4.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Пояснити, в якому напрямку за стандартних умов буде самодовільно йти реакція: $2\text{NaCl} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightleftharpoons 2\text{FeSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$, якщо

$$\varphi_{\text{Cl}_2|\text{Cl}^-}^0 = 1,36\text{В}, \quad \text{а} \quad \varphi_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}}^0 = 0,771\text{В}:$$

- а) зліва направо; в) реакція взагалі не буде йти;
- б) справа наліво; г) реакція буде йти в обох напрямках.

2. Користуючись електрохімічним рядом напруг металів, вказати, які з реакцій будуть іти самодовільно за стандартних умов:

- 1) $Zn^{2+} + Cu \rightarrow Cu^{2+} + Zn$; 3) $Cd + Co^{2+} \rightarrow Cd^{2+} + Co$;
2) $Mg + Sn^{2+} \rightarrow Sn + Mg^{2+}$; 4) $2Ag + Pb^{2+} \rightarrow Pb + 2Ag^+$.
а) 1, 2, 3; б) 2, 3; в) 4; г) 2.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (С. 160 – 168, 171 – 177).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 191 – 193, 197 – 203).

3. Харченко С.В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 128 – 129, 132 – 136).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 95 – 100, 103 – 106).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 521 – 535, 540 – 547).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012 – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 191 – 193, 197 – 203).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне/.– Вінниця:НОВА КНИГА, 2008. –776 с.(С.521 –535, 540 – 547)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 7. Сорбція біологічно-активних речовин. Іонний обмін

1. Актуальність теми

Адсорбція із розчинів на поверхні твердого тіла має велике значення для життєдіяльності організмів: адсорбція субстрату на поверхні ферментного комплексу, адсорбція на мембранах клітин (15 тис. м^2 в організмі), адсорбція білків на поверхні гідрофобних частинок для перенесення їх кров'ю та транспорт кисню гемоглобіном еритроцитів.

Такі тверді адсорбенти, як активоване вугілля, та йонообмінники, застосовуються для дезінтоксикації організму (очистки організму від сторонніх речовин і отрут, які потрапили в шлунок, від шкідливих продуктів життєдіяльності та надлишкових ліків). Поверхня поділу фаз однієї таблетки активованого вугілля (0,25 г) досягає 125 м². Отже, у медичній практиці широко використовують ентеросорбенти. Адсорбційна терапія здійснюється різними методами, такими як: гемосорбція (очищення крові від токсинів), плазмосорбція, лімфосорбція, лікворосорбція (очищення спинномозкової рідини), аплікаційна сорбція, ентеросорбція.

Адсорбція застосовується також для очистки вітамінів та антибіотиків.

У медичній практиці використовуються іmobilізовані препарати, тобто ферменти, гормони, антибіотики, які закріплені на неорганічних та органічних полімерах.

Компетентності

Вміти проводити аналіз інформації, приймати обґрунтовані рішення, встановлювати відповідні зв'язки для досягнення цілей.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Знати методи застосування знань при вирішенні практичних питань.

Знати стандартні методики проведення фізико-хімічних (лабораторних) досліджень, вміти аналізувати та обґрунтовано оцінювати їх результати.

Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

2. Конкретні цілі

Робити висновки щодо поверхневої активності речовин на підставі їх будови.

Аналізувати особливості будови поверхневого шару адсорбованих молекул поверхнево активних сполук, пояснювати принципи будови біологічних мембран.

Аналізувати рівняння адсорбції та межі їх використання, розрізняти мономолекулярну та полімолекулярну адсорбцію.

Інтерпретувати закономірності адсорбції речовин із розчинів на твердій поверхні.

Пояснювати фізико-хімічні основи методів адсорбційної терапії.

Розрізняти вибірккову та іонообмінну адсорбцію електролітів.

Розраховувати та оцінювати кількісні характеристики сорбентів.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Хімія (шкільний курс)	Мати поняття про полярність молекул.
2. Математика (шкільний курс)	Вміти будувати графіки.
3. Медична біологія	Мати уявлення про клітинні мембрани, їх

4. Медична та біологічна фізика	структуру та функції. Володіти знаннями про структуру і функції біологічних мембран, проникність біологічних мембран.
5. Українська мова за професійним спрямуванням	Мати уявлення про поверхневі явища. Мати досконалі знання рідної мови. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Поверхневі явища.	Поверхневі явища – процеси, що відбуваються на межі поділу фаз у гетерогенних системах.
2. Поверхневий натяг.	Поверхневий натяг – енергія Гіббса, що приходиться на одиницю площі поверхні.
3. Поверхнево-активні речовини (ПАР).	Поверхнево-активні речовини (ПАР) – речовини, що зменшують поверхневий натяг води.
4. Поверхнево-неактивні речовини (ПНР).	Поверхнево-неактивні речовини (ПНР) – речовини, які збільшують поверхневий натяг води.
5. Правило Дюкло – Траубе.	Правило Дюкло – Траубе: <i>в гомологічному ряді карбонових кислот, спиртів, амінів при збільшенні довжини вуглеводневого ланцюга на одну –CH₂– групу поверхнева активність речовин збільшується в 3 – 3,5 рази.</i>
6. Адсорбція.	Адсорбція – самодовільний процес концентрування розчиненої речовини на межі поділу фаз.
7. Рівняння Гіббса.	Рівняння Гіббса: $\Gamma = - \frac{C}{RT} \cdot \frac{\Delta\sigma}{\Delta C}$
8. Рівняння Ленгмюра.	Рівняння Ленгмюра: $\Gamma = \Gamma_{\infty} \cdot \frac{C}{C + K}$

9. Рівняння Фрейндліха.	<p>Рівняння Фрейндліха: $\frac{x}{m} = k \cdot C^{\frac{1}{n}}$.</p>
<p>10. Адсорбційна терапія:</p> <p>а) гемосорбція;</p> <p>б) плазмосорбція;</p> <p>в) лімфосорбція;</p> <p>г) ентеросорбція;</p> <p>д) аплікаційна терапія.</p>	<p>Гемосорбція – метод безпосереднього очищення крові, при якому кров звільняють від токсинів шляхом пропускання її через колонку з адсорбентом.</p> <p>Плазмосорбція – пропускання плазми через колонку з сорбентом, після чого очищена плазма з'єднується з форменними елементами і повертається в судинне русло.</p> <p>Лімфосорбція – пропускання лімфи через колонку з сорбентом і подальше введення її в судинну систему пацієнта.</p> <p>При ентеросорбції сорбент потрапляє в ротову порожнину, проходячи через відділи системи травлення, адсорбує токсичні речовини і продукти метаболізму.</p> <p>Аплікаційна терапія сприяє загоєнню інфікованих ран і опіків, відновленню цілісності шкіри, а також слизових оболонок шляхом сорбційного поглинання токсинів із рани або зони опіку.</p>
11. Правило Панета – Фаянса.	<p>Правило Панета – Фаянса: <i>на твердій кристалічній поверхні адсорбуються йони, присутні в складі решітки або ізоморфні їм.</i></p>

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Поверхневі явища та їх значення в біології та медицині. Поверхневий натяг рідин та розчинів. Ізотерма поверхневого натягу. Поверхнево-активні та поверхнево-неактивні речовини. Поверхнева активність. Правило Дюкло – Траубе.
2. Адсорбція на межі поділу рідина – газ та рідина – рідина. Рівняння Гіббса. Орієнтація молекул поверхнево-активних речовин у поверхневому шарі. Уявлення про структуру біологічних мембран.
3. Адсорбція на межі поділу тверде тіло – газ. Рівняння Ленгмюра.
4. Адсорбція із розчину на поверхні твердого тіла. Фізична та хімічна адсорбція. Рівняння Фрейндліха.
5. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії (гемосорбція, плазмосорбція, лімфосорбція, ентеросорбція, аплікаційна терапія). Імуносорбенти.
6. Адсорбція електролітів: специфічна (вибірنا) та йонообмінна. Правило Панета – Фаянса.
7. Йонообмінники природні та синтетичні. Роль адсорбції та йонного

обміну в процесах життєдіяльності рослин і організмів.

4.3. Практична робота (завдання), що виконується студентами на занятті:

Розрахунок та оцінка кількісної характеристики сорбентів

Величину сорбції розраховують за зміною концентрацій речовини у розчині до та після сорбції:

$$\Gamma = \frac{(C_0 - C_p) \cdot V}{m},$$

де C_0 і C_p – відповідно вихідна та рівноважна концентрації речовини у розчині, моль/л;

V – об'єм розчину, л;

m – наважка сорбенту, г;

Γ – питома сорбція, тобто кількість речовини, сорбована одиницею маси сорбенту, моль/г.

Зміст теми (тези):

1. Поверхневі явища та їх значення в біології та медицині. Поверхневий натяг рідин та розчинів. Ізотерма поверхневого натягу. Поверхнево-активні та поверхнево-неактивні речовини. Поверхнева активність. Правило Дюкло – Траубе

Поверхневі явища – процеси, що відбуваються на межі поділу фаз у гетерогенних системах.

Поверхневий натяг – енергія Гіббса, що приходить на одиницю площі поверхні:

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

Ізотерма поверхневого натягу – графічна залежність поверхневого натягу від концентрації розчиненої речовини при сталій температурі.

ПАР зменшують поверхневий натяг води. До них відносяться карбонові кислоти, спирти, аміни.

ПНР збільшують поверхневий натяг води. Це деякі сильні електроліти (неорганічні кислоти, основи, солі).

Правило Дюкло-Траубе: у гомологічному ряді карбонових кислот, спиртів, амінів при збільшенні довжини вуглеводневого ланцюга на одну $-CH_2-$ групу поверхнева активність речовин збільшується в 3 – 3,5 рази.

2. Адсорбція на межі поділу рідина – газ та рідина – рідина. Рівняння Гіббса. Орієнтація молекул поверхнево-активних речовин у поверхневому шарі. Уявлення про структуру біологічних мембран

Адсорбція – самодовільний процес концентрування розчиненої речовини на межі поділу фаз.

Адсорбент – речовина, на поверхні якої відбувається адсорбція.

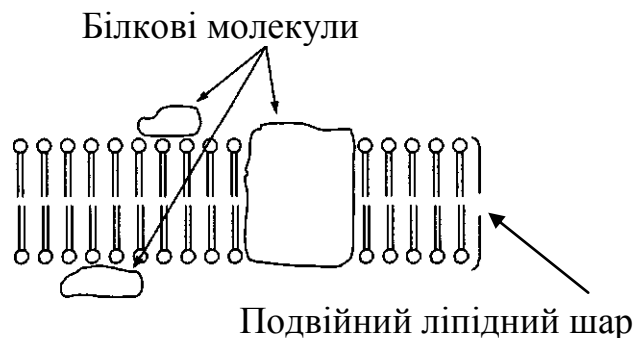
Адсорбат – речовина, яка адсорбується на поверхні адсорбенту.

Рівняння Гіббса:
$$\Gamma = - \frac{C}{RT} \cdot \frac{\Delta\sigma}{\Delta C}$$

Орієнтація молекул поверхнево-активних речовин у поверхневому шарі:

- при малих концентраціях ПАР полярні групи занурені в полярну рідину, а вуглеводневі радикали майже "лежать" на поверхні;
- зі збільшенням концентрації ПАР ланцюги піднімаються і, як результат, при певній концентрації утворюють на поверхні мономолекулярний шар ("частокіл Ленгмюра").

Клітинні мембрани являють собою подвійний шар ліпідів (гліколіпіди, холестерол та фосфоліпіди). Подвійний ліпідний шар містить в собі білкові молекули.



3. Адсорбція на межі поділу тверде тіло – газ. Рівняння Ленгмюра

Ленгмюр припустив, що:

- адсорбція відбувається лише на певних центрах поверхні;
- на кожному з центрів може адсорбуватися лише одна молекула речовини;
- енергія зв'язків, що утворюються між поверхнею та молекулами речовини, є однаковою для всіх центрів.

Рівняння Ленгмюра:
$$\Gamma = \Gamma_{\infty} \cdot \frac{C}{C+K}$$

4. Адсорбція із розчину на поверхні твердого тіла. Фізична та хімічна адсорбція. Рівняння Фрейндліха

Фізична адсорбція здійснюється за рахунок сил Ван дер Ваальса – сил міжмолекулярної взаємодії.

Хімічна адсорбція (хемосорбція) зумовлена силами хімічної природи, при цьому на межі поділу фаз утворюються поверхневі сполуки між адсорбентом та адсорбатом.

Рівняння Фрейндліха:
$$\frac{x}{m} = k \cdot C^{\frac{1}{n}}$$

5. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії (гемосорбція, плазмасорбція, лімфосорбція, ентеросорбція, аплікаційна терапія). Імуносорбенти

Гемосорбція – метод безпосереднього очищення крові, при якому кров звільняють від токсинів шляхом пропускання її через колонку з адсорбентом,

підключену до системи циркуляції крові.

Плазмосорбція полягає в пропусканні плазми, відокремленої від формених елементів крові, через колонку з сорбентом, після чого очищена плазма з'єднується з форменими елементами і повертається в судинне русло.

Лімфосорбція полягає у пропусканні лімфи, виведеної із організму через грудну лімфатичну протоку на шиї, через колонку з сорбентом і подальшому введенні звільненої від токсичних речовин лімфи в судинну систему пацієнта.

Аплікаційна терапія сприяє загоєнню інфікованих ран і опіків, відновленню цілісності шкіри, а також слизових оболонок шляхом сорбційного поглинання токсинів із рани або зони опіку.

Ентеросорбція: сорбент потрапляє в ротову порожнину, після чого, проходячи з різною швидкістю через відділи системи травлення, він адсорбує токсичні речовини і продукти метаболізму.

6. Адсорбція електролітів: специфічна (вибірنا) та йонообмінна. Правило Панета – Фаянса

Правило Панета – Фаянса: *на твердій кристалічній поверхні переважно адсорбуються йони, присутні в складі решітки або ізоморфні їм.*

Йонообмінна адсорбція – процес, при якому адсорбент та розчин обмінюються між собою в еквівалентних кількостях однойменно зарядженими йонами.

7. Йонообмінники природні та синтетичні. Роль адсорбції та йонного обміну в процесах життєдіяльності рослин і організмів

Йонообмінники – матеріали, здатні до обміну йонами з розчином:

- природні: ґрунт, глина, різні мінерали.
- синтетичні: йонообмінні смоли.

Різноманітні тканини рослинних та тваринних організмів мають катіонообмінні властивості у фізіологічному інтервалі рН.

Йонообмінні властивості притаманні структурним елементам клітин, а саме ядрам, мітохондріям, мембранам, мікосомам, сарколемам. Складовою частиною дії ферментів та функціонування біологічних мембран є йонний обмін.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вказати, які із наведених факторів впливають на адсорбцію йонів твердим адсорбентом із водного розчину:

- | | | |
|-----------------------------|------------------------|---------------------|
| 1) заряд йона; | 3) природа йона; | 5) маса адсорбента; |
| 2) ступінь гідратації йона; | 4) природа адсорбента; | 6) загальний тиск. |

2. Які із наведених речовин застосовуються у медицині як адсорбенти:

- 1) калій гексаціаноферат(III), калій перманганат;
- 2) магній гідрогенкарбонат, калій перманганат;
- 3) силікагель, активоване вугілля;
- 4) алюміній оксид, магній гідрогенкарбонат;

5) вугілля, сорбіт.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Вказати, із якого розчинника активоване вугілля (неполярний адсорбент) буде краще адсорбувати поверхнево-активну речовину. Діелектрична проникність розчинників показана в дужках.

а) із води (80); в) із ацетону (20,7);

б) із етанолу (25,2); г) із гексану (1,9).

2. Вибрати йони, які за правилом Панета – Фаянса здатні адсорбуватися на поверхні кристалічного аргентум йодиду:

а) Ag^+ ; б) I^- ; в) NO_3^- ; г) Na^+ .

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук – К.: ВСВ «Медицина», 2013 – 336 с. (С. 178 – 200).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С.206 – 233).

3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С.140 – 154).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 107 – 128).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С.562 – 594).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012. – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 206 – 233).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне/– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С. 562 – 594)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 8. Хроматографія

1. Актуальність теми

Хроматографія – метод розділення й аналізу сумішей газів, випарів, рідин або розчинених речовин за допомогою сорбційних процесів. Цей метод застосовується з метою діагностики, клінічного контролю за перебігом лікування, контролю процесу детоксикації організму при отруєннях. Це дозволяє визначати шляхи профілактики та лікування різних хвороб.

Хроматографію застосовують у токсикологічній хімії, судовій медицині, криміналістиці та гігієні.

Компетентності

Вміти проводити аналіз інформації, приймати обґрунтовані рішення, встановлювати відповідні зв'язки для досягнення цілей.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Знати методи застосування знань при вирішенні практичних питань.

Знати стандартні методики проведення фізико-хімічних (лабораторних) досліджень, вміти аналізувати та обґрунтовано оцінювати їх результати.

Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

2. Конкретні цілі

Інтерпретувати методи хроматографічного аналізу та їх роль у медико-біологічних дослідженнях.

Розділяти суміші.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Хімія (шкільний курс) 2. Українська мова за професійним спрямуванням	Мати поняття про полярність молекул. Мати досконалі знання рідної мови. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Хроматографія.	Хроматографія – фізико-хімічний метод аналізу та розділення суміші речовин, заснований на їх різному розподілі між двома фазами.
2. Класифікація хроматографічних методів аналі-	Класифікація хроматографічних методів 1) За агрегатним станом фаз:

зу.	<ul style="list-style-type: none"> - Газова хроматографія; - Рідинна хроматографія. 2) За технікою виконання: <ul style="list-style-type: none"> - Адсорбційна хроматографія; - Розподільна хроматографія; - Йонообмінна хроматографія; - Осадова хроматографія; - Гель-фільтрація. 3) За механізмом розподілу: <ul style="list-style-type: none"> - Паперова хроматографія; - Тонкошарова хроматографія; - Колонкова хроматографія; - Капілярна хроматографія.
-----	--

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Хроматографія.
2. Класифікація хроматографічних методів аналізу за агрегатним станом фаз.
3. Класифікація хроматографічних методів аналізу за технікою виконання.
4. Класифікація хроматографічних методів аналізу за механізмом розподілу.
5. Застосування хроматографії в біології та медицині.

4.3. Практичні роботи (завдання), що виконуються студентами на занятті:

Розділення сумішей хроматографічними методами

1. Проведення адсорбційної хроматографії

Розділення катіонів Fe^{3+} та Cu^{2+} проводять за допомогою адсорбційної колонкової хроматографії.

Слід підготувати колонку для хроматографії. Для цього потрібно взяти суху скляну трубку довжиною 12 – 15 см із внутрішнім діаметром біля 1 см, що має відтягнутий вузький кінець. У цей кінець заштовхати трохи вати, а потім заповнити трубку порошком алюміній оксиду на 4 – 5 см по висоті, періодично постукуючи по трубці, запобігаючи утворенню порожнеч. Підготовлену колонку вертикально закріпити у штативі.

Відібрати приблизно по 3 мл розчинів ферум(III) хлориду і купрум(II) сульфату з однаковою молярною концентрацією еквівалента, та змішати ці розчини у пробірці. Одержаний розчин обережно перелити у колонку. Знизу підставити пусту колбочку.

Через деякий час верхній шар адсорбента забарвиться у жовтий колір (катіони Fe^{3+}), а нижче утвориться блакитний шар (катіони Cu^{2+}).

Після того, як через адсорбент пройде весь розчин, для більшої наочності досліду, треба промити адсорбент невеликою кількістю води, а потім

пропустити через колонку проявлювач – розведений розчин жовтої кров'яної солі $K_4[Fe(CN)_6]$. Тоді верхній шар забарвиться у темно-синій колір, а шар катіонів Купруму – у коричневий.

Зробити висновок про залежність адсорбції катіонів на алюміній оксиді від заряду катіону. Колонку із забарвленими шарами катіонів намалювати у протоколі практичної роботи.

2. Проведення розподільної хроматографії амінокислот на папері

Коло хроматографічного паперу діаметром 12 см розкреслити олівцем на 4 сектори: у трьох секторах на відстані 0,5 см від центру олівцем намітити місця старту, а у четвертому секторі вирізати вузький язичок, що доходить майже до центру (рис. 1). Із краю фільтра в трьох секторах зробити позначки: “Гл” – гліцин, “Сум” – суміш амінокислот, “Лей” – лейцин.

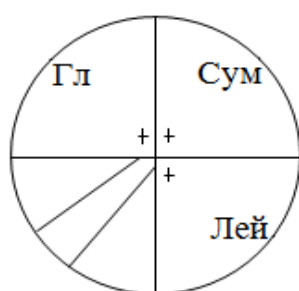


Рис. 1.



Рис. 2. Хроматограма суміші амінокислот

Потім на місця старту нанести краплі відповідних розчинів: гліцину, лейцину та суміші цих амінокислот. Краплі не повинні бути більшими, ніж 3–4 мм у діаметрі. Нанести по 3–4 краплі поступово, підсушуючи попередню пляму перед нанесенням наступної краплі.

У чашку Петрі налити розчинник, покласти фільтр таким чином, щоб відігнутий язичок був занурений у розчинник. Зверху папір накрити другою чашкою та поставити в термостат з температурою $45 - 50^\circ C$. Коли розчинник дійде майже до краю фільтра, вийняти папір, підсушити його в сушильній шафі та обробити проявником – розчином нінгідрину. Хроматограму підсушити в термостаті – на ній проявляться кольорові плями амінокислот (рис. 2).

За допомогою хроматограми визначити коефіцієнти розподілу амінокислот гліцину ($R_{f \text{ гліцину}}$) та лейцину ($R_{f \text{ лейцину}}$). Для цього потрібно лінійкою відміряти відстань від місця старту до середини плями кожної з амінокислот (r_1 та r_2) та відстань від місця старту до лінії фронту розчинника (r_p) (рис. 2). Розрахувати коефіцієнти розподілу (R_f) амінокислот за формулами:

$$R_{f \text{ гліцину}} = \frac{r_1}{r_p}, \quad R_{f \text{ лейцину}} = \frac{r_2}{r_p},$$

де r_1 – відстань від точки старту до середини плями гліцину, см;

r_2 – відстань від точки старту до середини плями лейцину, см;

r_p – відстань від точки старту до лінії фронту розчинника, см.

Оформлення протоколу лабораторної роботи:

Замалювати хроматограму, записати результати розрахунків та висновок про розподіл амінокислот у залежності від полярності молекул.

Зміст теми (тези):

1. Хроматографія

Хроматографія – фізико-хімічний метод аналізу та розділення суміші речовин, оснований на їх різному розподілі між двома фазами, одна з яких нерухома (тверде тіло або рідина), а інша – рухома (газ або рідина), яка при цьому фільтрується крізь нерухому.

2. Класифікація хроматографічних методів аналізу за агрегатним станом фаз

1) Газова хроматографія:

рухомою фазою є газ-носії (водень, гелій, аргон, азот);

а) газорідинна хроматографія: нерухомою фазою є нелетка рідина (гліцерол, поліетиленгліколь);

б) газоадсорбційна хроматографія: нерухомою фазою є твердий адсорбент (силікагель, алюміній оксид).

2) Рідинна хроматографія: рухомою фазою є рідина, а нерухомою – рідина або тверде тіло.

3. Класифікація хроматографічних методів аналізу за технікою виконання

1) Колонкова хроматографія: рухома фаза проходить крізь нерухому, що знаходиться у колонці.

2) Капілярна хроматографія заснована на застосуванні капіляру, на внутрішні стінки якого наноситься рідка нерухома фаза, крізь яку проходить рухома фаза.

3) Паперова хроматографія: розділення суміші компонентів, що знаходяться в рідкій фазі, відбувається на спеціально приготовленому папері, який виконує роль нерухомої фази.

4) Тонкошарова хроматографія заснована на використанні в ролі нерухомої фази тонкого шару адсорбенту, нанесеного на хроматографічну пластинку з інертного матеріалу (скло, алюмінієва фольга).

4. Класифікація хроматографічних методів аналізу за механізмом розподілу

1) Адсорбційна хроматографія: розділення сумішей речовин засноване на їх різній здатності до адсорбції на тому чи іншому адсорбенті (нерухомих фазі).

2) Йонообмінна хроматографія заснована на різній здатності йонів, що входять до складу суміші, яка аналізується, обмінюватися з йонами, що входять до складу йонообмінника (нерухомої фази).

3) Розподільна хроматографія заснована на властивості речовин розподілятися між нерухомою фазою (рідиною) та рухомою (газом чи рідинами).

ною), у відповідності до їх коефіцієнтів розподілу.

4) Гель-фільтрація (метод молекулярних сит) заснована на різній здатності речовин проникати у пори геля, що виконує роль нерухомої фази.

5) Афинна (біоспецифічна) хроматографія: розділення сумішей речовин засноване на властивості певних сполук "впізнавати" в суміші лише "свої" речовини і взаємодіяти з ними.

6) Осадова хроматографія заснована на різниці в розчинності осадів, що утворюються в результаті хімічної взаємодії компонентів суміші з речовиною нерухомої фази.

5. Застосування хроматографії в біології та медицині

Хроматографія застосовується з метою діагностики, клінічного контролю за перебігом лікування, контролю процесу детоксикації організму при отруєннях. Хроматографію застосовують у токсикологічній хімії, судовій медицині, криміналістиці та гігієні.

Застосування хроматографії дозволяє практично миттєво визначити вміст в крові алкоголю, наркотиків, летких речовин, що викликають токсикоманію. Цей метод використовується також і для допінг-контролю (виявлення стимулюючих речовин в організмі спортсменів).

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вибрати процеси, що лежать в основі хроматографічних методів дослідження:

- а) йонний обмін;
- б) розчинення в воді;
- в) адсорбція;
- г) випаровування;
- д) кристалізація;
- е) розподіл між двома фазами.

2. Вибрати методи хроматографічного аналізу, що базуються на розподілі компонентів суміші між двома рідкими фазами:

- а) газоадсорбційна хроматографія;
- б) паперова хроматографія;
- в) гель-фільтрація;
- г) адсорбційна колонкова хроматографія;
- д) тонкошарова хроматографія;
- е) йонообмінна хроматографія.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Вказати, що характеризує величина коефіцієнту розподілу в паперовій хроматографії:

- а) відношення розчинностей компонентів у розчиннику;
- б) відношення розчинностей компонентів у нерухомій фазі;
- в) відношення швидкостей руху компонентів суміші;
- г) відношення шляху, пройденого компонентом суміші, до шляху розчинника.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук – К.: ВСВ «Медицина», 2013 – 336 с. (С. 178 – 205).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 206 – 237).

3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 140 – 160).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 107 – 128).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К. : Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 562 – 601).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012. – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С.206 – 237)).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне/.– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С.562 – 601)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 9. Одержання очистка та властивості колоїдних розчинів

1. Актуальність теми

Окрема клітина живого організму є гетерогенною колоїдною системою. Кров, протоплазма, м'язові і нервові клітини, біологічні мембрани, волокна, гени, віруси – це колоїдні утворення. Колоїдно-хімічні процеси лежать в основі харчування, росту та розвитку рослинних і тваринних організмів а також людини.

Вивчення властивостей колоїдних систем і методів їх одержання дозволяє розуміти складні процеси життєдіяльності організмів та розробляти моделі клітин, живих мембран, нервових волокон, транспорту кисню тощо.

Вивчення методів очистки колоїдних розчинів сприяло впровадженню в медичну практику таких методів діагностики та лікування, як електрофорез, компенсаційний діаліз, вивідіаліз а також апарату “штучна нирка”.

Дуже актуальною є проблема охорони довкілля. Очищення та регене-

рація стічних промислових і побутових вод, уловлювання забруднювачів атмосфери, руйнування димів – усі ці процеси ґрунтуються на законах фізичної та колоїдної хімії.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Знати стандартні методики проведення фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Вміти аналізувати та обґрунтовано оцінювати результати фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Нести відповідальність за прийняття рішення щодо оцінювання результатів фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії.

Здатність до здійснення саморегуляції, ведення здорового способу життя, здатність до адаптації та дії в новій ситуації.

Прагнення до збереження навколишнього середовища. Вносити пропозиції відповідним органам та установам щодо заходів по збереженню та охороні навколишнього середовища.

2. Конкретні цілі

Складати і писати будову міцели.

Готувати колоїдні розчини.

Визначати знак заряду частинок дисперсної фази.

Оформлювати результати лабораторної роботи у вигляді протоколу.

Аналізувати принципи методів одержання та очищення колоїдно-дисперсних розчинів.

Пояснювати фізико-хімічні основи гемодіалізу.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Медична біологія	Структурно-хімічна і функціональна організація еукаріотів (цитоплазма і цитоскелет – колоїд; броунівський рух).
2. Анатомія	Нирка.
3. Медична та біологічна	Подвійний електричний шар (ПЕШ).

<p>фізика</p> <p>4. Іноземна мова за професійним спрямуванням</p>	<p>Коливання і хвилі. Звук, ультразвук. Електроди. Фотометрія. Взаємодія світла з речовиною. Фізичні процеси в біооб'єктах під дією електричних і магнітних полів. Електрокінетичні явища. Електрофорез. Формула Смолуховського для розрахунку дзета-потенціалу. Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою. Застосовувати іноземну мову в професійній діяльності.</p>
---	--

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Дисперсна система.	<p>Дисперсною називають систему, в якій дрібні частинки (дисперсна фаза) розподілені у дисперсійному середовищі (безперервному і більшому за масою).</p>
2. Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Грубодисперсні ($10^{-7} - 10^{-4}$ м). 2. Високодисперсні (колоїдні розчини (золі)) ($10^{-9} - 10^{-7}$ м). 3. Молекулярно-дисперсні ($< 10^{-9}$ м).
3. Будова колоїдних частинок.	<p>Колоїдна частинка (міцела) має агрегат, ядро, гранулу.</p>
4. Електрокінетичний потенціал колоїдної частинки.	<p>Електрокінетичний потенціал колоїдної частинки – це потенціал, який виникає в подвійному електричному шарі на межі ковзання частинки відносно рідини (на межі гранула – дифузний шар).</p>
5. Методи одержання колоїдних розчинів.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Диспергаційні методи. 2. Конденсаційні методи: <ol style="list-style-type: none"> 1) Методи фізичної конденсації: <ol style="list-style-type: none"> а) конденсація пари; б) метод заміни розчинника; 2) Методи хімічної конденсації:

<p>6. Методи очистки колоїдних розчинів.</p> <p>7. Апарат "штучна нирка".</p> <p>8. Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем.</p> <p>9. Оптичні властивості колоїдних систем.</p> <p>10. Електрофорез.</p>	<p>а) реакція подвійного обміну; б) реакція гідролізу; в) окисно-відновна реакція.</p> <p>3. Пептизація.</p> <p>1. Діаліз здійснюють у діалізаторі, що складається з двох посудин, розділених напівпроникною мембраною.</p> <p>2. Електродіаліз.</p> <p>3. Компенсаційний діаліз.</p> <p>4. Вівідіаліз.</p> <p>5. Ультрафільтрація.</p> <p>Гемодіаліз.</p> <p>1. Броунівський рух.</p> <p>2. Дифузія.</p> <p>3. Осмотичний тиск.</p> <p>1. Розсіювання світла.</p> <p>2. Поглинання світла.</p> <p>Електрофорез – це спрямований рух частинок дисперсної фази відносно нерухомого дисперсійного середовища у постійному електричному полі.</p>
--	--

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності.
2. Колоїдний стан. Ліофільні та ліофобні колоїдні системи.
3. Будова колоїдних частинок.
4. Подвійний електричний шар. Електрокінетичний потенціал колоїдної частинки.
5. Методи одержання колоїдних розчинів.
6. Методи очистки колоїдних розчинів:
 - а) діаліз;
 - б) електродіаліз;
 - в) компенсаційний діаліз;
 - г) вівідіаліз;
 - д) ультрафільтрація;
 - е) гемодіаліз та апарат "штучна нирка".
7. Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем (броунівський рух, дифузія, осмотичний тиск).

8. Оптичні властивості колоїдних систем.
9. Електрофорез, його застосування в дослідницькій та клініко-лабораторній практиці. Рівняння Гельмгольца-Смолуховського.

4.3. Практичні роботи (завдання), що виконуються студентами на занятті:

1. Одержання золю сірки методом заміни розчинника

Налити в пробірку 10 мл дистильованої води і додати 1 мл розчину сірки в етиловому спирті, одержаний тривалим настоюванням. Сірка розчиняється в спирті, утворюючи істинний розчин, і не розчиняється у воді, утворюючи колоїдну систему.

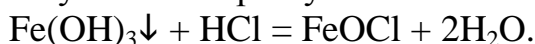
2. Одержання золю ферум(III) гідроксиду методом гідролізу

Налити в конічну колбу 50 мл дистильованої води і довести її до кипіння. Відібрати мірною пробіркою 5 мл розчину FeCl_3 ($W = 5\%$) і поступово влити цей розчин у дистильовану воду, що кипить.

За умови високої температури відбувається повний гідроліз ферум(III) хлориду з утворенням ферум(III) гідроксиду:

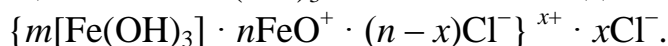


Продукти гідролізу частково реагують між собою:



Оксоферум хлорид (FeOCl), що утворився, стає стабілізатором колоїдних частинок.

Формула міцели золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ має такий вигляд:



Утворюється прозорий золь червоно-коричневого кольору.

3. Одержання золю берлінської лазурі за реакцією подвійного обміну

Налити у пробірку 10 мл розчину жовтої кров'яної солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ($W = 0,1\%$) і додати 1 – 2 краплі розчину ферум(III) хлориду ($W = 2\%$). Утворюється блакитний прозорий колоїдний розчин берлінської лазурі $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$.

Написати рівняння реакції взаємодії жовтої кров'яної солі з ферум(III) хлоридом. Написати й обґрунтувати формулу міцели добутого золю, враховуючи, що гранула має від'ємний заряд.

4. Одержання золю ферум(III) гідроксиду методом пептизації

Відміряти у колбу 50 мл дистильованої води і додати 2 мл розчину FeCl_3 ($W = 5\%$). Потім поступово додавати розчин амоніаку ($W = 5\%$) до одержання стійкого амоніачного запаху. Внаслідок реакції утворюється бурий осад $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Після відстоювання осаду верхній шар рідини обережно злити, намагаючись не скаламутити розчин (декантація). До осаду додати приблизно 30 мл дистильованої води, збовтати, дати відстоятися і знову злити розчин над осадом. Таке промивання осаду (декантацію) проробити тричі.

Взяти дві невеликі порції промитого осаду (об'ємом приблизно 1 мл) і

помістити в дві пробірки. У першу пробірку додати 10 мл води, а в другу – 3 мл води та 2 мл розчину FeCl_3 ($W = 5\%$).

Написати рівняння реакції одержання осаду ферум(III) гідроксиду.

Скласти формулу міцели золю, що утворюється внаслідок пептизації у другій пробірці.

Визначати знак заряду частинок дисперсної фази.

Оформити результати лабораторної роботи у вигляді протоколу.

Зміст теми (тези):

1. Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності

Дисперсною називають систему, в якій дрібні частинки (дисперсна фаза) розподілені у дисперсійному середовищі (безперервному і більшому за масою).

Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності:

1. Грубодисперсні ($10^{-7} - 10^{-4}$ м).

2. Високодисперсні (колоїдні розчини (золі)) ($10^{-9} - 10^{-7}$ м).

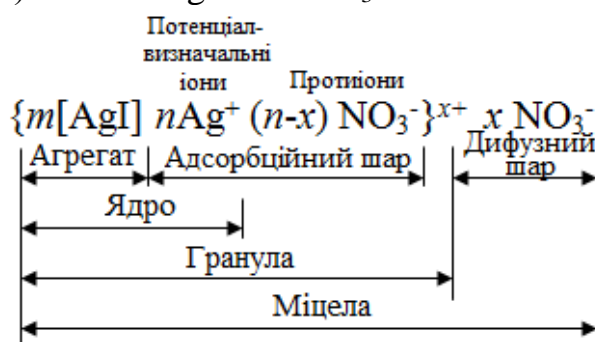
3. Молекулярно-дисперсні ($< 10^{-9}$ м).

2. Колоїдний стан. Ліофільні та ліофобні колоїдні системи

Ліофільні дисперсні системи – це такі системи, в яких відбувається сильна взаємодія частинок дисперсної фази з дисперсійним середовищем, тобто здійснюється сольватація (гідратація) часточок.

У ліофобних системах взаємодія дисперсної фази і середовища слаба.

3. Будова колоїдних частинок



Формула міцели золю аргентум йодиду

4. Подвійний електричний шар. Електрокінетичний потенціал колоїдної частинки

Подвійний електричний шар (ПЕШ) утворюють потенціалвизначальні іони та протиіони міцели.

Електрокінетичний потенціал колоїдної частинки – це потенціал, який виникає в ПЕШ на межі ковзання частинки відносно рідини (на межі гранула – дифузний шар).

5. Методи одержання колоїдних розчинів

1. Диспергаційні методи полягають у подрібненні, роздавлюванні, розтиранні великих частинок до дрібних у подрібнювачах, млинах.

Акустичні методи ґрунтуються на використанні спрямованого ультра-

звукового поля, тобто коливань великої частоти.

2. Конденсаційні методи:

1) Методи фізичної конденсації:

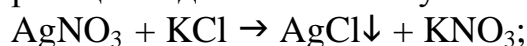
а) конденсація пари:

Суть методу полягає в тому, що одночасно у вакуумі випаровують дисперсну фазу і дисперсійне середовище. Змішана пара потім охолоджується і конденсується.

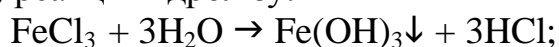
б) метод заміни розчинника дозволяє одержати колоїдні розчини сірки тощо. Якщо спиртовий розчин сірки вилити у воду, то відбувається агрегація молекул сірки і утворюється золь сірки у воді.

2) Методи хімічної конденсації:

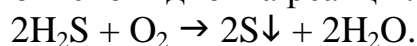
а) реакція подвійного обміну:



б) реакція гідролізу:



в) окисно-відновна реакція:



3. Пептизація – процес переведення свіжоприготованого осаду в колоїдний стан під впливом зовнішнього фактору.

6. Методи очистки колоїдних розчинів:

а) діаліз здійснюють у діалізаторі, що складається з двох посудин, розділених напівпроникною мембраною;

б) електродіаліз – процес очищення колоїдних розчинів від домішок електролітів в електродіалізаторі, що складається з трьох камер. Середня камера, в яку наливають колоїдний розчин, відокремлена від бокових камер напівпроникними мембранами. У бокові камери занурюють електроди, з'єднані з джерелом постійного струму. Йони виносяться з проточною водою, яка циркулює у бокових камерах;

в) компенсаційний діаліз полягає в тому, що рідина в діалізаторі омивається не чистим розчинником, а розчинами низькомолекулярних речовин з такою концентрацією, яку необхідно зберегти в колоїдному розчині;

г) вивідіаліз – це метод вилучення низькомолекулярних речовин із біологічних рідин з метою очистки чи аналізу, при якому біологічна рідина проходить через апарат для діалізу по трубках з напівпроникними стінками, які омиваються фізіологічним розчином. Шкідливі речовини виводяться із крові в оточуючий розчин;

д) ультрафільтрація – це фільтрація колоїдного розчину через мембрану при підвищеному зовнішньому тиску чи у вакуумі;

е) гемодіаліз та апарат "штучна нирка":

За принципом вивідіалізу проводять гемодіаліз в апараті "Штучна нирка" при гострій нирковій недостатності, отруєнні, токсикозах вагітних тощо.

7. Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем (броунівський рух, дифузія, осмотичний тиск)

Броунівський рух – це тепловий хаотичний рух частинок, що виникає внаслідок зіткнення молекул розчинника з колоїдними частинками.

Дифузія – це процес самочинного вирівнювання концентрації частинок у всьому об'ємі дисперсної системи.

Осмотичний тиск пропорційний кількості частинок розчиненої речовини в одиниці об'єму розчину і не залежить від природи і маси частинок.

8. Оптичні властивості колоїдних систем

Розсіювання світла.

Поглинання світла.

9. Електрофорез, його застосування в дослідницькій та клініко-лабораторній практиці. Рівняння Гельмгольца-Смолуховського

Електрофорез – це спрямований рух частинок дисперсної фази відносно нерухомого дисперсійного середовища у постійному електричному полі.

Рівняння Гельмгольца-Смолуховського:

$$v = \varepsilon_0 \frac{\varepsilon \zeta E}{\eta}.$$

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вибрати правильне визначення колоїдних розчинів:

- а) дисперсні системи з різним дисперсійним середовищем;
- б) дисперсні системи з діаметром частинок дисперсної фази $10^{-9} - 10^{-7}$ м;
- в) дисперсні системи з твердою дисперсною фазою;
- г) дисперсні системи, що за розміром частинок дисперсної фази належать до гомогенних систем.

2. Вказати, які йони адсорбуються на поверхні агрегату при утворенні міцели:

- а) йони, що мають заряд, протилежний заряду агрегату;
- б) йони, концентрація яких у даному розчині максимальна;
- в) йони, які не входять до складу агрегату;
- г) йони, які здатні добудовувати кристалічну ґратку агрегату.

3. Пояснити, які процеси лежать в основі пептизації:

- а) в основі пептизації лежить гідроліз пептидних зв'язків під дією дисперсійного середовища;
- б) в основі пептизації лежить хімічне розчинення осаду внаслідок реакції з електролітом, який додається;
- в) в основі пептизації лежить утворення колоїдної частинки внаслідок адсорбції йонів електроліту на частинках осаду;
- г) в основі пептизації лежить промивання осаду розчинником.

4. Вказати, який метод найбільш доцільно застосувати для очищення колоїдного розчину від домішок електролітів:

- а) фільтрацію; б) діаліз; в) електродіаліз; г) вивідіаліз.

5. Вказати, на якому методі очищення колоїдних розчинів ґрунтується робота апарату “штучна нирка”:

- а) ультрафільтрація; в) електродіаліз;
б) діаліз; г) компенсаційний діаліз.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Обґрунтувати формулу міцели золю, який утворюється при змішуванні 15,0 мл розчину з молярною концентрацією KCl 0,025 моль/л та 85,0 мл розчину з молярною концентрацією AgNO_3 0,005 моль/л.

Визначити знак заряду частинок дисперсної фази.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (С. 208 – 230).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 240 – 271).

3. Харченко С.В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 160 – 176).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 128 – 139).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 603 – 657).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012 – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 240 – 271).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне/.– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С. 603 – 657)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 10. Коагуляція колоїдних розчинів

1. Актуальність теми

Усі біологічні рідини організму: кров, внутрішньоклітинна рідина, лімфа, сеча, спинномозкова рідина та інші є складними дисперсними системами. Для них дуже важливими факторами є сталість рН, електролітного та бі-

лкового складу. Зміна цих параметрів може призвести до коагуляції гідрофобних частинок, еритроцитів та білків.

Коагуляційні процеси відбуваються і при зсіданні крові – комплекси ферментативних реакцій, що, з одного боку, забезпечують мінімальну втрату крові, а з другого – викликають утворення тромбів у кровоносних судинах.

У багатьох випадках у клінічних лабораторіях виконують комплекс аналізів по дослідженню зсідання крові (коагуляційного гемостазу), а до складу загального клінічного аналізу крові входить визначення ШОЕ (швидкості осідання еритроцитів).

Знання особливостей коагуляційних процесів важливі при консервації й зберіганні крові, застосуванні сучасних тромборезистентних матеріалів.

Явище колоїдного захисту має велике значення для нормального функціонування організму. Білки, полісахариди та деякі інші природні полімери адсорбуються на поверхні колоїдних гідрофобних частинок, збільшують їх гідрофільність і підвищують стабільність, захищаючи від коагулюючої дії електролітів. Частинки жиру, холестерину, нерозчинних фосфатів, уратів та оксалатів Кальцію знаходяться в рідині організму в такому “захищеному” стані. Захисна дія білків сприяє підвищенню концентрації нерозчинних речовин: протейни сироватки крові збільшують “розчинність” кальцій карбонату майже в п’ять разів, високий вміст в молоці кальцій фосфату також пов’язаний з захисною дією білків. Деякі патологічні процеси, а також старіння організму, змінюють концентрацію та захисні властивості білків і полісахаридів, що призводить до утворення холестеринових бляшок на стінках судин, каменів у нирках, сечовому та жовчному міхурах.

Явище колоїдного захисту використовується при виготовленні лікарських засобів. У медицині широко застосовують золі срібла (коларгол, протаргол, лізергін), золота, ртуті та радіоактивних ізотопів, які захищені альбумінами, казеїном, желатиною, декстрином і пектинами.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово.

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії.

Здатність до здійснення саморегуляції та ведення здорового способу життя, здатність до адаптації та дії в новій ситуації.

Визначеність і наполегливість щодо поставлених завдань.

Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Прагнення до збереження навколишнього середовища.

Здатність до оцінювання результатів лабораторних та практичних досліджень.

Здатність розв’язувати типові задачі та вирішувати практичні проблеми

у процесі навчання.

2. Конкретні цілі

Пояснювати фізико-хімічні основи коагуляції колоїдних розчинів та визначення порогу коагуляції.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Хімія (шкільний курс)	Мати уявлення про полімери. Вміти характеризувати йони (заряд, радіус).
2. Медична біологія	Мати уявлення про білки і полісахариди як природні полімери.
3. Українська мова за професійним спрямуванням	Володіти знаннями рідної мови. Бути здатним спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово.
4. Безпека життєдіяльності, основи біоетики та біобезпеки	Прагнути до збереження навколишнього середовища.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Стійкість дисперсної системи.	Стійкість дисперсної системи – це здатність зберігати незмінними розміри частинок дисперсної фази та їх рівномірний розподіл в дисперсійному середовищі.
2. Коагуляція.	Коагуляція – це процес зменшення дисперсності системи за рахунок укрупнення частинок дисперсної фази.
3. Поріг коагуляції.	Поріг коагуляції – це мінімальна концентрація електроліту, що спричиняє явну коагуляцію золю.
4. Правило Шульце – Гарді.	Правило Шульце – Гарді: <i>Коагулюючу дію виявляють не всі йони електроліту, а лише той йон, який має заряд протилежний знаку заряду колоїдної частинки (гранули).</i>

5. Гетерокоагуляція.	Гетерокоагуляція – це агрегація частинок, що відрізняються за складом або величиною.
6. Колоїдний захист.	Колоїдний захист – це явище підвищення стійкості золів шляхом додавання високомолекулярних сполук (ВМС).
7. Захисне число.	Захисне число – це маса (в міліграмах) сухої високомолекулярної речовини, яка здатна захистити 10 мл золю від коагуляції при добавлянні до нього 1 мл розчину натрій хлориду з масовою часткою NaCl, що дорівнює 10 %.
8. Грубодисперсні системи: а) аерозолі; б) суспензії; в) емульсії.	Грубодисперсні системи – це системи, в яких частинки дисперсної фази мають розмір $10^{-4} - 10^{-7}$ м. а) аерозолі – це системи з рідкою або твердою дисперсною фазою та газоподібним дисперсійним середовищем; б) суспензії – це системи з твердою дисперсною фазою і рідким дисперсійним середовищем; в) емульсії – це дисперсні системи, які складаються з двох рідин різної полярності, що не змішуються.

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Кінетична та агрегативна стійкість ліозолей. Фактори стійкості.
2. Коагуляція. Механізм коагулюючої дії електролітів.
3. Поріг коагуляції, його визначення.
4. Правило Шульце-Гарді.
5. Процеси коагуляції при очистці питної води та стічних вод.
6. Колоїдний захист.
7. Класифікація аерозолів, методи одержання.
8. Властивості аерозолів.
9. Застосування аерозолів в клінічній та санітарно-гігієнічній практиці.
10. Токсична дія деяких аерозолей. Порошки.
11. Суспензії, методи одержання та властивості.
12. Пасти, їх медичне застосування.
13. Емульсії, методи одержання та властивості.
14. Типи емульсій. Застосування емульсій в клінічній практиці.
15. Емульгатори. Біологічна роль емульгування.
16. Напівколоїдні мила, детергенти. Міцелоутворення в розчинах на-

півколоїдів.

Розрахункові та ситуаційні задачі, що виконуються студентами на занятті:

1. Золь аргентум йодиду, одержаний за реакцією: $KI + AgNO_3 \rightarrow AgI + KNO_3$ при деякому надлишку KI, коагулюють розчинами калій сульфату і кальцій ацетату. Коагулююча дія якого електроліту сильніша?

2. Гідрозоль $Al(OH)_3$ стабілізований надлишком $AlCl_3$. Який об'єм (у літрах) K_2CrO_4 з концентрацією 0,005 моль/л потрібно додати до 0,05 л золю, щоб викликати його явну коагуляцію? Який йон електроліту чинить коагулюючу дію? Поріг коагуляції $Al(OH)_3$ дорівнює 0,15 ммоль/л.

3. Обчислити поріг коагуляції, якщо на коагуляцію колоїдних частинок, що містяться в 230,0 мл стічних вод, витрачено 4,0 мл розчину $Al_2(SO_4)_3$ з концентрацією 0,15 моль/л.

Зміст теми (тези):

1. Кінетична та агрегативна стійкість ліозолей. Фактори стійкості

Стійкість дисперсної системи – це здатність зберігати незмінними розміри частинок дисперсної фази та їх рівномірний розподіл у дисперсійному середовищі.

Кінетична (седиментаційна) стійкість зумовлена здатністю системи протидіяти осіданню (седиментації) частинок при дії сили тяжіння.

Агрегативна стійкість – це здатність системи зберігати незмінним початковий розмір частинок дисперсної фази, тобто протидіяти злипанню (агрегації) частинок.

Фактори стійкості:

1) електростатичний (зумовлений наявністю заряду колоїдних частинок);

2) сольватний (зумовлений утворенням на поверхні частинок сольватних шарів);

3) ентропійний (виникає внаслідок адсорбції ПАР на поверхні частинок);

4) структурно-механічний (виникає внаслідок адсорбції поверхнево-активних речовин, таких як білки, глікозиди, похідні целюлози, мила).

2. Коагуляція. Механізм коагулюючої дії електролітів

Коагуляція – це процес зменшення дисперсності системи за рахунок укрупнення частинок дисперсної фази.

Можливі два механізми коагуляції:

1) Нейтралізаційна (адсорбційна) коагуляція золів відбувається при додаванні й адсорбції електролітів, йони яких мають заряд, протилежний до заряду потенціалвизначальних йонів колоїдних частинок.

2) Концентраційна коагуляція золів спостерігається при додаванні електролітів, які не можуть адсорбуватись на частинках.

Коагуляцію, викликану сумішами двох чи більше електролітів, супро-

воджують такі явища:

- *адитивність* – сумарна коагулююча дія електролітів;
- *антагонізм* – послаблення коагулюючої дії одного йона за наявності іншого;
- *синергізм* – підсилення коагулюючої дії одного електроліта іншим.

3. Поріг коагуляції, його визначення

Поріг коагуляції – це мінімальна концентрація електроліту, що спричиняє явну коагуляцію золю.

Обчислюють поріг коагуляції за формулою:

$$C_{\text{пор}} = \frac{V_{\text{ел}} \cdot C_{\text{min}}}{V_{\text{золю}} + V_{\text{ел}}},$$

де $C_{\text{пор}}$ – поріг коагуляції, ммоль/л;
 $V_{\text{ел}}$ – об'єм електроліту, що спричинив коагуляцію, мл;
 C_{min} – молярна концентрація еквівалента електроліту, ммоль/л;
 $V_{\text{золю}}$ – об'єм золю, мл.

4. Правило Шульце-Гарді

Коагулюючу дію виявляють не всі йони електроліту, а лише той йон, який має заряд, протилежний знаку заряду колоїдної частинки (гранули). Коагулююча сила йона електроліту збільшується зі збільшенням його заряду.

5. Процеси коагуляції при очистці питної води та стічних вод

Гетерокоагуляція – це агрегація частинок, що відрізняються за складом або величиною. Гетерокоагуляція лежить в основі методу очищення води. На водоочисних станціях до води додають солі алюміній сульфату або ферум(III) хлориду. Вони є добрими коагуляторами. Ці солі не тільки зменшують агрегативну стійкість системи внаслідок зниження електростатичного бар'єру негативно заряджених частинок ґрунту, мікрофлори тощо, але викликають і гетерокоагуляцію, причому це роблять не самі солі, а продукти їх гідролізу, які утворюють позитивно заряджені солі ферум(III) та алюміній гідроксидів.

6. Колоїдний захист

Явище підвищення стійкості золів шляхом додавання високомолекулярних сполук (ВМС) називають **колоїдним захистом**. Здатність ВМС захищати золі від коагуляції кількісно характеризують **захисним числом**.

Захисне число дорівнює масі (в міліграмах) сухої високомолекулярної речовини, яка здатна захистити 10 мл золю від коагуляції при добавлянні до нього 1 мл розчину натрій хлориду з масовою часткою NaCl, що дорівнює 10%.

Біологічна роль колоїдного захисту

Кров і сеча є захищеними колоїдами. Білки захищають гідрофобні частинки кальцій карбонату і кальцій фосфату, холестеролу, краплинки жиру та інших малорозчинних у воді речовин від коагуляції.

7. Класифікація аерозолів, методи одержання

Грубодисперсні системи – це системи, в яких частинки дисперсної фази мають розмір $10^{-4} - 10^{-7}$ м.

До них належать аерозолі, суспензії, емульсії.

Аерозолі – це дисперсні системи з газоподібним дисперсійним середовищем та рідкою або твердою дисперсною фазою.

Класифікація аерозолів за агрегатним станом дисперсної фази:

- *тумани* – системи, в яких дисперсною фазою є рідина;
- *дим і пил* – системи з твердою дисперсною фазою;
- *смог* – аерозоль, що утворюється при згорянні твердих чи рідких речовин, що є одночасно і димом, і туманом.

Методи одержання аерозолів поділяють на **диспергаційні** та **конденсаційні**. Методи диспергування базуються на подрібненні твердих тіл або розпиленні рідин. За допомогою методів диспергування одержують аерозолі з різними розмірами частинок дисперсної фази. Високодисперсні аерозолі, що практично однорідні за розмірами частинок, отримують методами конденсації.

8. Властивості аерозолів

Фотофорез – це спрямований рух частинок дисперсної фази в аерозолях в напрямку світлового променя.

Термофорез – це явище спрямованого руху частинок дисперсної фази аерозолю від нагрітих тіл.

Термопреципітація – це процес осадження частинок дисперсної фази аерозолю на холодних поверхнях внаслідок термофорезу.

9. Застосування аерозолів в клінічній та санітарно-гігієнічній практиці

Аерозолі широко застосовують в медичній практиці. При лікуванні інфекційних захворювань легень а також при запаленнях верхніх дихальних шляхів використовують інгаляції антибіотиків (пеніциліну, стрептоміцину, гентаміцину тощо).

10. Токсична дія деяких аерозолей. Порошки

Промислові аерозолі, що утворюються в процесі видобування руд та вугілля, подрібненні матеріалів, виробництві цементу та спалюванні палива, завдають шкоди природі та загрожують здоров'ю людини.

Порошки – це грубодисперсні системи з твердою дисперсною фазою в газоподібному дисперсійному середовищі.

11. Суспензії, методи одержання та властивості

Суспензії – це грубодисперсні системи з твердою дисперсною фазою і рідким дисперсійним середовищем.

Методи одержання суспензій – диспергаційні та конденсаційні.

Суспензіям не властива дифузія, осмос, броунівський рух. Світло, проходячи через суспензію не розсіюється, а відбивається.

12. Пасти, їх медичне застосування

Пасти – це грубодисперсні системи з великою концентрацією твердої дисперсної фази (25 – 75 %) у рідкому дисперсійному середовищі. Пасти мають велику в'язкість та міцність.

Пасти переважно застосовують зовнішньо у стоматології, дерматології,

косметології.

13. Емульсії, методи одержання та властивості

Емульсії – це дисперсні системи, які складаються з двох рідин різної полярності, що не змішуються.

Методи одержання емульсій:

- диспергування (збовтування, перемішування);
- ультразвукове диспергування;
- конденсація.

Властивості емульсій:

Емульсії агрегативно нестійкі, і краплини дисперсної фази самовільно зливаються. Цей процес називають **коалесценцією**. Вона призводить до повного розшарування емульсії на дві фази.

В емульсіях також можливе утворення агрегатів декількох краплин, які не зливаються, а існують індивідуально, і за певних умов можуть розпастися. Цей процес називають **флокуляцією**.

Агрегативна нестійкість емульсій призводить до **седиментації**, внаслідок чого краплини дисперсної фази осідають або спливають в залежності від їх дисперсності, різниці в густині та в'язкості фаз, що їх утворили.

14. Типи емульсій. Застосування емульсій в клінічній практиці

Розрізняють два типи емульсій:

Прямі (емульсії першого роду), в яких дисперсною фазою є масло, а дисперсійним середовищем – вода. Вони позначаються через м/в.

Зворотні (емульсії другого роду), що складаються з неполярного дисперсійного середовища (масла) та полярної дисперсної фази (вода). Вони позначаються через в/м.

15. Емульгатори. Біологічна роль емульгування

Емульгатори – це поверхнево-активні речовини, високомолекулярні сполуки, додавання яких до емульсії сприяє підвищенню її стійкості.

Біологічна роль емульгування

При перетравлюванні жирів їжі спостерігається їх самочинне емульгування солями жовчних кислот, що поступають із печінки через жовчовивідні протоки в кишечник.

У медицині лікарські речовини у вигляді емульсії М/В використовують для внутрішнього вживання та для ін'єкції, а емульсії В/М – для зовнішнього.

16. Напівколоїдні мила, детергенти. Міцелоутворення в розчинах напівколоїдів

Напівколоїди при малих концентраціях утворюють істинні розчини, а при збільшенні концентрації – міцелярний колоїдний розчин. Цей процес самочинний і оборотний.

Детергенти – це поверхнево-активні синтетичні мийні засоби.

Солюбілізація – це процес колоїдного розчинення в міцелярних системах сполук, не розчинних у певному розчиннику.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вказати фактори, що зумовлюють стійкість колоїдних розчинів:

- 1 – знак заряду частинки;
- 2 – величина заряду частинки;
- 3 – товщина дифузного шару;
- 4 – вид йонів у дифузному шарі;
- 5 – броунівський рух колоїдних частинок;
- 6 – величина електрокінетичного потенціалу.

а) 1, 2, 3, 6; б) 2, 3, 5, 6; в) 1, 2, 4, 5; г) 1, 3, 4, 5.

2. Вибрати фактори, що викликають коагуляцію золю:

- 1 – зміна температури;
- 2 – додавання розчинника;
- 3 – зміна тиску;
- 4 – додавання електроліту;
- 5 – додавання водовіднімаючих засобів.

а) 1, 2, 3; б) 1, 3, 4; в) 1, 4, 5; г) 2, 3, 5.

3. Вибрати фактори, від яких залежить поріг коагуляції та коагулююча здатність йонів:

- а) концентрація йона;
- б) ступінь гідратації йона;
- в) заряд йона;
- г) температура.

4. Вибрати правильну характеристику явища антагонізму йонів при взаємній коагуляції:

- а) неможливість йонів існувати одночасно в одному розчині внаслідок реакції між ними;
- б) зниження розчинності йонів при спільній присутності в розчині;
- в) зниження порогів коагуляції йонів при спільній коагуляції;
- г) зниження коагулюючої здатності йонів при спільній коагуляції.

5. Вибрати відповідь, що правильно пояснює суть захисної дії ВМС:

- а) молекули ВМС адсорбуються на поверхні колоїдних частинок і збільшують їх розміри, підвищуючи стабільність колоїдної системи;
- б) молекули ВМС, одночасно адсорбуючись на декількох колоїдних частинках, сприяють утворенню більших за розмірами агрегатів;
- в) молекули ВМС адсорбують на своїй поверхні йони електролітів, запобігаючи коагуляції колоїдної системи;
- г) молекули ВМС, адсорбуючись на поверхні колоїдних частинок, сприяють утворенню більшої за розмірами гідратної оболонки.

6. Вибрати речовини, які в організмі людини виконують захисну дію:

- а) електроліти;
- б) холестерин;
- в) білки;
- г) полісахариди.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Золь ферум(III) гідроксиду, частинки якого заряджені позитивно, коагулюють електролітами. Який з наведених електролітів має найбільшу здатність до коагуляції:

- а) натрій фосфат;
- б) калій хлорид;
- в) алюміній карбонат;

- г) ферум(II) сульфат;
- д) алюміній нітрат.

2. Вказати, до якого електрода будуть рухатися частинки золю при електрофорезі, якщо при дослідженні коагуляції цього золю одержані такі значення порогів коагуляції для електролітів (ммоль/л):

K_3PO_4 – 0,02; $MgSO_4$ – 1,50; $FeCl_3$ – 201,3.

- а) до катода;
- б) частинки не рухатимуться;
- в) до анода;
- г) визначити неможливо.

3. Фармацевтичний препарат протаргол – це колоїдний розчин оксиду срібла. Для підвищення його агрегативної стійкості до нього додають високомолекулярні сполуки (білки). Користуючись величинами срібного числа (в мг) виберіть ВМС, що матиме найбільшу захисну дію:

- а) желатин – 0,035 мг;
- б) яєчний альбумін – 2,5 мг;
- в) гемоглобін – 0,25 мг;
- г) сапонін – 35,0 мг;
- д) декстрин – 100,0 мг.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук – К.: ВСВ «Медицина», 2013 – 336 с. (С. 230 – 253).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 271 – 299).

3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 178 – 187).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 139 – 143).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 658 – 674, 730 – 758).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012. – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 271 – 299).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія / Видання друге,

стереотипне/.–Вінниця: НОВА КНИГА, 2008.–776 с. (С. 658 –674, 730 –758)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 11. Властивості розчинів біополімерів

1. Актуальність теми:

Без таких високомолекулярних сполук як білки, полісахариди й нуклеїнові кислоти, неможливо уявити функціонування живої істоти. Біополімери в організмі виконують такі найважливіші функції: каталізують біохімічні процеси, зберігають і передають генетичну інформацію, виконують захисну, опорну та структурну функції, беруть участь у згортанні крові, є резервними поживними речовинами, підтримують онкотичний тиск плазми крові.

При зміні рН крові білки втрачають заряд (ізоелектричний стан), порушується їх структура й функції.

При голодуванні білок не поступає з продуктами харчування, при хворобах печінки порушується утворення білка, при хворобах нирок білок втрачається з сечею. У цих випадках зменшується вміст білка в крові й онкотичний тиск плазми крові, тому вода із кров'яного русла поступає в оточуючі тканини – утворюються набряки.

У медицині та фармації застосовуються штучні та синтетичні полімери. З них виготовляють протези зубів та ясен, замінники тканин, плазми крові, судин, кісток. Вони використовуються також у апараті “штучна нирка” тощо. Полімери застосовуються для виготовлення сучасних лікарських форм, пролонгування дії ліків в організмі.

Компетентності

Вміти проводити аналіз інформації, приймати обґрунтовані рішення, встановлювати відповідні зв'язки для досягнення цілей.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Знати методи застосування знань при вирішенні практичних питань.

Знати стандартні методики проведення фізико-хімічних (лабораторних) досліджень, вміти аналізувати та обґрунтовано оцінювати їх результати.

Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

2. Конкретні цілі

Інтерпретувати фізико-хімічні властивості білків, що є структурними компонентами всіх тканин організму.

Робити висновки щодо заряду розчинених біополімерів на підставі їх ізоелектричної точки.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Медична та біологічна	Мати поняття про в'язкість рідин.

фізика	Пояснювати фізичні основи методів вимірювання в'язкості крові.
2. Медична біологія	Характеризувати нуклеїнові кислоти ДНК, РНК, їх просторову організацію, видову специфічність, роль у зберіганні та перенесенні спадкової інформації.
3. Українська мова за професійним спрямуванням	Мати досконалі знання рідної мови. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Високомолекулярні сполуки (ВМС).	Високомолекулярні сполуки (ВМС) – це речовини з молекулярною масою $10^4 - 10^6$ а.о.м., макромолекули яких побудовані з великого числа мономерних ланок, що повторюються.
2. Набухання.	Набухання – процес проникнення молекул розчинника в полімерну структуру, що супроводжується збільшенням об'єму зразка полімера.
3. Ізоелектричний стан білка.	Ізоелектричний стан білка – це стан, коли заряд білка дорівнює нулю.
4. Ізоелектрична точка білка.	Ізоелектрична точка білка – це значення рН, при якому білок знаходиться в ізоелектричному стані.
5. Висолювання.	Висолювання – явище оборотного осадження ВМС під дією концентрованих розчинів електролітів.
6. Коацервація.	Коацервація – злиття гідратних оболонок декількох частинок без об'єднання самих частинок.
7. Драглі.	Драглі – це нетекучі структуровані системи, що утворюються в результаті міжмоле-

	кулярної взаємодії макромолекул полімерів, осередки просторових сіток яких заповнені молекулами дисперсійного середовища.
8. Драгливання.	Драгливання – це процес переходу розчину ВМС у драгли.
9. Тиксотропія.	Тиксотропія – оборотне руйнування структури драглів під впливом механічних дій (перемішування, струшування) та її відновлення після припинення впливу.
10. Синерезис.	Синерезис – ущільнення драглів, що супроводжується агрегацією частинок, втратою еластичності, розділенням на фази, внаслідок виділення рідини.
11. В'язкість крові.	В'язкість крові людини в нормі 4 – 5 мПа · с.

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Високомолекулярні сполуки – основа живих організмів. Глобулярна та фібрилярна структура білків. Порівняльна характеристика розчинів ВМС, істинних та колоїдних розчинів.

2. Механізм набухання та розчинення ВМС. Вплив рН середовища, температури та електролітів на набухання. Роль набухання в фізіології організмів.

3. Ізоелектричний стан білка. Методи визначення ізоелектричної точки білка. Іонний стан біополімерів у водних розчинах.

4. Драгливання розчинів ВМС. Механізм драгливання. Вплив рН середовища, температури та електролітів на швидкість драгливання. Тиксотропія. Синерезис. Дифузія в драглях.

5. Висолювання біополімерів із розчинів. Коацервація та її роль у біологічних системах.

6. Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові.

7. Мембранна рівновага Доннана.

4.3. Практична робота (завдання), що виконується студентами на занятті:

Визначення ізоелектричної точки білка желатини за максимумом осадження

Налити у п'ять пробірок такі об'єми розчинів оцтової кислоти (CH_3COOH) та натрій ацетату (CH_3COONa), щоб одержати в кожній з п'яти пробірок по 10 мл ацетатного буферного розчину з різними значеннями рН

(табл.).

У кожну пробірку додати по 0,5 мл розчину желатини з масовою часткою 1 % і перемішати.

Потім у кожну пробірку додати (при інтенсивному перемішуванні) по 2 мл етилового спирту й залишити пробірки на 10 хв.

Визначити, в якій пробірці та при якому значенні рН спостерігається максимальне осадження розчину. Це значення рН і відповідатиме ізоелектричній точці желатини. Результати досліду занести в таблицю.

Таблиця

№ п/п	Об'єми розчинів, мл		рН	№ пробірки з максимальним осадженням	рН розчину з максимальним осадженням	ІЕТ
	CH ₃ COOH (0,2 моль/л)	CH ₃ COONa (0,2 моль/л)				
1	9,75	0,25	3,17			
2	8,90	1,10	3,85			
3	5,35	4,65	4,70			
4	1,70	8,30	5,45			
5	0,25	9,75	6,35			

Зміст теми (тези):

1. Високомолекулярні сполуки – основа живих організмів. Глобулярна та фібрилярна структура білків. Порівняльна характеристика розчинів ВМС, істинних та колоїдних розчинів

Високомолекулярні сполуки (ВМС) – це речовини з молекулярною масою $10^4 - 10^6$ а.о.м., макромолекули яких побудовані з великого числа мономерних ланок, що повторюються.

У природі найважливіше значення мають полісахариди, білки та нуклеїнові кислоти.

Білки – це біополімери, які складаються зі з'єднаних у певній послідовності залишків альфа-амінокислот за допомогою пептидних зв'язків.

Глобулярними є полімери, молекули яких згорнуті у сферичні клубки – глобули. Таку структуру мають транспортні білки крові (гемоглобін, альбуміни).

У **фібрилярних** полімерів (колагену кісток, кератину волосся) макромолекулами є лінійні або слабозгалужені ланцюги.

Розчини ВМС, як і розчини низькомолекулярних сполук, належать до істинних розчинів. Тому розчини ВМС є гомогенними, термодинамічно стійкими системами, хоча за своїми фізико-хімічними властивостями наближаються до типових колоїдних розчинів. На відміну від колоїдних систем, що належать до ліофобних, розчини біополімерів є ліофільними.

2. Механізм набухання та розчинення ВМС. Вплив рН середовища, температури та електролітів на набухання. Роль набухання в фізіології організмів

Набухання (набрякання) – процес проникнення молекул розчинника в полімерну структуру, що супроводжується збільшенням об'єму зразка полі-

меру.

Набухання відбувається в дві стадії.

Обмежене набухання – це набрякання, при якому полімер поглинає певну кількість розчинника і не переходить у стадію розчинення (желатин, агар-агар і каучук).

Необмежене набухання відбувається в дві стадії: спочатку полімер поглинає рідину, а потім утворює з нею гомогенну систему (характерне для альбумінів, пектинів, крохмалю, желатини в гарячій воді).

Вплив рН середовища, температури та електролітів на набухання:

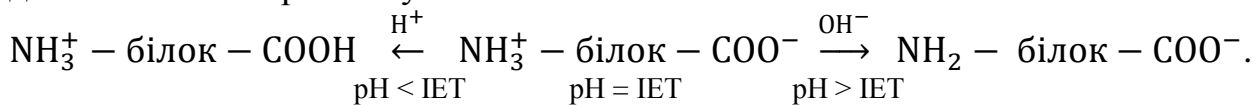
- найменше набухання відбувається в ізоелектричній точці, що обумовлено мінімальною сольватацією іоногенних груп;
- з підвищенням температури набухання збільшується, зростає дифузія, що посилює розрихлення структури;
- максимальне набухання спостерігається у присутності аніонів SCN^- та I^- , які практично не підлягають гідратації. У присутності аніонів SO_4^{2-} та ClO_4^- , що сильно гідратуються, набухання білків майже відсутнє.

Роль набухання: різноматні тканини організму поглинають велику кількість води, від чого залежить їх тургор. Набухання має важливе значення в процесах старіння. Зневоднення тканин призводить до їх ущільнення, що впливає на проникність мембран і метаболізм клітин. Зниження проникності клітинних оболонок може порушити обмін речовин між клітиною та оточуючим середовищем.

3. Ізоелектричний стан білка. Методи визначення ізоелектричної точки білка. Іонний стан біополімерів у водних розчинах

Ізоелектричний стан білка – це стан, коли заряд білка дорівнює нулю. Молекула білка перетворюється в біполярний йон (цвіттер-йон), залишаючись в цілому електронейтральною: NH_3^+ – білок – COO^- .

Ізоелектрична точка білка – це значення рН, при якому білок знаходиться в ізоелектричному стані.



« + »

« 0 »

« - »

При значеннях $\text{pH} < \text{IET}$ у розчині переважає катіонна форма, вище IET – аніонна форма. Більшість природних білків, які знаходяться *in vivo*, мають негативний заряд.

Методи визначення ізоелектричної точки білка:

1. Електрофорез розчину білка.
2. Коагуляція розчину білка.
3. Драглеутворення в розчині білка.
4. Набрякання сухого білка.

4. Драглювання розчинів ВМС. Механізм драглювання. Вплив рН

середовища, температури та електролітів на швидкість драгливання. Тиксотропія. Синерезис. Дифузія в драглях

Драгли – це нетекучі структуровані системи, утворені в результаті міжмолекулярної взаємодії макромолекул полімерів, осередки просторових сіток яких заповнені молекулами дисперсійного середовища.

Драгливання – процес переходу розчину ВМС у драгли.

Швидкість драгливання розчинів білків збільшується з наближенням рН розчину до ізоелектричної точки.

Зі зростанням температури структура драглів порушується внаслідок підвищення рухливості частинок та дезагрегації високомолекулярних комплексів. Зниження температури поліпшує драгливання.

Аніони за впливом на драглеутворення можна розташувати в ряд:



Катіони мало впливають на процес драглеутворення.

Тиксотропія – оборотне руйнування структури драглів під впливом механічних дій (перемішування, струшування) та її відновлення після припинення впливу.

Синерезис – ущільнення драглів, що супроводжується агрегацією частинок, втратою еластичності, розділенням на фази, внаслідок виділення рідини.

Дифузія низькомолекулярних речовин у розбавлених драглях (95 – 99% води) відбувається з такою ж швидкістю, як і у воді, і підпорядковується закону Фіка. На дифузію впливає структура і концентрація драглів, ступінь дисперсності і природа частинок дифундуючої речовини.

5. Висолювання біополімерів із розчинів. Коацервація та її роль у біологічних системах

Висолювання – явище оборотного осадження ВМС під дією концентрованих розчинів електролітів.

Коацервація – злиття гідратних оболонок декількох частинок без об'єднання самих частинок. Об'єднанні шари, утворені в результаті коацервації називаються коацерватами.

6. Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові

Розчини ВМС відрізняються високою в'язкістю, що зумовлено будовою та значною сольватацією їх молекул, що позв'язує їх з молекулами розчинника. Розчини ВМС мало текучі, порівняно з рідинами, в яких вони розчинені. В'язкість розчинів ВМС залежить від форми макромолекул та від концентрації розчину.

В ізоелектричній точці розчини білків мають найменшу в'язкість.

В'язкість крові людини в нормі 4 – 5 мПа·с. При патологіях в'язкість крові коливається від 1,7 до 22,9 мПа·с. Венозна кров має більшу в'язкість, ніж артеріальна.

7. Мембранна рівновага Доннана

Мембранна рівновага Доннана – рівновага, що встановлюється в системі розчинів, розділених мембраною, непроникною хоча б для одного виду

присутніх у системі йонів. Неможливість проникнення крізь таку мембрану йонів поліелектроліту (наприклад, білка) зумовлює нерівномірний розподіл йонів по обидва боки мембрани.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вибрати ознаки, що за сучасними теоретичними поглядами характеризують розчини ВМС:

1 – гомогенні; 3 – істинні; 5 – молекулярної будови;
2 – гетерогенні; 4 – грубодисперсні; 6 – міцелярної будови.

а) 1, 3, 5; б) 2, 4, 6; в) 1, 3, 6; г) 2, 4, 5.

2. Вибрати правильне визначення ізоелектричної точки (ІЕТ) білка:

а) це стан макромолекули білка, в якому вона не має заряду;

б) це значення рН розчину, при якому білкова молекула має позитивний заряд;

в) це значення рН розчину, при якому сумарний заряд білкової молекули дорівнює нулю;

г) це значення рН розчину, при якому білкова молекула має негативний заряд.

3. Вказати, як зміниться при набуханні об'єм полімерного зразка та об'єм системи полімер – розчинник уцілому:

а) об'єм зразка та об'єм системи вцілому зменшуються;

б) об'єм зразка та об'єм системи вцілому збільшуються;

в) об'єм зразка збільшується, а об'єм системи вцілому зменшується;

г) об'єм зразка зменшується, а об'єм системи вцілому збільшується.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Вказати, при яких значеннях рН розчину набухання білка в ньому буде мінімальним:

а) $pH > IET$; б) $pH < IET$; в) $pH = IET$; г) $pH = 7$.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (С. 257 – 275).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С.306 – 324).

3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 190 – 198).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 152 – 158).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К. : Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 676 – 727).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012. – 384 с.

Інформаційні ресурси

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 306 – 324).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне/.– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С. 676 – 727)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 12. Розрахункові та ситуаційні задачі. Контроль практичних навичок з Модуля 2 «Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз»

1.Актуальність теми

Вивчення теплових ефектів хімічних та біохімічних процесів, термодинамічних функцій необхідне для термохімічних розрахунків, обчислення енергії Гіббса, оцінки направленості процесів, пояснення енергетичного супрЯження в живих системах.

Вивчення кінетики реакцій дозволяє розраховувати швидкість хімічних реакцій, аналізувати залежність швидкості реакцій від концентрації та температури.

Аналіз хімічної рівноваги та пояснення її умов з позиції кінетики дозволяє розраховувати константу рівноваги та визначати напрямок зміщення рівноваги, пояснювати вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу.

Визначення умов утворення та розчинення осадів, розрахунок за добутком розчинності дозволяє пояснювати роль гетерогенних рівноваг за участю солей в загальному гомеостазі організму.

Вивчення механізму утворення електродних потенціалів та аналіз принципу методу потенціометрії дозволяє вимірювати електрохімічні характеристики розчинів, окисно-відновні потенціали, розраховувати електродні та редокс-потенціали, прогнозувати напрямок окисно-відновних реакцій.

Розуміння закономірностей адсорбції речовин із розчинів на твердій поверхні та відмінностей вибіркової та йонообмінної адсорбції електролітів дозволяє розраховувати та оцінювати кількісні характеристики сорбентів.

Завдяки методам хроматографічного аналізу можна розділяти суміші в медико-біологічних дослідженнях.

Аналіз принципів методів одержання та очищення колоїдно-дисперсних розчинів дозволяє готувати колоїдні розчини, складати будову міцели, визначати знак заряду частинок дисперсної фази.

Інтерпретація фізико-хімічних властивостей білків, що є структурними компонентами всіх тканин організму дозволяє визначати ізоелектричну точку речинів високомолекулярних сполук (ВМС).

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим. Нести відповідальність за своєчасне набуття сучасних знань.

Нести відповідальність за професійний розвиток, здатність до подальшого професійного навчання з високим рівнем автономності.

Визначеність і наполегливість щодо поставлених завдань і взятих обов'язків.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях. Мати спеціалізовані концептуальні знання, набуті у процесі навчання. Вміти розв'язувати складні задачі і проблеми, які виникають у професійній діяльності. Зрозуміле і недвозначне донесення власних висновків, знань та пояснень, що їх обґрунтовують до фахівців та нефахівців. Відповідати за прийняття рішень у складних умовах.

Знати стандартні методики проведення фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Вміти аналізувати та обґрунтовано оцінювати результати фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Нести відповідальність за прийняття рішення щодо оцінювання результатів фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

Здатність до вибору стратегії спілкування.

Здатність діяти соціально відповідально та громадсько свідомо.

Здатність до ведення здорового способу життя.

2. Конкретні цілі

Здійснювати розрахунок енергії Гіббса.

Здійснювати термохімічні розрахунки.

Розраховувати швидкість хімічної реакції.

Здійснювати розрахунок константи рівноваги та визначення напрямку зміщення рівноваги.

Здійснювати розрахунки за добутком розчинності.

Здійснювати розрахунок електродних та редокс-потенціалів.

Складати будову міцели.

- Обчислювати поріг коагуляції.
- Пояснювати правила техніки безпеки та надання першої допомоги при нещасних випадках у хімічній лабораторії.
- Визначати умови утворення та розчинення осадів.
- Пояснювати вимірювання електрохімічних характеристик розчинів.
- Розраховувати та оцінювати кількісні характеристики сорбентів.
- Пояснювати, як розділяти суміші.
- Пояснювати, як готувати колоїдні розчини.
- Визначати знак заряду частинок дисперсної фази.
- Пояснювати визначення ізоелектричної точки речинів ВМС.
- Пояснювати, як відтворювати методики виконання експерименту та пояснювати результати.
- Трактувати хімічні та біохімічні процеси з позиції їх теплових ефектів.
- Використовувати термодинамічні функції для оцінки направленості процесів, пояснювати енергетичне супряження в живих системах.
- Аналізувати залежність швидкості реакцій від концентрації та температури.
- Аналізувати принципи методу потенціометрії та робити висновки щодо його використання в медико-біологічних дослідженнях.
- Пояснювати вимірювання окисно-відновних потенціалів.
- Інтерпретувати закономірності адсорбції речовин із розчинів на твердій поверхні.
- Розрізняти вибіркочну та йонообмінну адсорбцію електролітів.
- Інтерпретувати методи хроматографічного аналізу та їх роль у медико-біологічних дослідженнях.
- Аналізувати принципи методів одержання колоїдно-дисперсних розчинів.
- Інтерпретувати фізико-хімічні властивості білків, що є структурними компонентами всіх тканин організму.
- Робити висновки щодо заряду розчинених біополімерів на підставі їх ізоелектричної точки.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

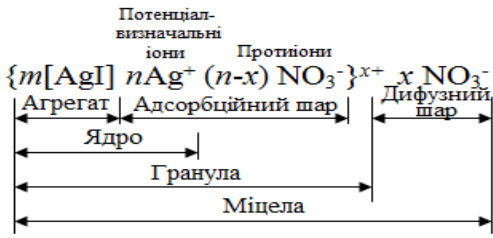
Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Медична біологія	Мати уявлення про структурно-хімічну і функціональну організацію еукаріотів (цитоплазма і цитоскелет – колоїд).
2. Медична та біологічна фізика	Описувати і застосовувати електроди. Вимірювати потенціали. Розраховувати рівноважний потенціал Нернста (за рівнянням Нернста). Володіти поняттям мембранні потенціали

3. Іноземна мова	<p>спокую та дії.</p> <p>Описувати подвійний електричний шар (ПЕШ).</p> <p>Мати уявлення про фізичні процеси в біооб'єктах під дією електричних і магнітних полів. Електрокінетичні явища. Електрофорез.</p> <p>Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою.</p> <p>Застосовувати іноземну мову в професійній діяльності.</p>
------------------	--

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Енергія Гіббса.	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$
2. Швидкість хімічної реакції.	$2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)};$ $v = k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2].$
3. Температурний коефіцієнт.	$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}.$
4. Правило Вант-Гоффа.	<i>При підвищенні температури на 10 ° швидкість хімічних реакцій збільшується в 2 – 4 рази.</i>
5. Константа хімічної рівноваги.	$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD,$ $K_{\text{рівн}} = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}.$
6. Електродний потенціал.	Різниця потенціалів (стрибок потенціалів) на межі поділу фаз електрод – розчин називається електродним потенціалом.
7. Рівняння Нернста.	$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \ln a(\text{Me}^{n+}).$
8. Рівняння Петерса.	$\varphi_{\text{ок відн}} = \varphi_{\text{ок відн}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a(\text{ок})}{a(\text{відн})}.$

9. Адсорбент.	<p>Адсорбент – це речовина, на поверхні якої відбувається адсорбція. Наприклад, активоване вугілля.</p>
10. Будова колоїдної частинки.	
11. Поріг коагуляції.	<p>Поріг коагуляції (або критична концентрація) – мінімальна концентрація електроліту, яка викликає явну коагуляцію золю.</p>
12. Ізоелектрична точка білка.	<p>Ізоелектрична точка білка – це значення рН, при якому заряд білка дорівнює 0.</p>

4.3. Контроль практичних навичок з Модуля 2 “Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз”:

Перелік практичних навичок:

1. Правила техніки безпеки роботи в хімічній лабораторії. Перша допомога при нещасних випадках.
2. Пояснити, як розраховувати швидкість хімічної реакції.
3. Вказати умови утворення та розчинення осадів.
4. Пояснити процес визначення електродного потенціалу окисно-відновної системи Fe^{3+}/Fe^{2+} за допомогою іономіра.
5. Пояснити, як розраховувати та оцінювати кількісні характеристики сорбентів.
6. Пояснити проведення розподільної хроматографії амінокислот на папері.
7. Пояснити проведення адсорбційної хроматографії катіонів Fe^{3+} і Cu^{2+} на алюміній оксиді.
8. Пояснити процес приготування колоїдного розчину методом заміни розчинника.
9. Пояснити процес приготування колоїдного розчину ферум(III) гідроксиду методом гідролізу. Написати формулу міцели, що утворюється, та визначити знак заряду гранули.
10. Пояснити визначення ізоелектричної точки розчину ВМС методом осадження та методом електрофорезу.

Розв’язування розрахункових та ситуаційних задач з Модуля 2 “Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз”:

Типи ситуаційних та розрахункових задач:

1. Розрахунок енергії Гіббса.

2. Термохімічні розрахунки.
3. Розрахунок швидкості хімічної реакції.
4. Розрахунок константи рівноваги та визначення напрямку зміщення рівноваги.
5. Розрахунки за добутком розчинності.
6. Розрахунок електродних та редокс-потенціалів.
7. Будова міцели. Поріг коагуляції.

Зміст теми (тези):

Практичні навички з Модуля 2 “Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз”:

1. Правила техніки безпеки роботи в хімічній лабораторії. Перша допомога при нещасних випадках

Основні правила першої допомоги:

1. При пораненні склом зупинити кровотечу 3 % р-ом гідроген пероксиду, змазати краї рани р-ом йоду та перев'язати бинтом.
2. При опіках рук або обличчя реактивом змити реактив великою кількістю води, обробити 2 % р-ом борної кислоти (при опіках лугом) або 2 % р-ом натрій гідрогенкарбонату (при опіках кислотою), промити водою.
3. При опіках гарячим предметом або гарячою рідиною місце опіку слід обробити свіжоприготованим р-ом калій перманганату, змазати маззю від опіків.
4. При хімічних опіках очей промити очі великою кількістю води, звернутися до лікаря.

2. Пояснити, як розраховувати швидкість хімічної реакції

1) Розрахунок швидкості хімічної реакції за законом діючих мас

Швидкість реакції $aA + bB = C$ розраховують згідно з законом діючих мас за формулою:

$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b,$$

де k – константа швидкості реакції, яка вказана у довіднику;

$[A]$ – концентрація речовини А;

$[B]$ – концентрація речовини В;

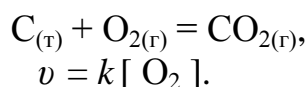
a – коефіцієнт, що стоїть у рівнянні перед речовиною А;

b – коефіцієнт, що стоїть у рівнянні перед речовиною В.

Наприклад, для гомогенної реакції: $H_{2(r)} + I_{2(r)} \rightleftharpoons 2HI_{(r)}$

$$v = k [H_2] [I_2].$$

Для гетерогенної реакції концентрацію твердої речовини не враховують:



2) Розрахунок зміни швидкості реакції за рівнянням, відповідно до правила Вант-Гоффа

Зміну швидкості реакції розраховують за рівнянням, відповідно до пра-

вила Вант-Гоффа:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

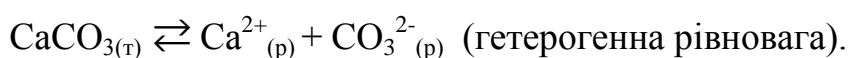
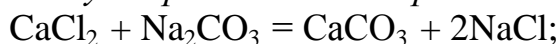
де v_1 і v_2 – швидкості реакцій відповідно при початковій T_1 і кінцевій T_2 температурах;

γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції.

3. Вказати умови утворення та розчинення осадів

Умови утворення осадів:

1. Змішали два розчини: CaCl_2 і Na_2CO_3 . Концентрація солей у кожному розчині дорівнює 0,001 моль/л. Об'єми змішуваних розчинів рівні між собою. Чи утворюється осад при зливанні даних розчинів?



Умовою утворення осаду є співвідношення:

$$\text{ЙД} > \text{ДР},$$

де ЙД – йонний добуток малорозчинного електроліту;

ДР – добуток розчинності (довідникова величина), $\text{ДР}(\text{CaCO}_3) = 3,8 \cdot 10^{-9}$.

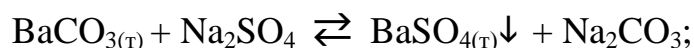
За умовою задачі об'єми змішуваних розчинів рівні, тому концентрація солей зменшується в 2 рази:

$$\text{ЙД} = \frac{0,001}{2} \cdot \frac{0,001}{2} = 2,5 \cdot 10^{-7}.$$

Так як $\text{ЙД} > \text{ДР}$, осад CaCO_3 утворюється.

2. Хімічні реакції відбуваються в напрямку утворення стійкіших хімічних сполук.

Один осад може перетворитись у інший. Наприклад, осад барій карбонату перетворюється на барій сульфат у реакції:



$$\text{ДР}_{\text{BaCO}_3} > \text{ДР}_{\text{BaSO}_4};$$

$$5,1 \cdot 10^{-9} > 1,1 \cdot 10^{-10}.$$

Для досягнення повноти осадження малорозчинного електроліту треба збільшувати концентрацію будь-якого з йонів, що входить до складу цього електроліту.

Для того, щоб **розчинити** осад, необхідно зв'язати один з йонів, що входить до складу осаду, діючи таким реагентом, який утворює з цим йоном малодисоційовану сполуку чи газ.

Осад розчиняється також, якщо зв'язуються йони для утворення міцних комплексних йонів.

Розчинення осаду може також відбуватись у результаті окисно-відновних процесів.

4. Пояснити процес визначення електродного потенціалу окисно-

відновної системи $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ за допомогою іоніміра

Для визначення електродного потенціалу за допомогою іоніміра складають гальванічний елемент з двох електродів – допоміжного електрода (електрода порівняння) зі сталим значенням потенціалу 0,201 В і вимірювального електрода. Занурюють електроди в окисно-відновну систему $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$.

Визначають ЕРС (E) на іонімірі.

$$E = \varphi_{\text{пр}} - \varphi_{\text{доп}}.$$

Розраховують практичне значення окисно-відновного потенціалу:

$$\varphi_{\text{пр}} = E + \varphi_{\text{доп}}.$$

5. Пояснити, як розраховувати та оцінювати кількісні характеристики сорбентів

Величину сорбції розраховують за зміною концентрацій речовини у розчині до та після сорбції:

$$\Gamma = \frac{(C_0 - C_p) \cdot V}{m},$$

де C_0 і C_p – відповідно вихідна та рівноважна концентрації речовини у розчині, моль/л;

V – об'єм розчину, л;

m – наважка сорбенту, г;

Γ – питома сорбція, тобто кількість речовини, сорбована одиницею маси сорбенту, моль/г.

6. Пояснити проведення розподільної хроматографії амінокислот на папері

Коло хроматографічного паперу розкреслити на 4 сектори: у трьох секторах на відстані 0,5 см від центру намітити місця старту (+), а у четвертому секторі вирізати вузький язичок, що доходить майже до центру (рис.1). Із краю фільтра в трьох секторах зробити позначки: “Гл” – гліцин, “Сум” – суміш амінокислот, “Лей” – лейцин.

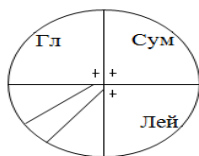


Рис. 1.



Рис. 2. Хроматограма суміші амінокислот

Потім на місця старту нанести краплі відповідних розчинів: гліцину, лейцину та суміші цих амінокислот.

У чашку Петрі налити розчинник, покласти фільтр таким чином, щоб відігнутий язичок був занурений у розчинник. Коли розчинник дійде майже до краю фільтра, вийняти папір, підсушити його в сушильній шафі та обро-

бити проявником – розчином нінгідрину. Хроматограму підсушити в термостаті – на ній проявляться кольорові плями амінокислот (рис. 2).

Розрахувати коефіцієнти розподілу (R_f) амінокислот за формулами:

$$R_{f \text{ гліцину}} = \frac{r_1}{r_p}, \quad R_{f \text{ лейцину}} = \frac{r_2}{r_p},$$

де r_1 – відстань від точки старту до середини плями гліцину, см;

r_2 – відстань від точки старту до середини плями лейцину, см;

r_p – відстань від точки старту до лінії фронту розчинника, см.

7. Пояснити проведення адсорбційної хроматографії катіонів Fe^{3+} і Cu^{2+} на алюміній оксиді

У колонку, заповнену алюміній оксидом, налити суміш розчинів FeCl_3 і CuSO_4 . Через деякий час верхній шар адсорбенту забарвиться у жовтий колір (катіони Fe^{3+}), а нижній – у блакитний (катіони Cu^{2+}), так як йони з більшим зарядом краще адсорбуються.

8. Пояснити процес приготування колоїдного розчину методом заміни розчинника

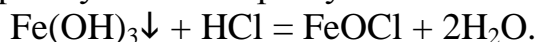
Налити в пробірку 10 мл дистильованої води і додати 1 мл розчину сірки в етиловому спирті. Сірка розчиняється в спирті, утворюючи істинний розчин, і не розчиняється у воді, утворюючи колоїдну систему.

9. Пояснити процес приготування колоїдного розчину ферум(III) гідроксиду методом гідролізу. Написати формулу міцели, що утворюється, та визначити знак заряду гранули

Налити в колбу 50 мл дистильованої води і довести її до кипіння, додати 5 мл розчину FeCl_3 :

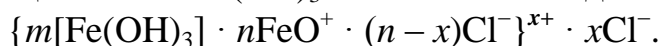


Продукти гідролізу частково реагують між собою:



Оксоферум хлорид (FeOCl), що утворився, стає стабілізатором колоїдних частинок.

Формула міцели золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ має такий вигляд:



Заряд гранули: x^+ .

Утворюється прозорий золь червоно-коричневого кольору.

10. Пояснити визначення ізоелектричної точки розчину ВМС методом осадження та методом електрофорезу

1. Висолювання розчину білка

У буферні розчини з різними значеннями рН додають однакові кількості білка й етанол, як водовіднімаючий агент, який руйнує гідратну оболонку білка (фактор стійкості). Визначають ступінь коагуляції: розчин білка буде більш мутний у пробірці з буфером, рН якого співпадає з ізоелектрич-

ною точкою. Це пояснюється тим, що білок втрачає заряд, який є фактором стійкості, й осаджується.

2. Електрофорез розчину білка

Білок розчиняють у буферних розчинах з різними значеннями рН. У буферному розчині, рН якого співпадає з ізоелектричною точкою, білок не рухається, оскільки втрачає заряд і стає електронейтральним.

Розв'язування розрахункових та ситуаційних задач з Модуля 2 “Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз”:

1. Розрахунок енергії Гіббса

Розрахуйте енергію Гіббса за температури 298 К для процесу, термохімічне рівняння для якого має вигляд: $2C_{(m)} + O_{2(g)} = 2CO_{(g)}$; $\Delta H^0 = -221$ кДж/моль, якщо відомі значення стандартних ентропій речовин: $S^0 C_{(m)} = 5,74$ Дж/(моль·К); $S^0 O_{2(g)} = 205,17$ Дж/(моль·К); $S^0 CO_{(g)} = 197,68$ Дж/(моль·К).

Розв'язок

Енергію Гіббса розраховуємо за рівнянням: $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$.

Оскільки відома зміна ентальпії реакції ($\Delta H^0 = -221$ кДж/моль), потрібно розрахувати величину ентропії.

Зміна ентропії реакції ΔS^0 розраховується як різниця стандартної ентропії продукту реакції і суми стандартних ентропій вихідних речовин з урахуванням їхніх коефіцієнтів:

$$\Delta S^0 = 2 \cdot S^0 CO_{(g)} - (2 \cdot S^0 C_{(m)} + S^0 O_{2(g)}) = 2 \cdot 197,68 - (2 \cdot 5,74 + 205,17) = 395,36 - (11,48 + 205,17) = 178,71 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)} = 0,1787 \text{ кДж/(моль} \cdot \text{К)}.$$

Визначаємо зміну енергії Гіббса реакції:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -221 - 298 \cdot 0,1787 = -274,25 \text{ (кДж/моль)}.$$

2. Термохімічні розрахунки

Розрахувати калорійність 200 г маргарину, що містить 0,3 % білків, 82,3 % жирів, 1 % вуглеводів, якщо при згорянні в організмі 1 г білків або 1 г вуглеводів виділяється 17,18 кДж енергії, а при згорянні 1 г жирів виділяється 38,97 кДж енергії.

Розв'язок

1) Знаходимо масу білків, вуглеводів і жирів у маргарині:

$$m(\text{білків}) = \frac{200 \text{ г} \cdot 0,3 \%}{100 \%} = 0,6 \text{ г}; \quad m(\text{жирів}) = \frac{200 \text{ г} \cdot 82,3 \%}{100 \%} = 164,6 \text{ г};$$

$$m(\text{вуглеводів}) = \frac{200 \text{ г} \cdot 1 \%}{100 \%} = 2,0 \text{ г}.$$

2) Враховуючи калорійність 1 г білків, вуглеводів і жирів, знаходимо загальну калорійність 200 г маргарину:

$$Q = (0,6 \text{ г} + 2,0 \text{ г}) \cdot 17,18 \text{ кДж/г} + 164,6 \text{ г} \cdot 38,97 \text{ кДж/г} = 44,67 \text{ кДж} + 6414,46 \text{ кДж} = 6459,13 \text{ кДж}.$$

Отже, при повному окисненні 200 г маргарину організм одержить

6459,13 кДж енергії.

3. Розрахунок швидкості хімічної реакції:

1) Розрахунок швидкості хімічної реакції за законом діючих мас

При 509° константа швидкості реакції $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$ дорівнює 0,16. Концентрація $C(H_2) = 0,04$ моль/л, $C(I_2) = 0,05$ моль/л. Обчислити швидкість реакції.

Розв'язок

Відповідно до закону діючих мас, швидкість реакції дорівнює:
 $v = k \cdot C(H_2) \cdot C(I_2) = 0,16 \cdot 0,04 \cdot 0,05 = 3,2 \cdot 10^{-4}$.

2) Розрахунок зміни швидкості реакції за рівнянням, відповідно до правила Вант-Гоффа

Визначити, як зміниться швидкість реакції при збільшенні температури з 10°C до 50°C , якщо $\gamma = 3$.

Розв'язок

Відповідно до правила Вант-Гоффа, записуємо рівняння:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad \text{звідки} \quad v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}.$$

$$v_{\text{при } 50^\circ\text{C}} = v_{\text{при } 10^\circ\text{C}} \cdot 3^{\frac{50^\circ\text{C} - 10^\circ\text{C}}{10}} = v_{\text{при } 10^\circ\text{C}} \cdot 3^4;$$

$$v_{\text{при } 50^\circ\text{C}} = 81 \cdot v_{\text{при } 10^\circ\text{C}}.$$

Швидкість реакції збільшиться у 81 раз.

4. Розрахунок константи рівноваги та визначення напрямку зміщення рівноваги:

1) Розрахунок константи рівноваги

Обчислити константу рівноваги для гомогенної системи $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \rightleftharpoons CO_{2(г)} + H_{2(г)}$, якщо на момент рівноваги концентрації реагуючих речовин склали $[CO] = 0,004$ моль/л, $[H_2O] = 0,064$ моль/л, $[CO_2] = 0,016$ моль/л, $[H_2] = 0,016$ моль/л.

Розв'язок

$$\text{Константа рівноваги: } K = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]} = \frac{0,016 \cdot 0,016}{0,004 \cdot 0,064} = \frac{0,000256}{0,000256} = 1.$$

2) Визначення напрямку зміщення рівноваги

В якому напрямку буде зміщуватися рівновага у гомогенній газофазній

системі $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2SO_{3(г)}$, якщо при постійній температурі збільшити тиск у 4 рази?

Розв'язок

Відповідно до закону діючих мас, швидкості прямої ($v_{\text{пр}}$) і зворотної реакцій ($v_{\text{зв}}$) виражаються за допомогою кінетичних рівнянь:

$$v_{\text{пр}} = k_1 \cdot [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2];$$

$$v_{\text{зв}} = k_2 \cdot [\text{SO}_3]^2.$$

Збільшення тиску в 4 рази викличе збільшення концентрації кожної речовини у системі теж у 4 рази. Тоді швидкості прямої ($v_{\text{пр}}'$) і зворотної реакцій ($v_{\text{зв}}'$) зростуть так:

$$v_{\text{пр}}' = k_1 \cdot (4[\text{SO}_2])^2 \cdot 4[\text{O}_2] = 64 \cdot k_1 \cdot [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2] = 64 v_{\text{пр}};$$

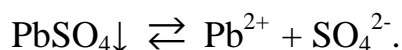
$$v_{\text{зв}}' = k_2 \cdot (4[\text{SO}_3])^2 = 16 \cdot k_2 \cdot [\text{SO}_3]^2 = 16 v_{\text{зв}}.$$

Розрахунки доводять, що при підвищенні тиску в системі у 4 рази швидкість прямої реакції зростає в 64 рази, а швидкість зворотної – тільки у 16 разів. З цього випливає, що хімічна рівновага зміщується у бік перебігу прямої реакції.

5. Розрахунки за добутком розчинності

Добуток розчинності $K_s(\text{PbSO}_4)$ при 25°C дорівнює $1,8 \cdot 10^{-8}$. Визначте розчинність $S(\text{PbSO}_4)$.

Розв'язок



$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}].$$

З кожної молекули PbSO_4 , що перейшли у розчин, утворюється по одному йону Pb^{2+} і SO_4^{2-} , отже $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = S [\text{PbSO}_4] = x$ моль/л.

$$K_s = S \cdot S = S^2; \quad S = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-8}} = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

6. Розрахунок електродних та редокс-потенціалів:

1) Розрахунок електродного потенціалу

Обчисліть потенціал цинкового електрода, зануреного в розчин його солі, де концентрація йонів Zn^{2+} становить $0,01$ моль/л.

Розв'язок

Обчислення електродного потенціалу робимо за рівнянням Нернста, а

$$\text{саме: } \varphi_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}} = \varphi_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg [\text{Zn}^{2+}].$$

У таблиці ряду напруг стандартний електродний потенціал цинку

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В.}$$

Тоді

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 10^{-2} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \cdot (-2) = -0,76 - 0,059 = -0,819 \text{ В.}$$

2) Розрахунок потенціалу водневого електрода

Визначте потенціал водневого електрода, зануреного в розчин, рН якого дорівнює $2,4$.

Розв'язок

Потенціал водневого електрода

$$\varphi_{2\text{H}^+|\text{H}_2} = -0,059 \cdot \text{pH} = -0,059 \cdot 2,4 = -0,142 \text{ В.}$$

3) Розрахунок редокс-потенціалу

Процес, що відбувається на платиновому електроді, виражається таким рівнянням: $\text{Fe}^{3+} + 1e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$. Розрахуйте окисно-відновний потенціал системи, якщо $[\text{Fe}^{3+}] = 5 \cdot 10^{-4}$ моль/л, $[\text{Fe}^{2+}] = 5 \cdot 10^{-2}$ моль/л, а $\varphi_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}}^0 = 0,771 \text{ В.}$

Розв'язок

Розраховуємо окисно-відновний потенціал за рівнянням Петерса:

$$\varphi_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}} = \varphi_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}}^0 + \frac{0,059}{1} \cdot \lg \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} = 0,771 + 0,059 \cdot \lg \frac{5 \cdot 10^{-4}}{5 \cdot 10^{-2}} = 0,771 + 0,059 \cdot \lg 10^{-2} = 0,771 + 0,059 \cdot (-2) = 0,771 - 0,118 = 0,653 \text{ В.}$$

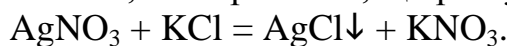
7. Будова міцели. Поріг коагуляції

1. Будова міцели

Обґрунтувати формулу міцели золю, який утвориться при змішуванні 15,0 мл розчину з молярною концентрацією KCl 0,025 моль/л та 85,0 мл розчину з молярною концентрацією AgNO_3 0,005 моль/л.

Розв'язок

Спочатку визначимо, яка з речовин, що реагують, буде в надлишку:

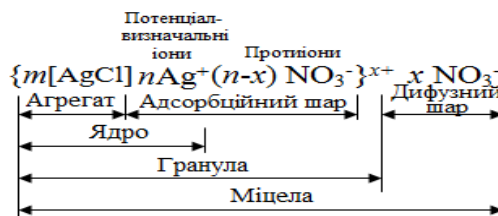


Кількість речовини KCl : $n = C \cdot V = 0,025 \text{ моль/л} \cdot 0,015 \text{ л} = 0,000375 \text{ моль} = 0,375 \text{ ммоль.}$

Кількість речовини AgNO_3 : $n = C \cdot V = 0,005 \text{ моль/л} \cdot 0,085 \text{ л} = 0,000425 \text{ моль} = 0,425 \text{ ммоль.}$

Отже, в надлишку буде AgNO_3 . Це означає, що на поверхні агрегату адсорбуватимуться катіони Ag^+ , які обумовлюватимуть позитивний заряд гранули. Протионами будуть нітрат-йони. В цілому міцела електронейтральна.

Формула міцели матиме такий вигляд:



2) Поріг коагуляції

Обчислити поріг коагуляції, якщо на коагуляцію колоїдних частинок, що містяться в 230,0 мл стічних вод витрачено 4,0 мл розчину $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ з концентрацією 0,15 моль/л.

<p>Дано:</p> <p>$V(\text{ел}) = 4 \text{ мл}$</p> <p>$C(\text{ел}) = 0,15 \text{ моль/л}$</p> <p>$V(\text{золю}) = 230 \text{ мл}$</p> <hr/> <p>$C_{\text{пор}} - ?$</p>	<p>Обчислюємо поріг коагуляції за формулою:</p> $C_{\text{пор}} = \frac{V_{\text{ел}} \cdot C_{\text{ел}}}{V_{\text{золю}} + V_{\text{ел}}};$ $C_{\text{пор}} = \frac{4 \text{ мл} \cdot 150 \text{ ммоль/л}}{230 \text{ мл} + 4 \text{ мл}} = \frac{600}{234} = 2,56 \text{ ммоль/л.}$
--	---

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вказати, які з наведених речовин застосовуються у медицині як адсорбенти:

- а) калій гексаціаноферат(III), калій перманганат;
- б) магній гідрогенкарбонат, калій перманганат;
- в) силікагель, активоване вугілля;
- г) алюміній оксид, магній гідрогенкарбонат.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. В одному кілограмі тріски міститься 116 г білків і 3 г жирів. Розрахуйте енергетичну цінність порції тріски масою 200 г.

2. Температурний коефіцієнт швидкості реакції Вант-Гоффа γ дорівнює 2. У скільки разів збільшиться швидкість реакції при нагріванні реагуючої суміші від 285 до 325 К?

3. Для коагуляції 10 мл золю As_2S_3 необхідно до нього додати 1,2 мл розчину NaCl з молярною концентрацією еквівалента $C(\text{NaCl}) = 0,5 \text{ моль/л}$. Обчисліть поріг коагуляції в ммоль/л.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (С. 57 – 59, 65, 69, 76 – 80, 139 – 149, 156 – 163, 202 – 204, 213, 219 – 222, 234, 263 – 264).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 72 – 73, 81 – 82, 95 – 99, 169 – 179, 187 – 189, 191, 234 – 235, 246, 259, 277, 285, 310).

3. Харченко С.В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 9, 86, 96, 100, 112 – 117, 128 – 130, 142, 161, 170 – 171, 180, 191 – 192).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 67 – 68, 72, 89, 91 – 94, 96, 103 – 104, 120 – 121, 124 – 126, 129 – 130, 134, 142).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 177 – 184, 393, 414 – 417, 425 – 426, 435, 508, 521, 593, 599 – 601, 614, 616 – 619, 661).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012 – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галінська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 72 – 73, 81 – 82, 95 – 99, 169 – 179, 187 – 189, 191, 234 – 235, 246, 259, 277, 285, 310).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне/.– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С. 177 – 184, 393, 414 – 417, 425 – 426, 435, 508, 521, 593, 599 – 601, 614, 616 – 619, 661)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Заняття № 13. ПМК № 2 «Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз»

1. Актуальність теми

Вивчення теплових ефектів хімічних та біохімічних процесів, термодинамічних функцій необхідне для термохімічних розрахунків, обчислення енергії Гіббса, оцінки направленості процесів, пояснення енергетичного супряження в живих системах.

Вивчення кінетики реакцій дозволяє розраховувати швидкість хімічних реакцій, аналізувати залежність швидкості реакцій від концентрації та температури, інтерпретувати залежність швидкості реакцій від енергії активації, аналізувати особливості дії каталізаторів та пояснювати механізм гомогенного та гетерогенного каталізу, пояснювати механізм дії ферментів та аналізувати залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату.

Аналіз хімічної рівноваги та пояснення її умов з позиції кінетики дозволяє розраховувати константу рівноваги та визначати напрямок зміщення рівноваги, пояснювати вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу.

Визначення умов утворення та розчинення осадів, розрахунок за добутком розчинності дозволяє пояснювати роль гетерогенних рівноваг за участю солей в загальному гомеостазі організму.

Вивчення механізму утворення електродних потенціалів та аналіз принципу методу потенціометрії дозволяє вимірювати електрохімічні характеристики розчинів, окисно-відновні потенціали, розраховувати електродні та редокс-потенціали, прогнозувати напрямок окисно-відновних реакцій.

Розуміння закономірностей адсорбції речовин із розчинів на твердій поверхні та відмінностей вибіркової та йонообмінної адсорбції електролітів

дозволяє розраховувати та оцінювати кількісні характеристики сорбентів, аналізувати рівняння адсорбції та дозволяє пояснювати фізико-хімічні основи методів адсорбційної терапії.

Завдяки методам хроматографічного аналізу можна розділяти суміші в медико-біологічних дослідженнях.

Аналіз принципів методів одержання та очищення колоїдно-дисперсних розчинів дозволяє готувати колоїдні розчини, складати будову міцели, визначати знак заряду частинок дисперсної фази.

Інтерпретація фізико-хімічних властивостей білків, що є структурними компонентами всіх тканин організму, дозволяє визначати ізоелектричну точку речовин високомолекулярних сполук (ВМС).

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим. Нести відповідальність за своєчасне набуття сучасних знань.

Нести відповідальність за професійний розвиток, здатність до подальшого професійного навчання з високим рівнем автономності.

Визначеність і наполегливість щодо поставлених завдань і взятих обов'язків.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях. Мати спеціалізовані концептуальні знання, набуті у процесі навчання. Вміти розв'язувати складні задачі і проблеми, які виникають у професійній діяльності. Зрозуміле і недвозначне донесення власних висновків, знань та пояснень, що їх обґрунтовують до фахівців та нефахівців. Відповідати за прийняття рішень у складних умовах.

Знати стандартні методики проведення фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Вміти аналізувати та обґрунтовано оцінювати результати фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Нести відповідальність за прийняття рішення щодо оцінювання результатів фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

Здатність до вибору стратегії спілкування.

Здатність діяти соціально відповідально та громадсько свідомо.

Здатність до ведення здорового способу життя.

2. Конкретні цілі

Здійснювати розрахунок енергії Гіббса.

Здійснювати термохімічні розрахунки.

Розраховувати швидкість хімічної реакції.

Здійснювати розрахунок константи рівноваги та визначення напрямку зміщення рівноваги.

Здійснювати розрахунки за добуток розчинності.

Здійснювати розрахунок електродних та редокс-потенціалів.

Складати будову міцели.

Обчислювати поріг коагуляції.

Пояснювати правила техніки безпеки та надання першої допомоги при нещасних випадках у хімічній лабораторії.

Визначати умови утворення та розчинення осадів.

Пояснювати вимірювання електрохімічних характеристик розчинів.

Розраховувати та оцінювати кількісні характеристики сорбентів.

Пояснювати, як розділяти суміші.

Пояснювати, як готувати колоїдні розчини.

Визначати знак заряду частинок дисперсної фази.

Пояснювати визначення ізоелектричної точки речовин ВМС.

Пояснювати, як відтворювати методики виконання експерименту та пояснювати результати.

Трактувати хімічні та біохімічні процеси з позиції їх теплових ефектів.

Використовувати термодинамічні функції для оцінки направленості процесів, пояснювати енергетичне супряження в живих системах.

Аналізувати залежність швидкості реакцій від концентрації та температури.

Інтерпретувати залежність швидкості реакцій від енергії активації.

Аналізувати особливості дії каталізаторів та пояснювати механізм гомогенного та гетерогенного каталізу.

Пояснювати механізм дії ферментів та аналізувати залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату.

Аналізувати хімічну рівновагу та пояснювати її умову з позиції термодинаміки та кінетики.

Пояснювати вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу.

Аналізувати умови випадіння та розчинення осадів, пояснювати роль гетерогенних рівноваг за участю солей в загальному гомеостазі організму.

Пояснювати механізм утворення електродних потенціалів.

Аналізувати принципи методу потенціометрії та робити висновки щодо його використання в медико-біологічних дослідженнях.

Пояснювати вимірювання окисно-відновних потенціалів та прогнозувати напрямок окисно-відновних реакцій.

Робити висновки щодо поверхневої активності речовин на підставі їх будови.

Аналізувати особливості будови поверхневого шару адсорбованих молекул поверхневоактивних сполук, пояснювати принципи будови біологічних мембран.

Аналізувати рівняння адсорбції та межі їх використання, розрізняти мономолекулярну та полімолекулярну адсорбцію.

Інтерпретувати закономірності адсорбції речовин із розчинів на твердій поверхні.

Розрізняти вибірккову та йонообмінну адсорбцію електролітів.

Пояснювати фізико-хімічні основи методів адсорбційної терапії.

Інтерпретувати методи хроматографічного аналізу та їх роль у медико-біологічних дослідженнях.

Аналізувати принципи методів одержання та очищення колоїдно-дисперсних розчинів. Пояснювати фізико-хімічні основи гемодіалізу.

Інтерпретувати фізико-хімічні властивості білків, що є структурними компонентами всіх тканин організму.

Робити висновки щодо заряду розчинених біополімерів на підставі їх ізоелектричної точки.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Медична біологія	<p>Описувати функціональні властивості клітини як відкритої системи.</p> <p>Пояснювати перший закон термодинаміки (збереження енергії при обміні речовин в організмах).</p> <p>Володіти поняттям внутрішня енергія.</p> <p>Пояснювати другий закон термодинаміки, зростання ентропії.</p> <p>Описувати макроергічну сполуку АТФ (будову молекули, функцію – розщеплення, утворення енергії).</p> <p>Мати уявлення про фотохімічні реакції – фотосинтез у листку (рівняння реакції).</p> <p>Описувати супряження реакцій окиснення органічних речовин з фосфорилуванням і утворенням енергії АТФ на мембрані мітохондрій. Окисно-відновні системи електронотранспортного ланцюга мітохондрій.</p> <p>Зобразити схематично структуру мембрани, описувати властивості, функції.</p> <p>Мати уявлення про структурно-хімічну і функціональну організацію еукаріотів (цитоплазма і цитоскелет – колоїд; броунівський рух).</p> <p>Мати уявлення про забруднення повітря пилом та ін.; забруднення та очистку води – коагуляцію колоїдів.</p> <p>Описувати ВМС – ДНК, РНК, вуглеводи,</p>

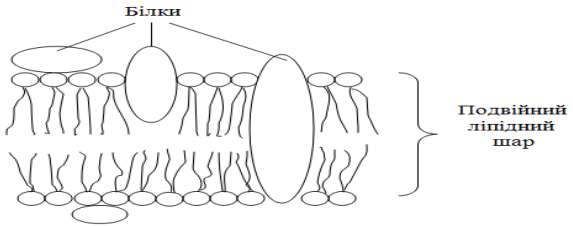
<p>2. Анатомія</p> <p>3. Медична та біологічна фізика</p>	<p>білки, ферменти у клітині (структура, функції). Мати уявлення про порушення структури і функцій ферментів та хвороби, що виникають.</p> <p>Описувати нирку.</p> <p>Мати уявлення про термодинаміку відкритих біологічних систем, ізольовану систему, закриту систему.</p> <p>Володіти поняттям внутрішня енергія.</p> <p>Пояснювати перший і другий закони термодинаміки.</p> <p>Пояснювати закон Гесса.</p> <p>Описувати і застосовувати електроди.</p> <p>Вимірювати потенціали.</p> <p>Розраховувати рівноважний потенціал Нернста (за рівнянням Нернста).</p> <p>Володіти поняттям мембранні потенціали спокою та дії.</p> <p>Описувати дифузійний рівноважний потенціал.</p> <p>Описувати електрокардіографію, електроенцефалографію, електроміографію; застосування електродів для ЕКГ.</p> <p>Мати уявлення про поверхневі явища, поверхневий натяг, поверхнево-активні речовини.</p> <p>Зображувати схематично структуру біологічних мембран, пояснювати функції.</p> <p>Описувати подвійний електричний шар (ПЕШ).</p> <p>Мати уявлення про коливання і хвилі; звук, ультразвук.</p> <p>Мати уявлення про фотометрію; взаємодію світла з речовиною.</p> <p>Мати уявлення про фізичні процеси в біооб'єктах під дією електричних і магнітних полів. Електрокінетичні явища. Електрофорез.</p> <p>Записувати формулу Смолуховського для розрахунку дзета-потенціалу.</p>
<p>4. Іноземна мова</p>	<p>Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою.</p> <p>Застосовувати іноземну мову в професійній діяльності.</p>

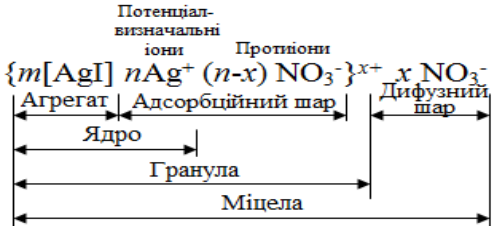
4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття

та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Макроергічні сполуки.	Макроергічні сполуки – багаті енергією сполуки: АТФ – аденозинтрифосфат; креатинфосфат; ацетил-КоА та інші.
2. Закон Гесса.	Закон Гесса: <i>Тепловий ефект реакції не залежить від шляху перебігу реакції, а визначається тільки початковим і кінцевим станами системи.</i>
3. Енергія Гіббса.	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$
4. Швидкість хімічної реакції.	$2\text{NO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{NO}_{2(r)};$ $v = k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2].$
5. Реакції: а) послідовні, б) оборотні.	а) $\text{C} + 1/2\text{O}_2 = \text{CO}; \quad \text{CO} + 1/2\text{O}_2 = \text{CO}_2.$ б) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}.$
6. Температурний коефіцієнт.	$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}.$
7. Правило Вант-Гоффа.	Правило Вант-Гоффа: <i>При підвищенні температури на 10 ° швидкість хімічних реакцій збільшується в 2 – 4 рази.</i>
8. Каталіз.	Каталіз – явище збільшення швидкості реакції за допомогою каталізатора.
9. Каталізатор.	Каталізатор – це речовина, що прискорює швидкість реакції.
10. Ферменти.	Ферменти – це речовини білкової природи, які виробляються клітинами живих організмів і значно збільшують швидкість біохімічних реакцій (у $10^4 - 10^6$ разів).

<p>11. Константа хімічної рівноваги.</p>	$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD,$ $K_{\text{рівн}} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}.$
<p>12. Електрод.</p>	<p>Провідник (метал), занурений у розчин електроліту, називається електродом.</p>
<p>13. Електродний потенціал.</p>	<p>Різниця потенціалів (стрибок потенціалів) на межі поділу фаз електрод – розчин називається електродним потенціалом.</p>
<p>14. Рівняння Нернста.</p>	$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \ln a(Me^{n+}).$
<p>15. Рівняння Петерса.</p>	$\varphi_{\text{ок відн}} = \varphi_{\text{ок відн}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a(\text{ок})}{a(\text{відн})}.$
<p>16. Адсорбція.</p>	<p>Адсорбція – це процес поглинання речовини поверхнею твердого тіла.</p>
<p>17. Адсорбент.</p>	<p>Адсорбент – це речовина, на поверхні якої відбувається адсорбція. Наприклад, активоване вугілля.</p>
<p>18. Адсорбційна терапія.</p>	<p>Гемосорбція – метод безпосереднього очищення крові, при якому кров звільняють від токсинів шляхом пропускання її через колонку з адсорбентом, підключену до системи циркуляції крові.</p> <p>Плазмосорбція, лімфосорбція, лікворосорбція, ентеросорбція, аплікаційна сорбція.</p>
<p>19. Іоніти.</p>	<p>Катіоніти – це іоніти, що обмінюються катіонами з розчином.</p> <p>Аніоніти – це іоніти, що обмінюються аніонами з розчином.</p>
<p>20. Структура мембрани.</p>	

21. Хроматографія.	<p>Хроматографія – фізико-хімічний метод аналізу і розділення суміші речовин, що базується на їх різному розподілі між двома фазами, одна з яких нерухома (тверде тіло чи рідина), а інша – рухома (газ чи рідина), яка фільтрується через нерухоому.</p>
22. Діаліз.	<p>Діаліз здійснюють у діалізаторі, що складається з двох посудин, розділених напівпроникною мембраною.</p> <p>Гемодіаліз проводять в апараті “Штучна нирка” при гострій нирковій недостатності, отруєнні, токсикозах вагітних тощо.</p>
23. Будова колоїдної частинки.	
24. Поріг коагуляції.	<p>Поріг коагуляції (або критична концентрація) – мінімальна концентрація електроліту, яка викликає явну коагуляцію золю.</p>
25. Ізоелектрична точка білка.	<p>Ізоелектрична точка білка – це значення рН, при якому заряд білка дорівнює 0.</p>

4.2. Теоретичні питання до підсумкового контролю засвоєння Модуля 2 “Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз”:

Змістовий модуль 1. Термодинамічні та кінетичні закономірності перебігу процесів та електрокінетичні явища в біологічних системах:

1. АТФ як джерело енергії для біохімічних реакцій. Макроергічні сполуки.
2. Перший закон термодинаміки. Ентальпія. Стандартні теплоти утворення та згорання речовин.
3. Закон Гесса.
4. Другий закон термодинаміки. Ентропія. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса, енергія Гельмгольца. Термодинамічні умови рівноваги. Критерії направленості самодовільних процесів.
5. Швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас для швидкості реакції. Константа швидкості.
6. Уявлення про кінетику складних реакцій: паралельних, послідовних, супржених, оборотних, конкуруючих, ланцюгових.

7. Порядок реакції. Кінетичні рівняння реакцій першого, другого та нульового порядку. Період напівперетворення.

8. Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів.

9. Енергія активації. Теорія активних співударів. Рівняння Арреніуса. Поняття про теорію перехідного стану (активованого комплексу).

10. Особливості дії каталізаторів. Гомогенний, гетерогенний та мікрогетерогенний каталіз. Кислотно-основний каталіз. Автокаталіз.

11. Ферменти як біологічні каталізатори. Особливості дії ферментів: селективність, ефективність, залежність ферментативної дії від температури, реакції середовища, концентрації ферменту та субстрату. Механізм дії ферментів.

12. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги та способи її виразу. Зміщення хімічної рівноваги при зміні температури, тиску, концентрації речовин. Принцип Ле Шательє.

13. Реакції осадження та розчинення. Добуток розчинності.

14. Електродні потенціали та механізм їх виникнення. Рівняння Нернста. Нормальний (стандартний) електродний потенціал.

15. Нормальний водневий електрод.

16. Вимірювання електродних потенціалів. Електроди визначення та електроди порівняння. Хлорсрібний електрод. Іонселективні електроди. Скляний електрод.

17. Окисно-відновний потенціал як міра окисної та відновної здатності систем. Рівняння Петерса. Нормальний окисно-відновний потенціал.

18. Прогнозування напрямку окисно-відновних реакцій за величинами окисно-відновних потенціалів.

19. Потенціометричне визначення активності йонів. Потенціометричне титрування.

20. Дифузійний потенціал. Мембранний потенціал. Біологічна роль дифузійних та мембранних потенціалів. Потенціал пошкодження. Потенціал спокою. Потенціал дії.

Змістовий модуль 2. Фізико-хімія поверхневих явищ. Ліофобні та ліофільні дисперсні системи:

1. Поверхневі явища та їх значення в біології та медицині. Поверхнево-активні та поверхнево-неактивні речовини. Поверхнева активність. Правило Дюкло – Траубе.

2. Адсорбція на межі поділу рідина – газ та рідина – рідина. Рівняння Гіббса. Орієнтація молекул поверхнево-активних речовин у поверхневому шарі. Уявлення про структуру біологічних мембран.

3. Адсорбція на межі поділу тверде тіло – газ. Рівняння Ленгмюра.

4. Адсорбція із розчину на поверхні твердого тіла. Рівняння Фрейндліха.

5. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії (гемосорбція, плазмо-

сорбція, лімфосорбція, ентеросорбція, аплікаційна терапія).

6. Адсорбція електролітів: специфічна (вибірنا) та іонообмінна. Правило Панета – Фаянса.

7. Іонообмінники природні та синтетичні.

8. Хроматографія. Класифікація хроматографічних методів аналізу за ознакою агрегатного стану фаз, техніки виконання та механізму розподілу. Адсорбційна, іонообмінна та розподільна хроматографія. Застосування хроматографії в біології та медицині.

9. Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності. Методи одержання та очистки колоїдних розчинів. Діаліз, електродіаліз, ультрафільтрація, компенсаційний діаліз, вивідіаліз. Гемодіаліз та апарат "штучна нирка".

10. Будова колоїдних частинок.

11. Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем. Броунівський рух, дифузія, осмотичний тиск. Оптичні властивості колоїдних систем.

12. Електрокінетичний потенціал колоїдної частинки. Рівняння Гельмгольца–Смолуховського. Електрофорез, його застосування в дослідницькій та клініко-лабораторній практиці. Електрофореграми.

13. Кінетична (седиментаційна) та агрегативна стійкість дисперсних систем. Фактори стійкості. Коагуляція. Механізм коагулюючої дії електролітів.

14. Поріг коагуляції. Правило Шульце-Гарді. Процеси коагуляції при очистці питної води та стічних вод. Колоїдний захист.

15. Аерозолі, суспензії, емульсії. Методи одержання, властивості, застосування. Токсична дія деяких аерозолей. Типи емульсій. Емульгатори. Біологічна роль емульгування.

16. Високомолекулярні сполуки – основа живих організмів. Глобулярна та фібрилярна структура білків. Порівняльна характеристика розчинів високомолекулярних сполук, істинних та колоїдних розчинів.

17. Набухання та розчинення полімерів. Механізм набухання. Вплив рН середовища, температури та електролітів на набухання. Роль набухання в фізіології організму.

18. Драглювання розчинів ВМС. Тиксотропія. Синерезис. Висолювання біополімерів із розчинів.

19. Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові.

20. Мембранна рівновага Доннана.

21. Ізоелектричний стан білка. Ізоелектрична точка та методи її визначення. Іонний стан біополімерів у водних розчинах.

Зміст теми (тези):

Теоретичні питання до підсумкового контролю засвоєння **Модуля 2**
“Рівноваги в біологічних системах на межі поділу фаз”:

Змістовий модуль 1. Термодинамічні та кінетичні закономірності перебігу процесів та електрокінетичні явища в біологічних системах:

1. АТФ як джерело енергії для біохімічних реакцій. Макроергічні сполуки

Макроергічними сполуками є: АТФ, АДФ, фосфоенолпіруват, креатин-фосфат, ацетил-КоА та інші.

АТФ – джерело енергії для таких біохімічних реакцій, як: синтез білків, жирів, вуглеводів, нуклеїнових кислот та ін. сполук; розщеплення вуглеводів, жирів тощо; знешкодження токсичних речовин; транспорт речовин через мембрани.

2. Перший закон термодинаміки. Ентальпія. Стандартні теплоти утворення та згорання речовин

Існує кілька формулювань першого закону.

- 1. В ізольованій системі сума всіх видів енергії стала.*
- 2. Неможливо створити вічний двигун першого роду, тобто здійснити роботу без витрати енергії.*
- 3. Різні форми енергії переходять одна в одну в еквівалентних співвідношеннях, при взаємоперетвореннях енергія не зникає і не створюється.*

3. Закон Гесса

Тепловий ефект реакції не залежить від шляху перебігу реакції, а визначається тільки початковим і кінцевим станами системи.

4. Другий закон термодинаміки. Ентропія. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса, енергія Гельмгольца. Термодинамічні умови рівноваги. Критерії направленості самодовільних процесів

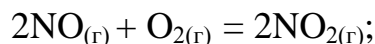
Існує кілька формулювань другого закону.

- 1. Неможливо побудувати вічний двигун другого роду, тобто неможливо теплоту повністю перетворити в роботу (Вільям Томсон).*
- 2. Неможливо здійснити перехід тепла від більш холодного тіла до більш гарячого, не виконуючи при цьому роботи (Е. Рудольф Клаузіус).*

Рівняння Гіббса: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

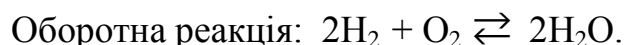
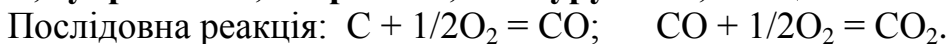
Процес самочинний при $\Delta G < 0$.

5. Швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас для швидкості реакції. Константа швидкості



$$v = k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2].$$

6. Уявлення про кінетику складних реакцій: паралельних, послідовних, супряжених, оборотних, конкуруючих, ланцюгових



7. Порядок реакції. Кінетичні рівняння реакцій першого, другого та нульового порядку. Період напівперетворення

Кінетичне рівняння реакції нульового порядку: $v = k \cdot C^0$; $v = k \cdot 1$; $v = k$.

Реакція першого порядку: $N_2O_5 = 2NO_2 + 1/2O_2$;

кінетичне рівняння реакції першого порядку: $v = kC^1$; $v = k [N_2O_5]^1$.

Реакції другого порядку та їх кінетичні рівняння:

а) $H_2 + I_2 = 2HI$; $v = kC_1^1 \cdot C_2^1$; $v = k [H_2]^1 \cdot [I_2]^1$;

б) $2HI = H_2 + I_2$; $v = kC^2$.

8. Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів

Правило Вант-Гоффа: при підвищенні температури на 10° швидкість хімічних реакцій збільшується в 2 – 4 рази.

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

9. Енергія активації. Теорія активних співударів. Рівняння Арреніуса. Поняття про теорію перехідного стану (активованого комплексу)

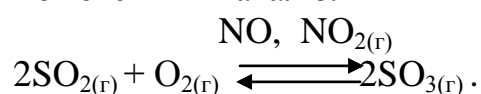
$$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$$

10. Особливості дії каталізаторів. Гомогенний, гетерогенний та мікрогетерогенний каталіз. Кислотно-основний каталіз. Автокаталіз

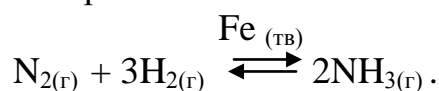
Каталіз – явище збільшення швидкості реакції за допомогою каталізатора.

Каталізатор – це речовина, що прискорює швидкість реакції, не змінюючись при цьому ні якісно, ні кількісно.

Гомогенний каталіз:



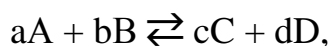
Гетерогенний каталіз:



11. Ферменти як біологічні каталізатори. Особливості дії ферментів: селективність, ефективність, залежність ферментативної дії від температури, реакції середовища, концентрації ферменту та субстрату. Механізм дії ферментів

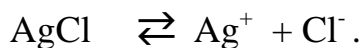
Ферменти – це речовини білкової природи, які виробляються клітинами живих організмів і значно збільшують швидкість біохімічних реакцій (у $10^4 - 10^6$ разів).

12. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги та способи її виразу. Зміщення хімічної рівноваги при зміні температури, тиску, концентрації речовин. Принцип Ле Шательє



$$K_{\text{рівн}} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}.$$

13. Реакції осадження та розчинення. Добуток розчинності



тверда фаза розчин
осад

$$DP = K_S = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-].$$

14. Електродні потенціали та механізм їх виникнення. Рівняння Нернста. Нормальний (стандартний) електродний потенціал

Провідник (метал), занурений у розчин електроліту, називається **електродом**.

Різниця потенціалів (стрибок потенціалів) на межі поділу фаз електрод – розчин називається **електродним потенціалом**.

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \ln a(\text{Me}^{n+}).$$

15. Нормальний водневий електрод

Нормальний водневий електрод – це платинова пластинка, занурена в розчин сульфатної кислоти, активність йонів H^+ в якому дорівнює 1 моль/л. Через розчин пропускають водень під тиском 101,3 кПа (1 атм). Поверхня платини покривається шаром газоподібного водню.

16. Вимірювання електродних потенціалів. Електроди визначення та електроди порівняння. Хлорсрібний електрод. Іонселективні електроди. Скляний електрод

Електрод, потенціал якого визначають, називають **електродом визначення**.

Другий електрод з відомим значенням електродного потенціалу називають **електродом порівняння**.

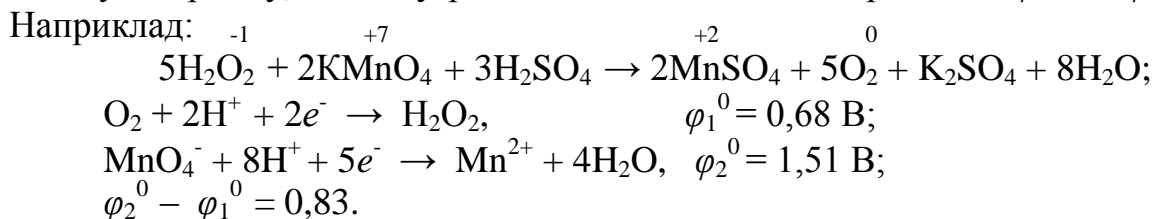
17. Окисно-відновний потенціал як міра окисної та відновної здатності систем. Рівняння Петерса. Нормальний окисно-відновний потенціал

$$\varphi_{\text{ок|відн}} = \varphi_{\text{ок|відн}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a(\text{ок})}{a(\text{відн})}.$$

18. Прогнозування напрямку окисно-відновних реакцій за величи-

нами окисно-відновних потенціалів

Напрямок процесу можна визначити, користуючись значеннями стандартних окисно-відновних потенціалів для напівреакцій. Реакція відбувається в тому напрямку, в якому різниця потенціалів напівреакцій $\varphi_2^0 - \varphi_1^0 > 0$.



Це означає, що за таких умов реакція відбувається самочинно у прямому напрямку.

19. Потенціометричне визначення активності йонів. Потенціометричне титрування

Використовуючи йонселективні електроди, вимірюють концентрацію найважливіших у фізіологічному відношенні або токсичних йонів – Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , NH_4^+ , Pb^{2+} , Cl^- , Br^- , I^- , NO_3^- тощо.

Потенціометричним титруванням називають метод визначення концентрації речовини за даними потенціометричних вимірів.

Для потенціометричного титрування складають коло з індикаторного електрода, який занурюють у досліджуваний розчин, та електрода порівняння. Індикаторний електрод реагує на зміну в розчині активності визначуваного йона або йонів титранту.

20. Дифузійний потенціал. Мембранний потенціал. Біологічна роль дифузійних та мембранних потенціалів. Потенціал пошкодження. Потенціал спокою. Потенціал дії

Дифузійний потенціал – стрибок потенціалу на межі між неоднаковими за складом чи концентрацією розчинами.

Мембранний потенціал виникає, якщо між двома розчинами є мембрана.

Змістовий модуль 2. Фізико-хімія поверхневих явищ. Ліофобні та ліофільні дисперсні системи:

1. Поверхневі явища та їх значення в біології та медицині. Поверхнево-активні та поверхнево-неактивні речовини. Поверхнева активність. Правило Дюкло – Траубе

Правило Дюкло-Траубе:

У гомологічному ряду карбонових кислот, спиртів, амінів зі збільшенням довжини вуглеводневого ланцюга на одну $-\text{CH}_2-$ групу поверхнева активність речовини збільшується в 3 – 3,5 рази.

2. Адсорбція на межі поділу рідина– газ та рідина– рідина. Рівняння Гіббса. Орієнтація молекул поверхнево-активних речовин у поверхнево-

му шарі. Уявлення про структуру біологічних мембран

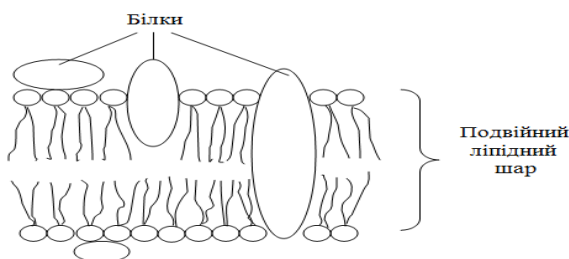
Адсорбція – це процес поглинання речовини поверхнею твердого тіла.

Адсорбент – це речовина, на поверхні якої відбувається адсорбція. Наприклад, активоване вугілля.

Рівняння Гіббса:

$$\Gamma = - \frac{C}{RT} \cdot \frac{\Delta\sigma}{\Delta C} .$$

Структура мембрани



3. Адсорбція на межі поділу тверде тіло – газ. Рівняння Ленгмюра

$$\Gamma = \Gamma_{\max} \cdot \frac{C}{C + K} .$$

4. Адсорбція із розчину на поверхні твердого тіла. Рівняння Фрейндліха

$$\frac{x}{m} = kC^n .$$

5. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії (гемосорбція, плазмосорбція, лімосорбція, ентеросорбція, аплікаційна терапія)

Гемосорбція – метод безпосереднього очищення крові, при якому кров звільняють від токсинів шляхом пропускання її через колонку з адсорбентом, підключену до системи циркуляції крові.

Ентеросорбція – вид сорбційної детоксикації організму, при якому сорбент потрапляє в ротову порожнину, після чого проходить з різною швидкістю через відділи системи травлення й адсорбує токсичні речовини і продукти метаболізму. Поверхня поділу фаз однієї таблетки активованого вугілля (0,25 г) досягає 125 м².

6. Адсорбція електролітів: специфічна (вибірна) та іонообмінна. Правило Панета – Фаянса

Вибіркова (селективна) адсорбція здійснюється відповідно до **правила Панета-Фаянса**:

На поверхні кристалу із розчину адсорбуються переважно ті йони, які можуть добудовувати його кристалічну ґратку, чи ізоморфні з її йонами, утворюючи при цьому з йонами кристалу малорозчинні сполуки.

7. Іонообмінники природні та синтетичні

Катіоніти – це іоніти, що обмінюються катіонами з розчином.

Аніоніти – це іоніти, що обмінюються аніонами з розчином.

8. Хроматографія. Класифікація хроматографічних методів аналізу за ознакою агрегатного стану фаз, техніки виконання та механізму розподілу. Адсорбційна, іонообмінна та розподільна хроматографія. Застосування хроматографії в біології та медицині

Класифікація хроматографічних методів аналізу:

– за агрегатним станом фаз:

а) газова хроматографія; б) рідинна хроматографія;

– за технікою виконання:

а) колонкова хроматографія; б) капілярна; в) паперова; г) тонкошарова;

– за механізмом процесу розділення суміші компонентів:

а) адсорбційна хроматографія; б) іонообмінна; в) розподільна; г) осадова;
д) гель-фільтрація (метод молекулярних сит); е) афінна (біоспецифічна);

9. Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності. Методи одержання та очистки колоїдних розчинів. Діаліз, електродіаліз, ультрафільтрація, компенсаційний діаліз, вивідіаліз. Гемодіаліз та апарат "штучна нирка"

Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності:

1. Грубодисперсні ($10^{-7} - 10^{-4}$ м).

2. Високодисперсні (колоїдні розчини (золі)) ($10^{-9} - 10^{-7}$ м).

3. Молекулярно-дисперсні ($< 10^{-9}$ м).

Методи очистки колоїдних розчинів:

Діаліз здійснюють у діалізаторі, що складається з двох посудин, розділених напівпроникною мембраною.

Гемодіаліз проводять в апараті "Штучна нирка" при гострій нирковій недостатності, отруєнні, токсикозах вагітних тощо.

10. Будова колоїдних частинок



11. Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем. Броунівський рух, дифузія, осмотичний тиск. Оптичні властивості колоїдних систем

Броунівський рух – це тепловий хаотичний рух частинок, що виникає

внаслідок зіткнення молекул розчинника з колоїдними частинками.

Дифузія – це процес самочинного вирівнювання концентрації частинок у всьому об'ємі дисперсної системи.

Осмотичний тиск пропорційний кількості частинок розчиненої речовини в одиниці об'єму розчину і не залежить від природи і маси частинок.

12. Електрокінетичний потенціал колоїдної частинки. Рівняння Гельмгольца–Смолуховського. Електрофорез, його застосування в дослідницькій та клініко-лабораторній практиці. Електрофореграми

Електрофорез – це спрямований рух частинок дисперсної фази відносно нерухомого дисперсійного середовища у постійному електричному полі.

Рівняння Гельмгольца-Смолуховського:

$$v = \varepsilon_0 \frac{\varepsilon \zeta E}{\eta}.$$

13. Кінетична (седиментаційна) та агрегативна стійкість дисперсних систем. Фактори стійкості. Коагуляція. Механізм коагулюючої дії електролітів

Стійкість дисперсної системи – це здатність її зберігати незмінними розміри частинок дисперсної фази та їх рівномірний розподіл в об'ємі дисперсійного середовища.

Фактори стійкості: електростатичний, сольватний, ентропійний, структурно-механічний.

Коагуляція – це процес зменшення дисперсності системи за рахунок укрупнення частинок дисперсної фази.

14. Поріг коагуляції. Правило Шульце-Гарді. Процеси коагуляції при очищенні питної води та стічних вод. Колоїдний захист

Поріг коагуляції (або критична концентрація) – мінімальна концентрація електроліту, яка викликає явну коагуляцію золю.

Обчислюють поріг коагуляції за формулою:

$$C_{\text{пор}} = \frac{V_{\text{ел}} \cdot C_{\text{мін}}}{V_{\text{золю}} + V_{\text{ел}}}.$$

Правило Шульце – Гарді:

Коагулюючу дію виявляють не всі йони електроліту, а лише той йон, який має заряд, протилежний знаку заряду колоїдної частинки (гранули). Коагулююча сила йона електроліту збільшується зі збільшенням його валентності.

Явище збільшення стійкості золів шляхом додавання високомолекулярних сполук (ВМС) називають **колоїдним захистом**.

15. Аерозолі, суспензії, емульсії. Методи одержання, властивості, застосування. Токсична дія деяких аерозолей. Типи емульсій. Емульга-

тори. Біологічна роль емульгування

Аерозолі – це дисперсні системи з газовим дисперсійним середовищем і рідкою або твердою дисперсною фазою.

Суспензії – це грубодисперсні системи з твердою дисперсною фазою і рідким дисперсійним середовищем.

Емульсії – це дисперсні системи, які складаються з двох рідин різної полярності, що не змішуються.

16. Високомолекулярні сполуки – основа живих організмів. Глобулярна та фібрилярна структура білків. Порівняльна характеристика розчинів високомолекулярних сполук, істинних та колоїдних розчинів

Білки (протеїни, поліпептиди) утворені з амінокислот. Вони виконують такі функції: каталітичну (пепсин), регуляторну (гормон інсулін), транспортну (гемоглобін), рецепторну, структурну (колаген), скорочувальну (актин, міозин), захисну (імуноглобуліни здійснюють імунний захист; фібриноген бере участь у згортанні крові, що захищає від крововтрат). Альбуміни підтримують онкотичний тиск плазми крові.

Структура білків визначає їх функції. Наприклад, глобулярну структуру мають транспортні білки крові (гемоглобін, альбуміни), а фібрилярну структуру мають білки колаген кісток, кератин волосся тощо.

Нуклеїнові кислоти – це полінуклеотиди, утворені з нуклеотидів (що містять залишок фосфатної кислоти, вуглевод (рибозу чи дезоксирибозу) та азотисту основу). ДНК та РНК беруть участь у зберіганні, передачі та реалізації спадкової інформації.

Полісахариди (крохмаль, глікоген) утворені з великої кількості залишків глюкози, що є джерелом енергії в організмі.

17. Набухання та розчинення полімерів. Механізм набухання. Вплив рН середовища, температури та електролітів на набухання. Роль набухання в фізіології організму

Набухання – це процес проникнення молекул розчинника у полімерну структуру, що призводить до збільшення об'єму полімеру.

18. Драгливання розчинів ВМС. Тиксотропія. Синерезис. Висолювання біополімерів із розчинів

Драгливання – це своєрідна коагуляція, в ході якої дисперсна фаза разом з дисперсійним середовищем утворюють структуровані системи.

Утворені структури мають малу міцність, тому можуть руйнуватися і переходити в розчин, а потім знову структуруватися. Цей процес називається **тиксотропією**.

Старіння драглів зумовлене агрегацією частинок, втратою еластичності, розділенням на фази з виділенням рідини. Цей процес називається **синерезисом**.

При додаванні до розчину ВМС солей відбувається **висолювання** –

оборотне осадження білків.

19. Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові

Величина, зворотна до текучості рідини – це **в'язкість**.

В'язкість води = 1,0 мПа·с.

Розчини ВМС мають аномальну в'язкість. В'язкість розчину ВМС значно більша за в'язкість розчинника, тому що значна кількість молекул ВМС орієнтується упоперек потоку.

В'язкість крові людини в нормі 4 – 5 мПа·с.

20. Мембранна рівновага Доннана

Концентрація йонів, які дифундують крізь мембрану, менша у розчині I, що містить аніони білка R⁻, які не дифундують, порівняно з розчином II, що не містить білка.

З рівноваги Доннана випливає, що білок, не здатний дифундувати крізь мембрану, змінює розподіл концентрації електроліту. Мембрана поводить себе так, нібито пропускає електроліт тільки в одному напрямку. Чим більша концентрація білка і чим менша концентрація електроліту в розчині, тим більшою буде різниця в кінцевому розподілі йонів, що спричинить великий вплив на процес осмосу і регуляцію осмотичного тиску (колоїдні поліелектроліти впливають на переміщення солі всупереч осмотичному тиску).

21. Ізоелектричний стан білка. Ізоелектрична точка та методи її визначення. Іонний стан біополімерів у водних розчинах

Ізоелектричний стан білка – це стан, при якому його заряд дорівнює нулю.

Значення рН, при якому білок знаходиться в ізоелектричному стані – це **ізоелектрична точка білка**.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вказати, які з наведених речовин застосовуються в медицині як адсорбенти:

- а) калій гексаціаноферат(III), калій перманганат;
- б) магній гідрогенкарбонат, калій перманганат;
- в) силікагель, активоване вугілля;
- г) алюміній оксид, магній гідрогенкарбонат.

2. Вказати, на якому методі очищення колоїдних розчинів ґрунтується робота апарату «штучна нирка»:

- а) ультрафільтрація; в) діаліз;
- б) електродіаліз; г) компенсаційний діаліз.

3. Патологічні стани: «голодні» набряки або «ниркові» набряки виникають:

- а) при зниженні вмісту білка в крові;

- б) при збільшенні вмісту білка в крові;
- в) при зниженні вмісту рідини в організмі;
- г) при збільшенні вмісту рідини в організмі.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. В одному кілограмі тріски міститься 116 г білків і 3 г жирів. Розрахуйте енергетичну цінність порції тріски масою 200 г.
2. Температурний коефіцієнт швидкості реакції Вант-Гоффа γ дорівнює 2. У скільки разів збільшиться швидкість реакції при нагріванні реагуючої суміші від 285 до 325 K?
3. Для коагуляції 10 мл золю As_2S_3 необхідно до нього додати 1,2 мл розчину NaCl з молярною концентрацією еквівалента $C(NaCl) = 0,5$ моль/л. Обчисліть поріг коагуляції в ммоль/л.

Критерії оцінювання Підсумкового модульного контролю:

- 1 питання (теоретичне питання)** – від 0 до 33,5 балів;
- 2 питання (практичні навички)** – від 0 до 33 балів;
- 1 задача** – 5 балів;
- 2 задача** – 5 балів;
- 1 тест** – 0,5 бала; всього 7 тестів.

Підсумковий модульний контроль вважається зарахованим, якщо студент набрав не менш **50 балів**. Максимальна сума балів підсумкового контролю дорівнює **80**.

До підсумкового контролю допускаються студенти, які виконали всі види робіт, передбачені навчальною програмою, та при вивченні модуля набрали кількість балів за поточну успішність не меншу за мінімальну (72).

Сумарна оцінка за модуль та з дисципліни складається з сумарної оцінки за діяльність на поточних заняттях та підсумкового контролю знань студента. Поточна діяльність оцінюється від **72 до 120 балів**. Таким чином, мінімальна кількість балів за модуль має становити: **72 + 50 = 122 бали**. Максимальна кількість: $120 + 80 = 200$ балів.

Критерії оцінювання підсумкового модульного контролю:

Оцінку «ВІДМІННО» (80 – 72 бали) одержує студент, який дав не менше 90 % правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, без помилок вирішив ситуаційні задачі, дав ґрунтовні повні відповіді на всі теоретичні питання. Демонструє всебічне і глибоке засвоєння навчального матеріалу; в повному об'ємі володіє теоретичними знаннями та практичними навичками; розуміє значення дисципліни, її зв'язок з професійно-орієнтованими дисциплінами.

Оцінку «ДОБРЕ» (71 – 64 бали) одержує студент, який дав не менше 75 % правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, припустився окремих незначних помилок при вирішенні ситуаційних задач, дав повні відповіді на всі теоретичні питання з незначними помилками. Демон-

струє повне засвоєння навчального матеріалу; добре володіє теоретичними знаннями та практичними навичками; розуміє значення дисципліни, її зв'язок з професійно-орієнтованими дисциплінами.

Оцінку «ЗАДОВІЛЬНО» (63 – 50 балів) одержує студент, який дав не менше 55 % правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, припустився значних помилок у відповідях на письмові завдання, з помилками вирішує ситуаційні задачі, не повністю відповів на теоретичні питання або припустився значних помилок. Демонструє засвоєння лише основ навчального матеріалу; оволодів не всіма практичними навичками; не може самостійно пояснити зв'язок хімії з іншими професійно-орієнтованими дисциплінами.

Оцінку «НЕЗАДОВІЛЬНО» (менше 50 балів) одержує студент, який дав менше 55 % правильних відповідей на стандартизовані тестові завдання, припустився грубих помилок у відповідях на письмові завдання та теоретичні запитання або взагалі не дав відповідей на них. Демонструє відсутність систематичних знань та умінь, не володіє практичними навичками, допускає принципові помилки у відповідях на теоретичні питання та при вирішенні ситуаційних задач.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (С. 45 – 80, 139 – 277).

2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 56 – 100, 169 – 325).

3. Харченко С.В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 78 – 119, 127 – 199).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 59 – 158).

2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник / Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 176 – 209, 366 – 389, 396 – 398, 406 – 485, 505 – 547, 562 – 758).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012 – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Га-

линська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 56 – 100, 169 – 325).

2. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне/.– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с. (С. 176 – 209, 366 – 389, 396 – 398, 406 – 485, 505 – 547, 562 – 758)).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).