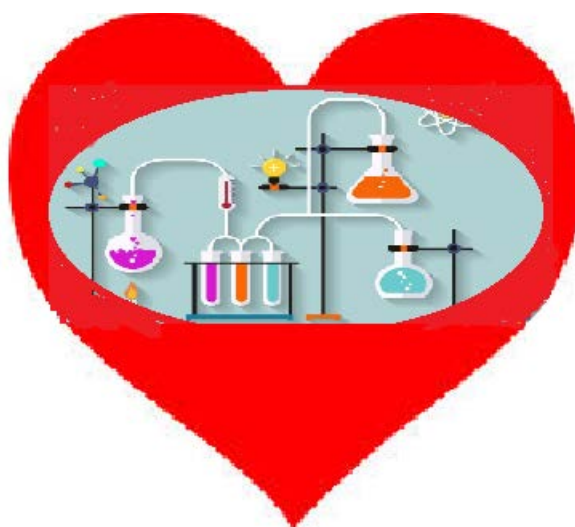


Міністерство охорони здоров'я України
Українська медична стоматологічна академія



МЕДИЧНА ХІМІЯ

Робочий зошит
для студентів стоматологічного факультету
закладів вищої освіти МОЗ України

Студента (-ки) _____ групи _____ курсу

П.І.П. студента (-ки) _____

Полтава – 2018

Рекомендовано Центральною методичною комісією Вищого державного навчального закладу України “Українська медична стоматологічна академія”. Протокол №3 від 5.12.2018р.

Автори:

к.х.н., доцент, завідувач кафедри медичної хімії Іващенко О.Д.,
к.х.н., доцент кафедри медичної хімії Нікозяць Ю.Б.,
к.б.н., доцент кафедри медичної хімії Харченко С.В.,
к.б.н., доцент кафедри медичної хімії Цубер В.Ю.,
ст. викладач кафедри медичної хімії Іщейкіна Л.К.,
викладач кафедри медичної хімії Копанцева Л.М.,
викладач кафедри медичної хімії Подпала В.В.

Рецензенти:

к.б.н., доцент кафедри мікробіології, вірусології та імунології Звягольська І.М,
д.м.н., професор кафедри біологічної та біоорганічної хімії Нетюхайло Л.Г.

№ практичного заняття	ЗМІСТ	Стор.
	Правила безпечної роботи в навчальних лабораторіях кафедри медичної хімії	3
Модуль 1. «Основи медичної хімії»		
№ 1	Техніка безпеки роботи у лабораторії. Біогенні <i>s</i> - елементи: біологічна роль, застосування в медицині	4
№ 2	Біогенні <i>p</i> - та <i>d</i> -елементи: біологічна роль, застосування в медицині	7
№ 3	Способи вираження кількісного складу	12
№ 4	Приготування розчинів із заданим кількісним складом	15
№ 5	Кислотно-основна рівновага та рН біологічних рідин	18
№ 6	Титриметричний аналіз. Методи кислотно-основного титрування	22
№ 7	Властивості буферних розчинів	26
№ 8	Роль буферних розчинів у біосистемах	29
№ 9	Колігативні властивості розчинів	31
№ 10	Термодинамічні закономірності перебігу біохімічних процесів	35
№ 11	Кінетичні закономірності перебігу біохімічних процесів	38
№ 12	Комплексоутворення в гетерогенних системах	43
№ 13	Реакції осадження та розчинення	46
№ 14	Визначення електродних потенціалів	49
№ 15	Адсорбційні процеси та йонний обмін у біосистемах. Хроматографія	53
№ 16	Одержання, очистка та властивості колоїдних розчинів	57
№ 17	Коагуляція колоїдних розчинів	61
№ 18	Фізико-хімія розчинів біополімерів	64
№ 19	Розв'язування задач. Контроль практичних навичок	67
№ 20	Підсумковий контроль засвоєння модуля «Основи медичної хімії»	67
	Критерії оцінювання Підсумкового модульного контролю	70
	Список використаної літератури	71
	ДОДАТКИ	72

ПРАВИЛА БЕЗПЕЧНОЇ РОБОТИ У НАВЧАЛЬНИХ ЛАБОРАТОРІЯХ КАФЕДРИ 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 маззю від опіків.
4. При хімічних опіках очей промити очі великою кількістю води, а потім звернутися до лікаря.

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.

Ознайомлений (а)

(підпис студента)

« ____ » _____ 20 ____ р.

МОДУЛЬ 1. «КИСЛОТНО-ОСНОВНІ РІВНОВАГИ ТА КОМПЛЕКСОУТВОРЕННЯ В БІОЛОГІЧНИХ РІДИНАХ»

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 1.

ТЕМА: Техніка безпеки роботи у лабораторії. Біогенні s-елементи: біологічна роль, застосування в медицині

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.

МЕТА: вміти теоретично обґрунтувати і практично визначати за допомогою якісних реакцій біогенні s-елементи.

I. Теоретична частина:

1. Біогенні елементи: органогени; макроелементи; мікроелементи.
2. Електронна структура біогенних s-елементів.
3. Типові хімічні властивості s-елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення).
4. Біологічна роль біогенних s-елементів.
5. Зв'язок між місцезнаходженням s- елементів у періодичній системі та їх вмістом у організмі.
6. Застосування в медицині.

II. Практична частина

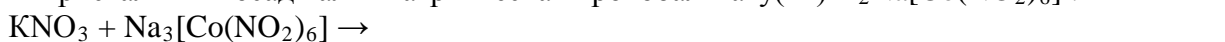
1. Лабораторна робота

Якісні реакції біогенних s – елементів

Реакції катіону калію (K⁺)

Дослід 1. *Взаємодія з натрій гексанітрокобальтатом (III) Na₃[Co(NO₂)₆].*

Натрій гексанітрокобальтат(III) Na₃[Co(NO₂)₆], при взаємодії з солями калію, утворює жовтий кристалічний осад калій-натрій гексанітрокобальтату(III) K₂Na[Co(NO₂)₆] :



Реакцію треба проводити у нейтральному або слабкокислому середовищі.

Умови проведення дослід. У пробірку налити 2 краплі 0,5 н розчину солі калію і додати рівний об'єм свіжоприготовленого розчину натрій гексанітрокобальтату (III). Утворюється жовтий кристалічний осад.

Висновки: _____

Реакції катіону натрію (Na⁺)

Дослід 2. *Взаємодія з калій дигідроантимонатом.*

Калій дигідроантимонат з йоном Na⁺ утворює білий кристалічний осад натрій дигідроантимонату:



Умови проведення дослід. У пробірку налити 2-3 краплі розчину солі натрію, додати 2-3 краплі розчину калій дигідроантимонату. Якщо осад не випадає, то слід потерти скляною паличкою внутрішні стінки пробірки.

Висновки: _____

Реакції катіону кальцію (Ca²⁺)

Дослід 3. *Взаємодія з мінеральними кислотами*

Сульфатна кислота утворює з йоном Ca²⁺ білий кристалічний осад кальцій(II) сульфату при нагріванні та потиранні внутрішніх стінок пробірки скляною паличкою:



Умови проведення дослід. У пробірку налити 3-5 крапель розчину CaCl₂ і додати рівний об'єм розбавленої H₂SO₄. Утворюється білий осад. При додаванні 2-3 крапель ацетону або етилового спирту осадження буде повнішим, бо розчинність CaSO₄ у новому розчиннику зменшується.

Висновки: _____

Дослід 4. Взаємодія з амоній (I) оксалатом

Амоній оксалат з йоном Ca^{2+} утворює білий дрібнокристалічний осад оксалату кальцію:
 $\text{CaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow$ _____

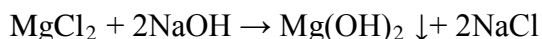
Умови проведення дослідів. У пробірку налити 3-5 крапель розчину CaCl_2 і додати рівний об'єм розчину амонію (I) оксалату. CaC_2O_4 легко розчиняється в мінеральних кислотах, але не розчиняється в оцтовій кислоті.

Висновки: _____

Якісні реакції на катіон Mg^{2+}

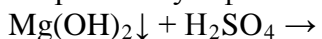
Дослід 5. Взаємодія з гідроксидами

Гідроксиди NaOH та KOH утворюють з катіоном Mg^{2+} білий аморфний осад магнію гідроксиду:

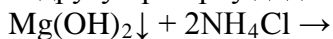


Умови проведення дослідів: В пробірку внести 4 краплі розчину солі магнію, додати 4 краплі насиченого розчину гідроксиду NaOH чи KOH .

Розчин з осадом $\text{Mg}(\text{OH})_2$ поділити на 2 пробірки. В одну пробірку з осадом додати по краплям розчин сульфатної кислоти до повного розчинення осаду:



У другу пробірку додати по краплям розчин солі амоній хлориду до розчинення осаду:



Висновки: _____

2. Контрольні завдання

1. Як формулюють періодичний закон Д.І. Менделєєва і чому він є основою для вивчення властивостей біоелементів?

2. Як змінюються заряди ядер, радіуси атомів та йонів, енергії іонізації в межах періодів і груп періодичної системи хімічних елементів?

3. Що таке електронна конфігурація (структура) атомів? Як на цій основі пояснюють валентні можливості атомів, їх металічні та неметалічні властивості? Навести приклад.

4. Напишіть електронні конфігурації атомів Натрію та Магнію.

5. Напишіть електронні конфігурації атомів Калію та Кальцію.

6. Що таке елементи-органогени, макро- і мікроелементи? _____

7. Записати електронну структуру атомів Na, K та катіонів Na^+ , K^+ . _____

8. Записати електронну структуру атомів Mg, Ca та катіонів Mg^{2+} , Ca^{2+} . _____

9. Якими якісними реакціями можна визначити присутність іонів K^+ , Na^+ ? Наведіть відповідні рівняння реакцій.

10. Якими якісними реакціями можна визначити присутність йону Mg^{2+} ? Наведіть відповідні рівняння реакцій.

11. Біороль іонів K^+ , Na^+ в організмі.

12. Біороль йону Mg^{2+} в організмі. _____

13. Сполуки s-елементів, що застосовуються як медичні препарати. Поняття про фізіологічний розчин. _____

14. Як за зміною забарвлення полум'я визначити присутність *s*-елементів у зразку? _____

15. Природні сполуки *s*-елементів, їх роль в організмі людини і застосування в медицині.

Література:

Основна: 1. С. 278 – 304, 2. С. 327 – 408, 3. С. 11 – 24; 4. С. 3 – 13.

Додаткова: 1. С. 5 – 15, 3. С. 38 – 44, 210 – 224, 257 – 282.

«Зараховано» « ____ » _____ 20 ____ р. _____

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 2.

ТЕМА: Біогенні *p*- та *d*- елементи: біологічна роль, застосування в медицині

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: До *p*-елементів належать елементи-органогени – карбон, нітроген, кисень, фосфор, сульфур, з атомів яких побудовані основні органічні сполуки організму людини – білки, жири, вуглеводи, полінуклеотиди.

Біологічна роль *d*-елементів обумовлена їх здатністю брати участь в реакціях комплексоутворення, гетерогенних та протолітичних реакціях. 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.

МЕТА: вміти теоретично обґрунтувати і практично визначити за допомогою якісних реакцій *p*- та *d*- елементи.

I. Теоретична частина:

1. Електронна структура *p*-елементів. Типові хімічні властивості *p*- елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення). Біологічна роль біогенних *p*- елементів.

2. Зв'язок між вмістом біогенних *p*- елементів в організмі людини та їх вмістом в довкіллі. Ендемічні захворювання, їх зв'язок з особливостями біогеохімічних провінцій (районів з природним дефіцитом або надлишком певних хімічних елементів у літосфері). Застосування в медицині.

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

4. Метали життя. Електронна структура та електронегативність біогенних *d*-елементів.

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

а) реакції зі зміною ступеня окиснення;

б) комплексоутворення.

6. Біологічна роль біогенних *d*-елементів. Токсична дія *d*-елементів та їх сполук. Застосування в медицині.

II. Практична частина

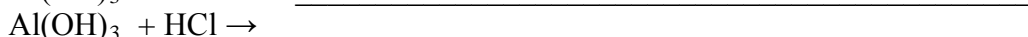
1. Лабораторна робота

Якісні реакції біогенних *p*- елементів

Реакції катіону алюмінію (Al^{3+})

Дослід 1. Взаємодія з їдкими лугами

Їдкі луги з іоном Al^{3+} утворюють амфотерний осад алюмінію(III) гідроксиду $Al(OH)_3$, який розчиняється в надлишку лугу і кислотах, тобто виявляє амфотерні властивості:



Умови проведення дослідів. У дві пробірки налити по 2-3 краплі розчину солі алюмінію і додати 1-2 краплі розчину їдкого лугу до утворення білого драглистого осаду. До розчину в першій пробірці додати розчин їдкого лугу до зникнення осаду, а в другій пробірці – розчин кислоти HCl до зникнення осаду.

Висновки: _____

Реакції на галогени (Cl^- , Br^- , I^-)

Дослід 2. Взаємодія аргентум(I) нітрату з галогенами

Аргентум(I) нітрат з іоном Cl^- утворює білий осад, що не розчиняється в HNO_3 , але розчиняється в NH_4OH з утворенням комплексної сполуки, аргентум(I) аміакату



Розчин аргентум(I) аміакату руйнується у нітратній кислоті і знову випадає в осад:



Аргентум(I) нітрат з іоном Br^- утворює жовтувато-білий осад, що не розчиняється в нітратній кислоті і погано розчиняється у аміаку.



Аргентум(I) нітрат з іоном I^- утворює жовтий осад, що не розчиняється в HNO_3 , NH_4OH .



Умови проведення дослідів. У 3 пробірки налити по 2-3 краплі розчинів $NaCl$, $NaBr$ та KI і долити по 2-3 краплі розчину $AgNO_3$. Утворюється білий осад $AgCl$, жовтувато-білий осад $AgBr$, жовтий осад AgI .

До одержаного осаду $AgCl$ додати кілька крапель розчину NH_4OH до його розчинення. Потім до одержаного розчину додати кілька крапель розчину HNO_3 . Знову утворюється осад $AgCl$.

Висновки: _____

Якісні реакції біогенних d - елементів

Реакції катіону аргентуму (Ag^+)

Дослід 3. Взаємодія з хлоридною кислотою

Хлоридна кислота і розчини її солей з іоном Ag^+ утворюють білий осад аргентум хлорид:



Аргентум(I) хлорид не розчиняється в кислотах та їдких лугах. Він легко переходить у розчин при дії на нього розчину амоніаку з утворенням комплексної сполуки:



Комплексна сполука $[Ag(NH_3)_2]Cl$ легко руйнується кислотами.

Умови проведення дослідів. У пробірку налити 1-2 краплі розчину солі аргентуму і додати 1-2 краплі хлоридної кислоти, випадає білий осад. До осаду додати краплями розчину амоніаку до зникнення осаду.

Висновки: _____

Якщо до розчину додати нітратної кислоти в кислому середовищі, то знову утвориться осад аргентум хлориду.



Висновки: _____

Дослід 4. Взаємодія з їдкими лугами

Умови проведення досліду. У пробірку налити 3-4 краплі розчину FeCl_3 , додати 1-2 краплі хлоридної кислоти і 5-6 крапель реактиву.

Висновки: _____

2. Контрольні завдання:

1. Які особливості будови атомів *p*-елементів, можливі ступені окиснення, характер їх оксидів і гідроксидів? Амфотерні гідроксиди.

2. Сполуки Карбону і Алюмінію в організмі, застосування сполук елементів IVA групи в медицині. Записати електронну структуру цих елементів.

3. Нітроген і Фосфор як органогени. Токсичність сполук As, Sb, Bi, Pb, Se, Te, Tl.

4. Біологічна роль елементів V A групи, озон. Сульфур і його сполуки, застосування їх в медицині.

5. Біологічна роль галогенів, застосування їх солей як медичних препаратів.

6. Зв'язок між місцезнаходженням *p* – елементів у періодичній системі та їх вмістом в організмі людини.

7. Поняття про біогеохімічні провінції, ендемічні захворювання.

8. У різних куточках України фіксують різний вміст йоду у ґрунтах. Які хвороби зумовлює дефіцит та надлишок цього елементу?

9. Біологічна роль Карбону, Нітрогену, Фосфору в організмі людини. Записати електронну структуру цих елементів.

10. Біологічна роль Оксигену, Сульфуру, Флуору в організмі людини. Записати електронну структуру цих елементів.

11. Біологічна роль Хлору та Йоду в організмі людини. Записати електронну структуру цих елементів.

12. Якими якісними реакціями можна визначити присутність галогенів? Довести за допомогою хімічних рівнянь

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

14. Біологічна роль Феруму та Купруму в організмі людини. Записати електронну структуру цих елементів.

15. Біологічна роль Цинку та Мангану в організмі людини. Записати електронну структуру цих елементів.

16. Біологічна роль Кобальту, Хрому та Нікелю в організмі людини.

17. Токсична дія *d*-елементів та їх сполук на організм людини.

18. Складіть електронну формулу елемента з порядковим номером 30.

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

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 (густина одержаного розчину 1,018 г/л).

1. Контрольні завдання:

1. Розрахувати число еквівалентності та молярну масу еквівалентів для H_2SO_4 , $NaOH$, Na_2CO_3 , H_3PO_4 , H_3BO_3 , $Ca_3(PO_4)_2$, H_2SiO_3 , $Al_2(SO_4)_3$ у реакціях, які йдуть до кінця.

2. Скільки грамів калій хлориду потрібно додати до 450 г 8%-ого розчину тієї самої солі, щоб одержати 12%-ий розчин?

3. З 10 кг 20%-ого розчину при охолодженні виділилося 400 г солі. Чому дорівнює відсоткова концентрація охолодженого розчину?

4. До 3 л 10%-ого розчину HNO_3 (густиною $1,054 \text{ г/см}^3$) додали 5 л 2%-ого розчину тієї самої кислоти (густиною $1,009 \text{ г/см}^3$). Розрахувати відсоткову і молярну концентрації одержаного розчину, об'єм якого дорівнює 8 л.

5. Скільки молів води необхідно додати до 1,6 кг 25%-ого розчину натрій гідроксиду для одержання 16%-ого розчину?

6. В одному літрі (дм^3) розчину міститься 10,8 г сульфатної кислоти. Яка молярна і нормальна концентрація цього розчину? Кислоту вважати двоосновною.

7. Розчин калій нітрату містить 192,6 г KNO_3 в одному літрі (густиною $1,14 \text{ г/см}^3$). Розрахувати масову частку солі в розчині і молярну концентрацію розчину.

8. Обчислити масову частку сульфатної кислоти в її 5 М розчині (густиною $1,29 \text{ г/см}^3$).

9. Для розчинення деякої маси крейди (кальцій карбонату) витрачено 35 мл 1,025 н. розчину хлоридної кислоти. Обчислити масу взятого кальцій карбонату.

10. Обчислити молярну концентрацію еквівалента (нормальність) 18 % розчину натрій гідроксиду (густиною $1,203 \text{ г/см}^3$)

11. Розчин приготували розчиненням 20 грамів йоду, I_2 , у 500 г тетрахлорметану (CCl_4). Обчислити мольну і масову частку йоду в цьому розчині.

12. Розчин, утворений розчиненням 5,0 г толуену C_7H_8 в 225 г бензену C_6H_6 має густину $0,876 \text{ г/см}^3$. Розрахувати відсоткову і молярну концентрації цього розчину.

13. Який об'єм розчину кислоти з еквівалентною концентрацією $0,2 \text{ моль/л}$ потрібний для нейтралізації 50 см^3 розчину, що містить $0,40 \text{ г}$ натрій гідроксиду? Для розв'язання використати закон еквівалентів.

14. Який об'єм 10% розчину натрій карбонату (густина $1,105 \text{ г/см}^3$) потрібно взяти для приготування 5 л 2% розчину (густина $1,020 \text{ г/см}^3$)?

Література:

Основна: 1. С. 83 – 89, 2. С. 105 – 111, 3. С. 27 – 32; 4. С. 21 – 26.

Додаткова: 1. С. 29 – 32, 3. С. 90 – 100.

«Зараховано» «___» _____ 20___ р. _____

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 4.

ТЕМА: Приготування розчинів із заданим кількісним складом

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Розчини з молекулярним та йонним 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. Використання розчинів з різним вмістом розчиненої речовини в лікарській практиці вимагає вміння приготувати розчини необхідної концентрації для практичного використання.

МЕТА: експериментальне приготування розчину з заданою концентрацією.

I. Теоретична частина:

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.

II. Практична частина

1. Лабораторна робота

Дослід 1. Приготування розчину із заданою масовою часткою речовини.

Приготувати 200 г 5% -го розчину купрум (II) сульфату з кристалічної солі і води. Для цього:

а) зробити необхідні розрахунки:

б) зважити на технохімічних терезах з точністю до 0,01 г розраховану наважку і розчинити її у склянці з необхідним об'єм води. Готовий розчин перемішати до повного розчинення наважки.

Дослід 2. Приготування розчину молярної концентрації.

Приготувати 100мл 0,1М розчину купрум(II) сульфату з кристалічної солі і води. Для цього:

а) зробити необхідні розрахунки:

б) зважити на терезах з точністю до 0,01 г розраховану масу наважки і через лійку пересипати її в мірну колбу об'ємом 100 мл (у колбу перед цим влити невеликий об'єм дистильованої води), ретельно змити з лійки дистильованою водою залишки солі. Наважку в колбі розчинити у невеликому об'ємі дистильованої води, потім долити води до мітки колби, закрити пробкою і добре перемішати.

II. Контрольні завдання:

1. Розчини в життєдіяльності. _____

2. Охарактеризуйте ентальпійний фактор розчинення.

3. Охарактеризуйте ентропійний фактор розчинення.

4. Вільна енергія Гіббса. Запишіть рівняння Гіббса та його аналіз (ентальпійний та ентропійний фактори розчинення та їх зв'язок з механізмом розчинення).

5. Поясніть залежність розчинності газів від температури. Наведіть приклади.

6. Залежність розчинності газів від тиску. Закон Генрі.

7. Перший закон Дальтона для газових сумішей.

8. Другий закон Дальтона для газових сумішей.

9. Розчинення газів у крові. Кесонна хвороба. _____

10. Вплив електролітів на розчинність газів (закон Сеченова). _____

11. Класифікація та характеристика розчинності рідин у рідинах.

12. Закон розподілу Нернста. Практичне застосування.

13. Залежність розчинення твердих речовин у воді від природи розчиненої речовини.

14. Залежність розчинення твердих речовин у воді від природи розчинника та температури.

15. Закономірності розчинення органічних речовин у полярних розчинниках.

Література:

Основна: 1. С. 83 – 91, 2. С. 113 – 119, 3. С. 32 – 39; 4. С. 26 – 32.

Додаткова: 1. С. 29 – 35, 3. С. 100 – 111.

«Зараховано» « ____ » _____ 20 ____ р. _____

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ №5.

ТЕМА: Кислотно-основна рівновага та рН біологічних рідин

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Кислоти, основи та солі це основні класи сполук в природі. Біохімічні процеси в організмі людини проходять у водних розчинах. При цьому водне середовище може бути нейтральним, кислим чи основним. Організм успішно підтримує кислотно-основну рівновагою і рН біологічних рідин залишається сталим, що забезпечує його гомеостаз. Знання рН біологічних рідин дозволяє виявити патологічні зміни в організмі, попереджувати хвороби.

МЕТА: Знати основи кислотно-основного балансу організму, навчитися оцінювати та прогнозувати процеси, які залежать від зміни реакції середовища.

I. Теоретична частина:

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.
6. Водно-електролітний баланс - необхідна умова гомеостазу.
7. Дисоціація води. Йонний добуток води.
8. Водневий показник рН.
9. Значення рН для різних рідин людського організму в нормі та при патології.

II. Практична частина

1. Лабораторна робота

Дослід 1. Реакції з утворенням малодисоційованої сполуки:

1) У пробірку налити 3-4 мл розчину натрій гідроксиду, додати 2-3 краплі фенолфталеїну. Потім долити розчин сульфатної кислоти до знебарвлення.

2) У пробірку налити біля 2-3 мл купрум(II) сульфату і додати розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. Потім долити сульфатну кислоту до розчинення осаду. Пояснити явища, які відбуваються, і записати відповідні рівняння реакцій.

Висновки: _____

Дослід 2. Вплив природи солі на реакцію середовища.

У 4 пробірки налити по 2-3 мл розчинів солей Na_2CO_3 , ZnSO_4 , NaCl і $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Дослідити реакцію середовища даних розчинів за допомогою універсального індикаторного папірця, розчинів індикаторів метилового оранжевого і фенолфталеїну. Результати досліджень записати в таблицю.

Таблиця

Розчин солі	Забарвлення індикатора			Реакція середовища	Величина рН розчину
	універсальний індикаторний папірець	метилловий оранжевий	фенол - фталеїн		
Na_2CO_3					
ZnSO_4					
NaCl					
$\text{CH}_3\text{COONH}_4$					

Чи всі солі піддаються гідролізу? Скласти рівняння гідролізу в молекулярній та йонній формах.

Висновки: _____

Дослід 3. Вплив температури на ступінь гідролізу.

У дві пробірки налити по 2–3 мл розчину натрій ацетату і додати 2–3 краплі фенолфталеїну. Одну із пробірок з розчином нагріти до кипіння. Порівняти забарвлення холодного та гарячого розчинів. Охолодити пробірку під струменем води і спостерігати зміну забарвлення розчину. Пояснити спостереження та написати рівняння реакції.

Висновки: _____

Дослід 4. Визначення величини водневого показника середовища індикаторами.

За величиною рН зробити висновок про кислотність середовища у відповідних біологічних рідинах.

Висновки: _____

2. Контрольні завдання

1. Які солі піддаються гідролізу: натрій хлорид, амоній сульфат; калій нітрат, кальцій ацетат; калій ціанід, натрій карбонат; амоній ацетат, натрій сульфат. Вказати кислотність середовища, що утворюється при розчиненні.

2. Пояснити залежність ступеня гідролізу від температури і концентрації солі.

3. Обчислити рН 1 %-ого розчину хлоридної кислоти. Обчислити рН 0,5 М розчину амоній гідроксиду $K_d = 1,85 \times 10^{-5}$

4. Як зміниться рН розчину нітратної кислоти із концентрацією 0,1 моль/л ($\alpha=0,86$), якщо до 10 мл цього розчину долити 50 мл води.

5. Вказати, як пов'язані між собою значення рН і рОН у розчині: _____

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

7. Пояснити, чому знижується рН у зоні запалення: _____

8. Обчислити рН розчину, який одержали після змішування однакових об'ємів розчину сульфатної кислоти з $C_H=0,2$ моль/л і розчину натрій гідроксиду з $C_H=0,5$ моль/л. Яка реакція середовища в розчині в результаті гідролізу солі $CuCl_2$?

9. Яка сіль і чому гідролізується KCl чи K_3PO_4 ?

10. Що таке активна кислотність?

11. Що таке алкалоз?

12. Обчислити рН сантимольярного розчину $NaOH$ ($\alpha=1$).

13. Обчислити $[H^+]$, якщо $pH = 5,3$.

14. рН секрету підшлункової залози дорівнює 8,5. Чому дорівнює молярна концентрація йонів гідроксиду рОН?

15. Молярна концентрація йонів гідроксиду шлункового соку дорівнює 10^{-12} моль/л. Чому дорівнює рН?

«Зараховано» «____» _____

Література

Основна: 1. С. 104 – 108, 112 – 120; 2. С. 134 – 140, 145 – 155; 3. С. 43 – 49, 4. С. 32-39.

Додаткова: 1. С. 42 – 45; 3. С. 129 – 138, 143 – 161.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 6.

ТЕМА: Титриметричний аналіз. Методи кислотно-основного титрування

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Діагностика багатьох захворювань, перш за все базується на даних клінічних, біохімічних, фізико-хімічних методів аналізу. Одним з основних методів аналізу є титриметричний аналіз. Перманганатометрію застосовують у клінічних лабораторіях для визначення вмісту в крові різних речовин: сечової кислоти, йонів Кальцію, Калію, ферменту каталази. У гігієнічній практиці використовують цей метод для дослідження питної та стічних вод. Йодометрія – один із титриметричних методів аналізу, який застосовують у клінічних лабораторіях для визначення вмісту в крові цукру і окислювального ферменту пероксидази; у санітарно-гігієнічних лабораторіях – для визначення «активного» хлору у хлорному вапні, залишкового хлору у питній воді тощо. Аргентометрію використовують у практиці клінічних лабораторій для визначення хлоридів у біологічних рідинах (кров, сеча, шлунковий сік), для аналізу питної води. Методом комплексонометрії визначають вміст катіонів багатьох металів у лікарських препаратах, біологічних рідинах і тканинах організму, йонів Mg^{2+} Ca^{2+} у питній воді, катіонів важких металів у різних об'єктах.

МЕТА: На основі знань фізико-хімічних властивостей речовин, розчинів навчити студентів основних прийомів і методів титриметричного аналізу, зокрема, методу нейтралізації.

I. Теоретична частина:

1. Основи титриметричного аналізу.
2. Класифікація методів титрування.
3. Застосування методу в медичній практиці.
4. Метод кислотно-основного титрування.
5. Кислотно-основні індикатори.

II. Практична частина

1. Лабораторна робота

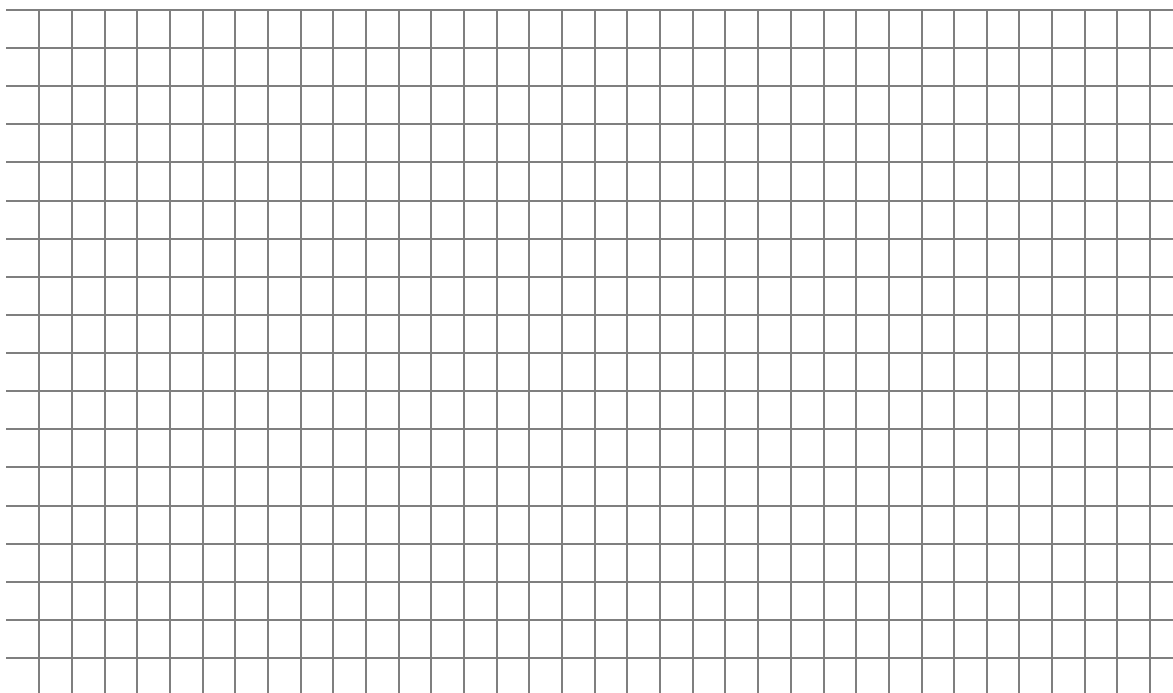
Дослід 1. Титрування сильної кислоти лугом.

Заповнити бюретку 0,1 н. розчином КОН. У колбочку для титрування внести піпеткою певний об'єм 0,1 н. розчину HCl, додати 1–2 краплі метилового оранжевого і проводити титрування до зміни забарвлення індикатора з рожевого у оранжове від однієї краплі розчину лугу.

Титрування повторити три рази (розходження не повинні перевищувати $0,2 \text{ см}^3$) і розрахувати середній об'єм. Одержані дані занести в протокол. Провести аналогічне титрування, використовуючи замість метилоранжу фенолфталеїн до появи блідо-рожевого забарвлення від однієї краплі розчину КОН. Побудувати криві титрування, за їх допомогою зробити висновок про можливість використання цих індикаторів для даної системи.

Таблиця

Титрування	Об'єм розчину сильної кислоти, мл	Об'єм витраченого розчину лугу, мл	Середнє значення об'єму лугу, мл
1-е визначення, метилоранж			
2-е визначення, метилоранж			
3-е визначення, метилоранж			
1-е визначення ф/ф			
2-е визначення ф/ф			
3-е визначення ф/ф			



Висновки: _____

Дослід 2. 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;
 $V = 1\text{л}$ – 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):

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

Висновки: _____

2. Контрольні завдання

1. У чому полягає процес титрування? Дайте аналіз принципів методів титриметричного аналізу. _____

2. Які розчини називають титрованими? _____

3. Що називається точкою еквівалентності, точкою нейтральності? В яких випадках вони співпадають, а в яких ні? Як визначають точку еквівалентності? _____

4. Які реакції лежать в основі методів об'ємного аналізу? Вимоги, які ставляться до них. _____

5. На якому законі ґрунтуються обчислення результатів титриметричного аналізу? Запишіть формулу. _____

6. Що таке кислотно-основні індикатори згідно теорії Оствальда? _____

7. Що називається інтервалом переходу забарвлення індикатора? _____

8. Що таке криві титрування і як за їх допомогою обирають індикатор?

9. Які речовини можна визначити за допомогою методів нейтралізації (алкаліметрія, ацидиметрія)? _____

10. Назвіть робочі розчини (титранти), які застосовують у методі нейтралізації. Як їх готують? _____

11. Які речовини є вихідними у методі нейтралізації? Перерахувати вимоги, яким вони повинні відповідати. _____

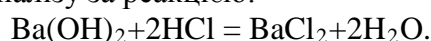
12. Які індикатори можна використати при титруванні хлоридної, фосфатної кислот, амоній хлориду?

13. Які є види кислотності шлункового соку і у яких одиницях її виражають? Визначити загальну кислотність шлункового соку, якщо на титрування 10 мл його витрачено 13,6 мл 0,0485 моль/л розчину лугу.

14. 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.

15. 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.

16. За якою формулою обчислюють молярну концентрацію еквівалента барій гідроксиду, згідно з даними титриметричного аналізу за реакцією:



«Зараховано» « ____ » _____

Література

Основна: 1. (С. 120 – 129; 2. (С. 50 – 56.

Додаткова: 1.С. 35 – 38; 3.С. 315 – 363.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 7.

ТЕМА: Властивості буферних розчинів

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Одним з найважливіших аспектів гомеостазу організму людини є підтримування постійного значення рН, що здійснюється буферними системами та фізіологічними механізмами. Буферні системи регулюють концентрацію йонів Гідрогену та гідроксид-йонів а також перебіг реакцій, що залежать від величини рН. Знання про буферні системи необхідні при вивченні біохімії, фізіології, фармакології та клінічних дисциплін.

МЕТА: навчитися оцінювати дію буферних систем у підтримці певного значення рН; готувати буферні системи з певним значенням рН та використовувати знання про механізм дії буферних систем для прогнозування біохімічних процесів в біологічних рідинах під час зміни реакції середовища.

I. Теоретична частина:

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.

II. Практична частина

1. Лабораторна робота

Дослід 1. Вплив кислоти та лугу на рН буферного розчину.

У пробірку внести 5 мл розчину CH_3COOH із $C_{\text{н}} = 0,1$ моль/л та 5 мл розчину CH_3COONa із $C_{\text{н}} = 0,1$ моль/л. Одержану буферну систему розлити порівну в 3 пробірки. В першу пробірку додати 3 краплі розчину HCl із $C_{\text{н}} = 0,1$ моль/л, в другу - 3 краплі розчину NaOH із $C_{\text{н}} = 0,1$ моль / л. У кожен пробірку внести по 2 кр. індикатору метилового червоного. Порівняйте забарвлення розчинів, напишіть рівняння реакцій, зробіть висновки.

Висновки _____

Дослід 2. Вплив розведення на рН буферного розчину.

Приготувати буферну систему (див. Дослід 1) і розлити порівну в дві пробірки. У першу пробірку додати 1 мл води. У кожну пробірку додати по 2 кр. індикатора метилового червоного. Порівняйте забарвлення розчинів, зробіть висновки.

Висновки _____

2. Контрольні завдання

1. Дайте визначення поняттю «буферна система». _____

2. Запишіть класифікацію буферних систем, формули.

3. Пояснити, чому при додаванні невеликої кількості сильної кислоти до гідрогенкарбонатної буферної системи її рН практично не змінюється.

4. Вказати, від яких факторів залежить рН буферної системи.

5. Механізм дії буферних систем. Запишіть рівняння реакцій.

6. Буферні системи організму людини. Запишіть формули і назви компонентів.

7. Пояснити, на чому ґрунтується механізм буферної дії фосфатної буферної системи.

8. Вказати, від яких факторів залежить величина буферної ємності.

9. Основне рівняння буферних систем. Формула Гендерсона-Хассельбаха.

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

11. 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; $pK_{\text{NH}_4^+} = 4,74$.

12. 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.

13. 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.

14. Розрахувати об'єми 0,1 М розчинів CH_3COOH і CH_3COONa , які необхідно змішати, щоб приготувати 200 мл буферного розчину з рН= 5,24. Розрахувати рН буферного розчину, одержаного при змішуванні 40 мл 0,1 М розчину H_2CO_3 та 60 мл 0,1 М розчину NaHCO_3 . Константа йонізації H_2CO_3 дорівнює $4,4 \cdot 10^{-7}$.

«Зараховано» « ____ » _____

Література

Основна: 1. (С. 129 – 139); 3. (С. 56 – 67).

Додаткова: 2. (С. 45 – 52); 3. (С. 161 – 176).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 8

ТЕМА: Роль буферних розчинів у біосистемах

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Рідини живого організму – кров, сеча, внутрішньоклітинна рідина, лімфа та інші містять буферні системи. Буферні розчини відіграють життєво важливу роль, підтримуючи приблизно постійне значення рН у багатьох хімічних реакціях, які протікають в біологічних й інших системах. 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.

МЕТА: Пояснювати механізм дії буферних систем та їх роль у підтримці кислотно-основної рівноваги в біосистемах. Визначати буферну ємність буферних розчинів за кислотою і за лугом

I. Теоретична частина:

- Буферні системи крові:
 - бікарбонатний (гідрогенкарбонатний) буфер;
 - фосфатний буфер;
 - білкові буферні системи.
- Поняття про кислотно-основний стан (КОС) крові.
- Буферна ємність та фактори, від яких вона залежить.

II. Практична частина

Дослід 1. Вивчення властивостей буферних розчинів за допомогою потенціометрії

- Розрахувати об'єм _____ та об'єм _____ для приготування 20 мл _____ буферного розчину з рН = _____.

Концентрації кислоти і солі однакові 0,2 моль/л. рК (CH₃COOH) = 4,75.

2. У стакан за допомогою бюретки відміряти відповідні об'єми розчинів кислот і солі, обережно перемішати.

3. Виміряти рН одержаного буферного розчину за допомогою рН-метра, користуючись інструкцією для роботи з приладом.

4. Піпеткою відбираємо 5 мл буферного розчину, перенести до мірної колби на 50 мл, довести до відмітки дистильованою водою, перемішати.

Буферний розчин, який залишився, ділимо на 2 рівні об'єми, перенести в 2 хімічні стакани. До одного піпеткою додати 1 мл 0,01М розчину HCl, до другого – 1 мл 0,01М розчину NaOH.

5. Виміряти величини рН розчинів після розбавлення та додавання кислоти і луку на тому ж рН-метрі. Дані заносимо до таблиці:

Найменування розчинів	Значення рН	
	розраховане	виміряне

Вихідний буферний розчин		
Після додавання HCl		
Після додавання NaOH		
Розведений розчин		

Обробка експериментальних даних:

1. Розрахунок рН буферного розчину після додавання сильної кислоти.
2. Розрахунок рН буферного розчину після додавання лугу.
3. Розрахунок рН буферного розчину після розведення.
4. Зробити висновки.

2. Контрольні завдання

1. Буферні системи організму людини. Запишіть формули і назви компонентів.

2. Пояснити, на чому ґрунтується механізм буферної дії фосфатної буферної системи.

3. Вказати, від яких факторів залежить величина буферної ємності.

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

5. 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.

6. Розрахуйте буферну ємність гідрогенкарбонатної буферної системи плазми крові за

кислотою, якщо при додаванні до 25 мл цього розчину 14,3 мл хлоридної кислоти з концентрацією 0,05 моль/л рН розчину змінилось з 7,4 до 6,7.

7. Знайти буферну ємність плазми крові за кислотою і за лугом, якщо до 100 мл плазми:

1) для зміни рН від 7,4 до 3,4 треба додати 10 мл 0,2 М розчину HCl;

2) для зміни рН від 7,4 до 9,4 треба додати 0,8 мл 0,1 М розчину NaOH.

«Зараховано» «___» _____ 20 __р_ _____

Література

Основна: 1. (С. 129 – 139); 3. (С. 56 – 67).

Додаткова: 1. (С. 45 – 52); 3. (С. 161 – 176).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 9.

ТЕМА: Колігативні властивості розчинів

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Знання колігативних властивостей розведених розчинів дає можливість аналізувати такі явища як дифузія, осмос, тургор, перехід речовини через біологічні мембрани, йонообмін в організмі, гемоліз, мембранна рівновага.

МЕТА: навчитися аналізувати взаємозв'язок між колігативними властивостями і концентрацією розчинів; застосовувати теоретичні положення осмотичних явищ для пояснення процесів в організмі людини.

І. Теоретична частина:

1. Колігативні властивості розведених розчинів неелектролітів:

- відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином. Закон Рауля;
- підвищення температури кипіння та зниження температури замерзання розчину, в порівнянні з розчинником.
- використання осмометрії та криометрії у медико-біологічних та лабораторно –діагностичних дослідженнях.
- 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.
 - Роль осмосу в біологічних системах.
3. Властивості напівпроникних мембран.

4. Онкотичний тиск плазми крові.

II. Практична частина

Дослід 1. Спостереження осмосу.

Осмометр заповнити розчином цукру, який забарвлений фуксином, і занурити в посудину із водою. Відмітити початковий рівень розчину в осмометрі, а потім через 0,5 год. Пояснити явище, яке ви спостерігаєте. Зобразити схематично осмометр і результати дослідів.

Дослід 2. Приготування ізотонічного розчину

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.

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

Розрахувати масу води, необхідну для приготування розчину:

2. Приготуйте розчин 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.

а) Розрахувати, яку масу NaCl необхідно взяти для приготування 200 г розчину, ізотонічного крові

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

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

2. Контрольні завдання:

1. Які властивості розчинів належать до колігативних? Дайте визначення і назвіть властивості. _____

2. Напівпроникні мембрани (визначення, приклади). _____

3. Осмотичний закон Вант-Гоффа (формулювання), рівняння для неелектролітів та електролітів _____

4. Ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа, його зв'язок із ступенем дисоціації.

5. Які розчини називають: а) ізотонічними; б) гіпотонічними; в) гіпертонічними?

6. Наведіть приклади ізотонічних та гіпертонічних розчинів та вкажіть застосування їх у медицині. _____

7. Біологічне значення осмосу: ізоосмія, гемоліз, плазмоліз, тургор, осмотичний та онкотичний тиск крові, осмотична концентрація крові. _____

7. Осмотичний тиск плазми крові. Онкотичний тиск. Причини і наслідки порушень.

8. Сформулювати закони Рауля, написати їх математичні вирази.

9. Кріометрія, ебуліометрія. Їх застосування в медико-біологічних дослідженнях.

10. Що відбувається з еритроцитами, вміщеними в 1 %-ий розчин глюкози ?

11. Які осмотичні явища відбуваються, коли людина з'їсть багато солоного?

12. 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.

13. 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?

14. Розрахувати осмотичний тиск розчину сечовини із $C_x = 0,2$ моль/л за температури 0°C.

15. Розрахувати $\rho_{\text{осм}}$ розчину глюкози з масовою часткою 5%, $t=37^\circ\text{C}$, $\rho=1\text{г/мл}$.

16. Розрахувати Росм. Розчину натрію хлориду із масовою часткою 5,85% при 0°C. Ступінь дисоціації натрію хлориду 0,96, а $\rho=1,04$ г/мл.

«Зараховано» «_____» _____

Література

Основна: 1. С. 93 – 104; 2. С. 119 – 133; 3. С. 69 – 76.

Додаткова: 2. С. 52 – 58; 2. С. 50 – 56; 3. С. 111 – 126.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 10.

ТЕМА: Термодинамічні закономірності перебігу біохімічних процесів

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: знання основ хімічної термодинаміки необхідні для розуміння енергетики біохімічних процесів. Розрахунок теплового ефекту використовується у дієтології для визначення калорійності харчових продуктів.

МЕТА: вміти проводити термохімічні розрахунки для оцінки калорійності харчових продуктів; навчитись теоретично розраховувати та експериментально визначати теплові ефекти хімічних реакцій і процесів.

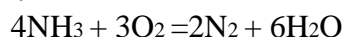
Теоретична частина:

1. Основні поняття хімічної термодинаміки: система, параметри системи, функції стану системи, процеси, теплота, робота, внутрішня енергія, ентальпія.
2. Перший закон термодинаміки, його біологічне значення.
3. Термохімія. Тепловий ефект хімічної реакції. Закон Гесса і наслідки з нього.
4. Другий закон термодинаміки, його біологічне значення.
5. Ентропія, фактори, що впливають на її величину. Роль ентропійного фактору для характеристики системи і процесів.
6. Енергія Гіббса, її значення для термодинамічних розрахунків. Вплив ентропійного і ентальпійного факторів на можливість самодовільного проходження процесу.
7. Особливості енергетичного обміну в живих організмах як відкритих системах. Макроергічні сполуки.
8. Енергетичні супряження в живих системах: екзергонічні та ендергонічні процеси в організмі.

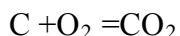
II. Практична частина.

1. Розв'язування задач

1. Визначити енергію Гіббса для реакції і визначити можливість самовільного протікання процесу при стандартних умовах:



2. Обчислити ентальпію реакції і зробити висновок про тепловий ефект реакції:



3. Дієта при цукровому діабеті обмежує вміст у їжі вуглеводів до 50 % при збереженні фізіологічної норми жирів та білків. Обчислити калорійність цієї дієти.

2. Контрольні завдання

1. Розрахувати стандартну ентальпію хемосинтезу, що відбувається в бактеріях *Thiobacillus denitrificans*:



за значенням стандартних ентальпій утворення речовин:

	K_2SO_4	CaSO_4	CO_2	KNO_3	CaCO_3
$\Delta H_{\text{утвор}}^0$, кДж/моль	-1438	-1432	-393,5	493	-1207

Визначити, до якого типу (екзо-або ендотермічна) відноситься ця реакція.

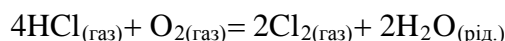
2. Розрахувати стандартну ентальпію реакції: $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{рід.})} = \text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5_{(\text{рід.})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{рід.})}$

за значеннями стандартних ентальпій згоряння речовин:

$$\Delta H_{\text{згор.}}^0 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = -1368 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{\text{згор.}}^0 \text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5 = -2727 \text{ кДж/моль}.$$

3. За представленими даними визначити роль ентальпійного та ентропійного факторів для реакції:



	HCl	H_2O	O_2	Cl_2
$\Delta H_{\text{утвор}}^0$, кДж/моль	-92,3	-286	0	0
S^0 , Дж/(моль·К)	187	70	205	233

Визначити температуру, при якій реакція відбудеться самовільно.

4. Визначити температуру, при якій самовільно відбудеться реакція денатурації трипсину, якщо $\Delta H_{p-цїї}^0 = 283 \text{ кДж/моль}$, $\Delta S_{p-цїї}^0 = 288 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{К)}$. _____

5. Що таке термодинамічний процес? Як називаються процеси, які відбуваються при сталості одного з параметрів? _____

6. Що розуміють під терміном «стан системи»? Які бувають стани системи?

7. Які змінні називають функціями стану? Перерахуйте відомі вам функції стану.

8. Що таке ентальпія? Яка її розмірність? _____

9. Що таке ентропія? Яка її розмірність? _____

10. Що таке вільна енергія Гіббса? Як її можна обчислити? Що можна визначити за допомогою цієї функції? _____

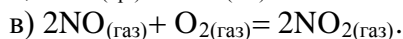
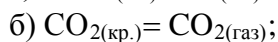
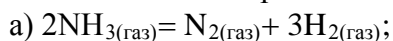
11. Які реакції називають екзергонічними? Які ендергонічними?

12. Сформулюйте перший закон термодинаміки. У чому полягає еквівалентність теплоти і роботи? _____

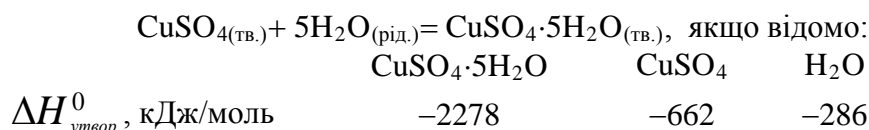
13. Сформулюйте закон Гесса і наслідки з нього. Що таке стандартна ентальпія утворення (згорання) речовини? _____

14. Сформулюйте другий закон термодинаміки. За якої умови процес самовільно відбувається в ізольованій системі? _____

15. Не проводячи обчислень, встановити знак ΔS^0 наступних процесів:



16. Обчислити тепловий ефект реакції утворення кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, що відбувається за рівнянням:



«Зараховано» « ____ » _____ 20 _____ р. _____

Література:

Основна: 1 – С. (46 – 61); 2 – С. (56 – 77); 3 – С. (80 – 89). 4 – С. (92-100);

Додаткова: 1. – С. (59 – 70); 3 – С. (366 – 414).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 11.

ТЕМА: Кінетичні закономірності перебігу біохімічних процесів

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Хімічна кінетика є базою для вивчення біохімічних процесів, фармакокінетики лікарських речовин в клінічній діагностиці. Дослідження кінетичних закономірностей, є важливою складовою для розуміння процесів обміну речовин і енергії в організмі на клітинному рівні. Майже всі процеси, що відбуваються в живих організмах, є каталітичними. Хімічні процеси у живих організмах здійснюються за допомогою біологічних каталізаторів — ферментів. Знання основних положень каталітичних (ферментативних) процесів, утворення метаболітів, всмоктування та перетворення лікарських речовин, проходження ферментативних реакцій, є важливою складовою для розуміння процесів обміну речовин і енергії в організмі на клітинному рівні.

МЕТА: вміти теоретично обґрунтувати і практично визначати вплив різних факторів на швидкість реакції.

I. Теоретична частина:

1. Основні поняття хімічної кінетики: справжня і середня швидкість хімічної реакції, прості і складні реакції; гомогенні і гетерогенні реакції; молекулярність і порядок реакції.
2. Кінетика складних реакцій: паралельних, послідовних, супряжених, оборотних, ланцюгових. Поняття про антиоксиданти. Вільнорадикальні реакції в живому організмі.
3. Залежність швидкості реакції від: а) природи реагуючих речовин; б) концентрації реагентів (закон діючих мас; фізичний зміст константи швидкості реакції); в) температури (суть теорії активних зіткнень, роль енергії активації, рівняння Арреніуса, правило Вант-Гоффа). Поняття про теорію перехідного стану (активованого комплексу).
4. Хімічна кінетика як основа для вивчення швидкостей та механізмів біохімічних процесів. Особливості кінетики біохімічних процесів.
5. Каталіз та каталізатори. Види каталізаторів. Механізм дії каталізатора.
6. Гомогенний, гетерогенний та мікрогетерогенний каталіз. Кислотно-основний каталіз. Автокаталіз. Промотори та каталітичні отрути.
7. Ферменти як біологічні каталізатори. Уявлення про кінетику ферментативних реакцій. Особливості дії ферментів: селективність, ефективність, залежність ферментативної дії від температури та реакції середовища. Залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату.

II. Практична частина.

1. Лабораторна робота

1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин.

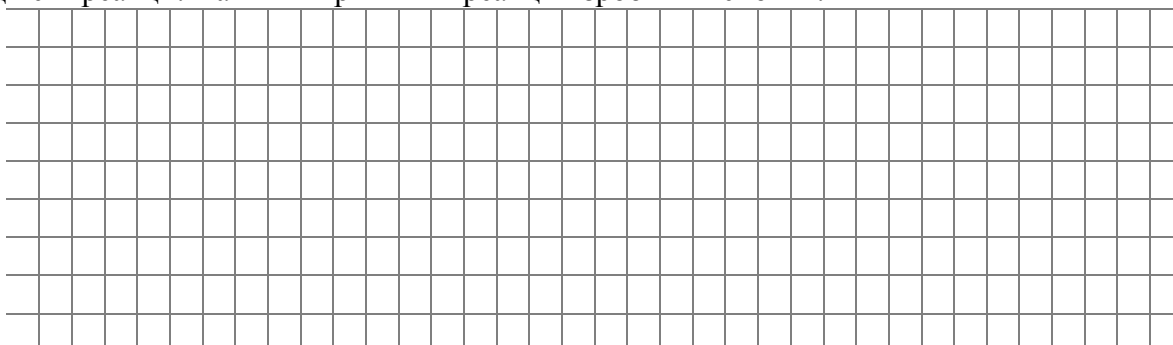
Приготувати розчини натрій тіосульфату різної концентрації:

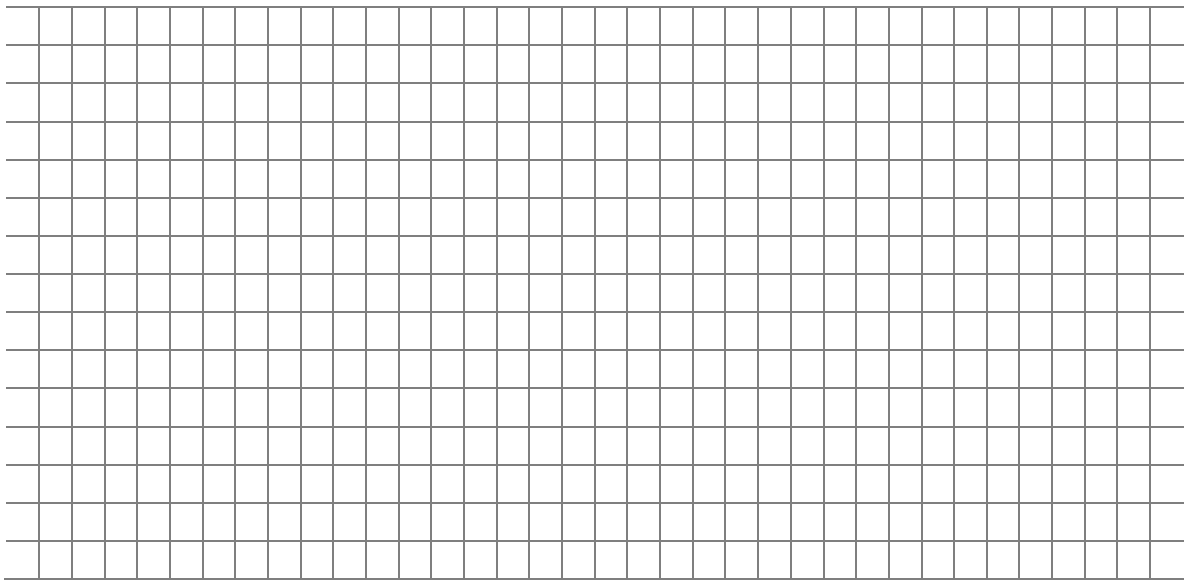
	1 пробірка	2 пробірка	3 пробірка
$Na_2S_2O_3 - 0,5M$	5 крап.	10 крап.	15 крап.
H_2O	10 крап.	5 крап.	-

У першу пробірку додати 1 краплю розчину $0,25M H_2SO_4$ і визначити час закінчення реакції за появою помутніння розчину. Аналогічно виконати дослід з вмістом другої і третьої пробірками. Дані досліду занести в таблицю.

№ пробірки	Число крапель $Na_2S_2O_3$	Число крапель H_2O	Час проходження процесу, сек.	Відносна швидкість, 1/сек.
1	5 крап.	10 крап.		
2	10 крап.	5 крап.		
3	15 крап.	0		

Побудувати графік залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин, відкладаючи на осі абсцис концентрацію $Na_2S_2O_3$ (число крапель), а на осі ординат - відносну швидкість реакції. Напишіть рівняння реакції і зробіть висновки.





2. Ферментативний каталіз

Налити у дві пробірки по 5 крапель 0,5% -ого крохмального клейстеру. Додати в одну з них такий же об'єм власної слини і ретельно перемішати. Через 1-2 хв. в обидві пробірки додати піпеткою 1 краплю дуже розведеного розчину йоду в калій йодиді (світло-жовтий розчин).

У висновку відзначити явища, які спостерігаються в пробірках №1 і №2. В якій із пробірок відсутнє синє забарвлення при додаванні йоду і чому? Який фермент, що знаходиться в слині, каталізує реакцію гідролізу крохмалю? _____

2. Контрольні завдання

1. Що називається швидкістю хімічної реакції? _____

2. Перерахуйте фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції _____

3. Сформулюйте закон діючих мас для швидкості хімічних реакцій. Константа швидкості реакції. _____

4. Залежність швидкості реакції від концентрації. _____

5. Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів _____

6. Як швидкість реакції залежить від енергії активації? Напишіть рівняння Ареніуса, поясніть його. _____

7. Що таке активований комплекс? Чому перебіг реакцій відбувається через стадії утворення активованих комплексів? _____

10. Порядок реакції. Кінетичні рівняння реакцій першого, другого та нульового порядку _____

11. Молекулярність реакції. Навести приклади. _____

12. Як зміняться швидкості прямої і зворотної реакцій, що відбуваються у газовій фазі і підпорядковуються рівнянням:

$$v_{\text{пр.}} = k_1 \cdot C^2(A) \cdot C(B); \quad v_{\text{звор.}} = k_2 \cdot C^2(C),$$

а) при збільшенні тиску у системі в 2 рази? _____

б) при збільшенні об'єму газів у 2 рази? _____

13. При 150°C реакція закінчується за 10 хвилин. Приймаючи, що температурний коефіцієнт γ дорівнює 2, розрахуйте, через скільки хвилин закінчилася б реакція при 170°C .

14. Швидкість реакції виражається рівнянням: $v = k \cdot C(A) \cdot C^2(B)$. У скільки разів зміниться швидкість реакції при збільшенні концентрації вихідних речовин в 3 рази?

15. Швидкість реакції $A(\text{тв}) + 2B(\text{газ}) = C(\text{тв})$ виражається рівнянням: $v = k \cdot C^2(B)$. Як зміниться швидкість реакції, якщо концентрацію речовини B збільшити в 2 рази? _____

16. Швидкість деякої реакції при підвищенні температури з 40° до 70°C збільшилася в 8 разів. Визначити величину γ .

17. Під час аварії на Чорнобильській АЕС (1986 рік) стався викид радіонукліда Cs-137, період напіврозпаду якого становить 30 років. Розрахувати, яка частина радіонукліда, що потрапив в організм, залишилася в даний час.

18. Термін придатності лікарського препарату при 20° становить 0,5 року, а при 10° - 1,5 року. Визначте температурний коефіцієнт швидкості даної реакції.

19. Що таке каталіз, автокаталіз, каталізатор?

20. Як види каталізу існують? Пояснити.

21. Чим обумовлено підвищення швидкості реакції при введенні в систему каталізатора? Відповідь пояснити.

22. Пояснити механізм гомогенного каталізу

23. Що таке активатори, реактиватори та інгібітори каталізу?

24. Промотори та каталітичні отрути

25. Особливості дії ферментів: Пояснити

26. Ферменти як біологічні каталізатори.

27. Залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату.

28. Чому при використанні прального порошку, що містить ферменти, білизну слід намочити в його розчині, а не кипятити? _____

29. Пояснити відмінність наслідків значного підвищення температури для активності неорганічних каталізаторів і ферментів _____

30. Гетерогенний каталіз. Пояснити. _____

31. У чому суть специфічності та селективності дії каталізатору? _____

«Зараховано» « ____ » _____ 20 _____ р. _____

Література:

Основна: 1. С. (63 – 76); 2. С. (78 – 99); 3. С. (. 95 – 110); 4. С. (100-111);

Додаткова: 1. С. (70 – 88); 3. С. (420 – 485).

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 12.

ТЕМА: Комплексоутворення в гетерогенних системах.

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.

МЕТА: вміти теоретично обґрунтувати і практично визначати за допомогою якісних реакцій комплексні сполуки.

I. Теоретична частина:

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. Дентантність.

3. Внутрішньоконкомплексні сполуки (хелати).

4. Ферум -, Кобальто-, Купрум- та цинковмісні біокомплексні сполуки. Поняття про метало-лігандний гомеостаз. Порушення гомеостазу.

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

II. Практична частина

1. Лабораторна робота

Дослід 1. Одержання та властивості комплексного йону Fe²⁺

Калій (III) гексацианоферрат K₃[Fe(CN)₆] (червона кров'яна сіль) з йонами Fe²⁺ утворює синій осад «турнбулевої сині».

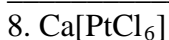
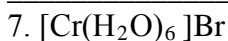
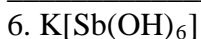
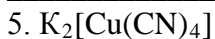
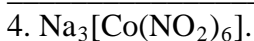
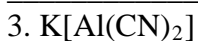
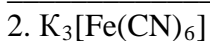
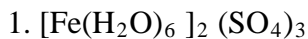


Осад нерозчинний в кислотах, але розкладається їдкими лугами.

6. Приведіть приклади Ферум-, Кобальт-, Купрум- та Цинковмісних біокомплексних сполук в організмі людини, вкажіть їх функції.

7. Що таке хелатотерапія? Що таке комплексони? Приведіть приклади комплексонів та застосування їх в медицині.

Назвіть сполуку та визначте заряд комплексного йона, ступінь окиснення та координаційне число комплексоутворювача:



Напишіть хімічні формули комплексних сполук. Запишіть перший ступінь дисоціації даної комплексної сполуки:

1) натрій диціаноаргентат

2)калій тетрагідроксоплюмбат(II)

3)натрій тетраїодомеркурат (II)

4) калій гексаціанохромат (III)

5) гексаамінокобальтату (III) бромід

6)натрій гексанітрокобальтат (III)

7)нітрат диакватетраміннікелю (II)

8)натрій тетрагідроксоцинкат (II)

Література:

Основна: 1. С. 32 – 39, 2. С. 42 – 52, 3. С. 119 – 127; 4. С. 79-85.

Додаткова :1. С. 19 – 28, 3. С. 46 – 84.

«Зараховано» « ___ » _____ 20__ р. _____
3 хв

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 13.

ТЕМА: Реакції осадження та розчинення.

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: розуміння процесів гомогенної та гетерогенної рівноваги в організмі та її взаємозв'язок з іншими видами процесів в розчинах, дозволяє аналізувати умови утворення і розчинення осадів, наприклад, утворення каменів у нирках (нефрокальциноз) або в жовчному міхурі (жовчнокам'яна хвороба); грає важливу роль у формуванні цілісного підходу до розгляду як загального гомеостазу організму, так і окремих органів і тканин.

МЕТА: експериментальне дослідження впливу різних факторів на зміщення хімічної рівноваги в певній системі.

I. Теоретична частина:

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.
5. Хімічні основи мінералізації кісткової і зубної тканин.

II. Практична частина.

1. Лабораторна робота

1. Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення рівноваги.

У колбу налити 50 мл води, додати 3 краплі насиченого розчину FeCl_3 і 3 краплі розчину NH_4SCN . Розчин перемішати і розлити порівну в чотири пробірки.

У першу пробірку додати 2 краплі насиченого розчину FeCl_3 , в другу - 2 краплі насиченого розчину NH_4SCN , в третю – кристали NH_4Cl (на кінчику шпателя), четверту пробірку залишають для порівняння.

Результати експерименту занести в таблицю. Написати рівняння реакції, вираз константи хімічної рівноваги, зробити висновки про вплив концентрації на зміщення рівноваги.

Таблиця 6.

№ пробірки	Доданий реактив	Забарвлення	Висновки (у який бік зміщується рівновага)
1	FeCl_3		
2	NH_4SCN		
3	NH_4SCN (крист.)		

Висновки: _____

2. Вплив температури на зміщення рівноваги.

У дві пробірки помістити по 5 мл розчину крохмалю і додати по 1 краплі розчину йоду. Одну з пробірок нагріти до зміни кольору, а потім охолодити. Другу пробірку залишити для порівняння. Описати зовнішній ефект. Зробити висновки.

Висновки: _____

2. Контрольні завдання

1. Які процеси називаються необоротними. Навести приклад. _____

2. Які процеси називаються оборотними. Навести приклади. _____

3. Що таке хімічна рівновага? Чому її називають динамічною? Пояснити на прикладі. _____

4. Принцип Ле Шательє _____

5. Як впливає зниження температури та тиску на хімічну рівновагу? Пояснити на прикладах. _____

6. Яка кінетична умова хімічної рівноваги? _____

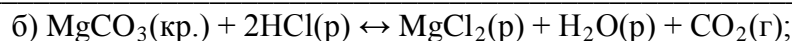
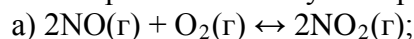
7. Константа хімічної рівноваги гетерогенної системи. Приклад

8. Добуток розчинності

9. Умови випадання осаду

10. Умови розчинення осаду

11. Запишіть вирази констант рівноваги наступних реакцій:

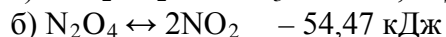


12. У якому напрямку зміститься хімічна рівновага наступної оберненої реакції:

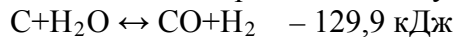


при підвищенні тиску; при підвищенні температури? Як при цьому будуть змінюватись концентрації компонентів системи?

13. Визначте напрямок зміщення рівноваги наступних оборотних реакцій при підвищенні температури і збільшення концентрації продукту реакції:



14. У якому напрямку зміститься хімічна рівновага наступної оборотної реакції:



при підвищенні тиску; при підвищенні температури? Як при цьому будуть змінюватись концентрації компонентів системи?

15. Як слід змінити концентрацію кисню, щоб швидкість гомогенної елементарної реакції: $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ не змінилася при зменшенні концентрації оксиду азоту (II) в 2 рази?

17. У насиченому розчині Ag_2CrO_4 концентрація CrO_4^{2-} дорівнює 10^{-4} моль /л. Знайти

18. $DP_{CaSO_4} = 2,5 \cdot 10^{-5}$. Знайти розчинність CaSO₄ у моль/л.

«Зараховано» « ___ » _____ 20 _____ р. _____

Література:

Основна: 1. С. 76 – 80, 139 – 149; 2 – С. 169 – 179; 3 – С.110 – 119; 4. – С. 111-118.

Додаткова: 1. С.88 – 92; 3. С.176 – 184.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 14.

ТЕМА: Визначення електродних потенціалів.

АКТУАЛЬНІСТЬ ТЕМИ: Всі реакції, що відбуваються в живому організмі, супроводжуються електрохімічними явищами. До них відноситься три типи біоелектричних потенціалів (дифузійні, мембранні та фазові), а також окисно-відновні потенціали, які обумовлені міжмолекулярним перенесенням електронів і утворенням енергії, необхідної для життєдіяльності організму.

МЕТА: експериментальне визначення концентрації кислоти методом потенціометричного титрування.

I. Теоретична частина:

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. Йонселективні електроди. Скляний електрод.
5. Гальванічні елементи.
6. Дифузійний потенціал. Мембранний потенціал. Потенціал спокою. Потенціал дії.
7. Окисно-відновний потенціал як міра окисної та відновної здатності систем. Рівняння Петерса. Нормальний окисно-відновний потенціал.
8. Прогнозування напрямку окисно-відновних реакцій за величинами окисно-відновних потенціалів. Значення окисно-відновних потенціалів у механізмі процесів біологічного окиснення.
9. Потенціометрія. Потенціометричне титрування.

II. Практична частина

1. Лабораторна робота

Визначення концентрації сильної кислоти методом потенціометричного титрування.

Принцип методу полягає в тому, що еквівалентну точку визначають не за зміною кольору індикатора, як при звичайному титруванні, а за стрибком величини потенціалу індикаторного (йонселективного) електроду в еквівалентній точці.

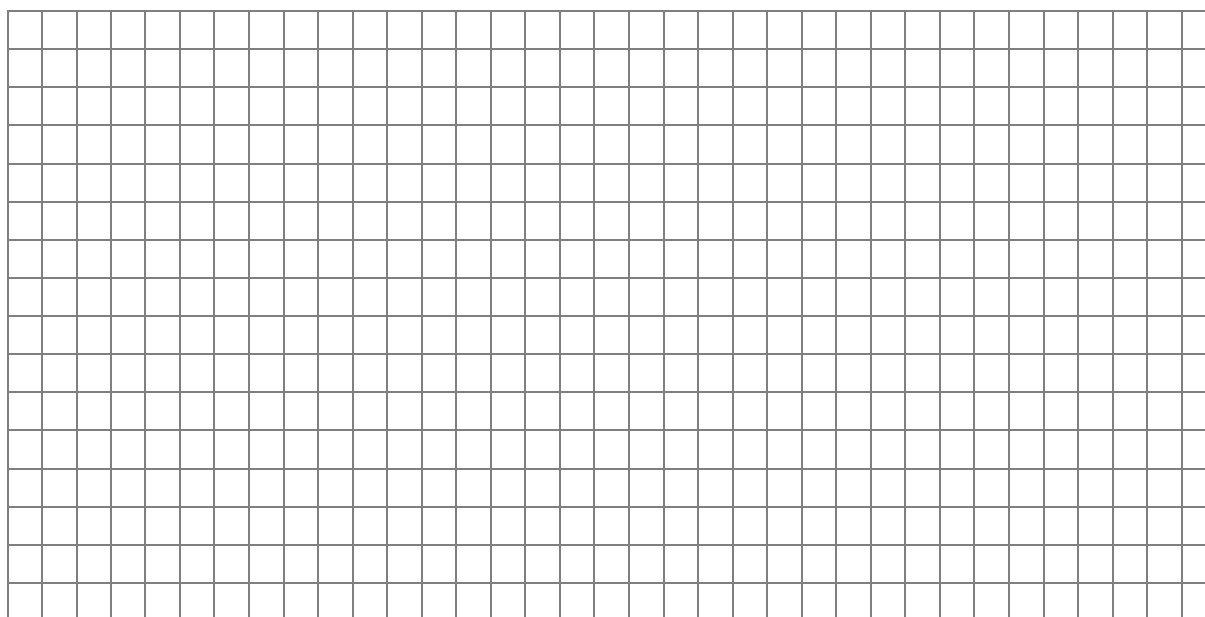
У стаканчик ємністю 50 мл відміряють 20 мл розчину HCl, що аналізують, вимірюють значення рН і записують його в таблицю. Додають з бюретки 0,1 н. NaOH до розчину кислоти в стаканчик по черзі в таких кількостях: два рази по 4 мл, два рази по 1 мл, два рази по 0,5 мл розчину лугу. Після кожного додавання лугу – розчин перемішують, потім вимірюють рН. Після різкого стрибка величини рН ще додають 1 раз 4 мл розчину лугу, кожен раз вимірюючи рН. Значення рН змінюється спочатку повільно, поблизу еквівалентної точки – різко, а потім знову повільно. Титрування припиняють після того, як отримують три значення величини рН, що мало відрізняються. Результати заносять в таблицю:

Таблиця 7.

№ вимірювань	Об'єм даного лугу, мл	pH	№ вимірювань	Об'єм даного лугу, мл	pH
1			5		
2			6		
3			7		
4			8		

Записують рівняння реакції, що відбувається в молекулярному та йонному вигляді:

На підставі одержаних даних будують графік, відкладаючи на осі абсцис об'єм (мл) лугу, а на осі ординат - значення pH. Точка еквівалентності знаходиться на середині вертикальної частини кривої. За графіком знаходять об'єм (мл) лугу в точці еквівалентності, спроектувавши середину стрибка на вісь абсцис.



Розрахунок: Знаючи $V(\text{NaOH})$ и $c[1/z^*(\text{NaOH})]$, розраховують початкову концентрацію досліджуваного розчину кислоти за формулою:

$$c[1/z^*(\text{NaOH})] \cdot V(\text{NaOH}) = c[1/z^*(\text{HCl})] \cdot V(\text{HCl})$$

$$c[1/z^*(\text{HCl})] =$$

У висновку вказати одержане в ході роботи значення молярної концентрації еквівалентів (HCl). _____

2. Контрольні завдання

1. Механізм виникнення електродного потенціалу _____

2. Визначення: електрод - _____

3. Визначення: електродний потенціал _____
4. Рівняння Нернста (повне і приведене) _____
5. Нормальний водневий електрод _____
6. Що таке стандартний металевий електрод? Як його визначають? _____
7. Йонселективні електроди _____
8. Електрод визначення. Навести приклади. _____
9. Електрод порівняння. Навести приклади _____
10. Гальванічний елемент. Схема роботи _____
11. Скляний електрод. Схема роботи _____
12. Хлорсрібний електрод. Схема роботи _____
13. Дифузійний потенціал _____
14. Мембранний потенціал _____
15. Розрахуйте електродні потенціали магнію в розчині його солі при концентрації йона Mg^{2+} 0,01 моль/л при температурі 25°C _____
16. ЕРС ланцюга, складеного з насиченого каломельного і водневого електродів, за-

нуреного у шлунковий сік, при температурі 18°C дорівнює 0,332В. Потенціал насиченого каломельного електроду за нормальним водневим при 18°C дорівнює $E = 0,250\text{В}$. Знайти рН шлункового соку.

17. В якому напрямку будуть переміщатися електрони в зовнішньому колі гальванічного елемента $Mg | Mg^{2+} // Pb^{2+} | Pb$?

18. Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються при роботі гальванічного елемента, що складається з цинкової і срібною пластин, занурених у розчини своїх солей з концентрацією катіонів, що дорівнює 1 моль/л.

19. Визначте, який з електродів є катодом у гальванічному елементі, утвореному стандартними електродами: Ag/Ag^+ або Mn/Mn^{2+} ; ($E^0_{Ag/Ag^+} = 0,799\text{ В}$; $E^0_{Mn/Mn^{2+}} = -1,179\text{ В}$)

20. Виходячи зі стандартних електродних потенціалів визначте, який з наступних гальванічних елементів має найбільшу ЕРС: а) $Zn|Zn^{2+} // Ni^{2+}|Ni$; б) $Cd|Cd^{2+} // Ni^{2+}|Ni$

21. Обчислити потенціал цинкового електроду, зануреного у 200 мл розчину, що містить 0,2 г $ZnSO_4$, при температурі 298 К.

22. Обчислити електродний потенціал магнію зануреного у розчин $MgSO_4$ з концентрацією йонів Mg^{2+} , що дорівнює 0,01 моль/л.

23. Поняття про окисно-відновний електрод

24. Рівняння Петерса. Пояснити

25. Нормальний окисно-відновний потенціал

26. Пояснити, в якому напрямку за стандартних умов буде самовільно йти реакція:



«Зараховано» « ____ » _____ 20 ____ р. _____

Література:

Основна: 1. С.154 –170; 2. С. 185 - 205; 3. С. 129 – 133; 4. С. 119 – 127

Додаткова: 2 – С. 93 – 103; 4.С. 505 – 551.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 15.

ТЕМА: Адсорбційні процеси та йонний обмін у біосистемах. Хроматографія

Актуальність: Серед процесів, що відбуваються на поверхні поділу фаз в гетерогенних системах, явища сорбції (поглинання речовин) мають велике значення.

Вивчення сорбції речовин дозволяє проводити адсорбційну терапію (гемосорбцію, плазмосорбцію, лімфосорбцію, лікворосорбцію, ентеросорбцію, аплікаційну терапію), очищати вітаміни та антибіотики, використовувати імобілізовані препарати (ферменти, гормони, антибіотики, які закріплені на полімерах).

Проведення методів хроматографічного аналізу та їх інтерпретація дозволяє застосовувати ці методи для діагностики різних хвороб, для клінічного контролю за перебігом лікування, контролю процесу детоксикації організму при отруєннях. Хроматографія застосовується у токсикологічній хімії, судовій медицині, криміналістиці та гігієні.

МЕТА: Інтерпретувати закономірності адсорбції речовин, розраховувати та оцінювати кількісні характеристики сорбентів, пояснювати фізико-хімічні основи методів адсорбційної терапії.

Інтерпретувати методи хроматографічного аналізу та їх роль у медико-біологічних дослідженнях. Розділяти суміші методами адсорбційної хроматографії та розподільної паперової хроматографії.

І. Теоретична частина:

1. Поверхневі явища та поверхневий натяг. Значення в біології та медицині.
2. Класифікація речовин по відношенню до зміни поверхневого натягу води, їх характеристика. Ізотерма поверхневого натягу. Правило Дюкло – Траубе.
3. Орієнтація молекул поверхнево-активних речовин у поверхневому шарі. Уявлення про структуру біологічних мембран.
4. Рівняння адсорбції Гіббса, Ленгмюра та Фрейндліха, ізотерми адсорбції. Їх аналіз.
5. Адсорбція електролітів: вибіркова (селективна) та йонообмінна. Правило Панета – Фаянса. Йоніти.
6. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії (гемосорбція, плазмосорбція, лімфосорбція, ентеросорбція, аплікаційна терапія).
7. Що таке хроматографія? Застосування хроматографії в біології та медицині.
8. Класифікація хроматографічних методів аналізу за агрегатним станом фаз.
9. Класифікація хроматографічних методів аналізу за технікою виконання.
10. Класифікація хроматографічних методів аналізу за механізмом розподілу.

II. Практична частина

I. Лабораторна робота

Адсорбція забарвлених речовин з розчинів на вугіллі.

У ряд пробірок налити по 5 мл 0,02% розчинів ферум(III) хлориду, калій дихромату і конго червоного. Додати у всі пробірки по 0,2 г активованого вугілля (попередньо розтерти у фарфоровій ступці), збовтати протягом 2-3 хв. і відфільтрувати.

Чи змінилося забарвлення (або інтенсивність забарвлення) розчинів (фільтратів)? Чому?

Висновок: _____

II. Розділення сумішей хроматографічними методами

1. Розділення катіонів Fe^{3+} та Cu^{2+} методом адсорбційної колонкової хроматографії

Підготувати колонку для хроматографії: суху скляну трубку довжиною 12 – 15 см, діаметром 1 см закупорити ватою відтягнутий вузький кінець. Заповнити трубку порошком алюміній оксидом на 4 – 5 см по висоті, періодично постукуючи для запобігання утворення порожнеч. Підготовлену колонку вертикально закріпити у штативі. Знизу підставити хімічний стаканчик.

Відібрати по 3 мл розчинів ферум(III) хлориду і купрум(II) сульфату з однаковою молярною концентрацією еквівалента та змішати у пробірці. Одержану суміш обережно залити у колонку і залишити на деякий час.

Колонку із забарвленими шарами адсорбенту катіонів намалювати у протоколі практичної роботи.

Зробити висновок про залежність адсорбції катіонів на алюміній оксиді від заряду катіону. Обґрунтувати.

Для більшої наочності досліду можна після проходження суміші промити адсорбент невеликою кількістю води та пропустити через колонку проявник – 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.

2. Проведення розподільної хроматографії амінокислот на папері

На прямокутнику хроматографічного паперу з однієї сторони накреслити лінію на відстані 1 см від краю. На рівній відстані помітити та пронумерувати три крапки (місця стартів).

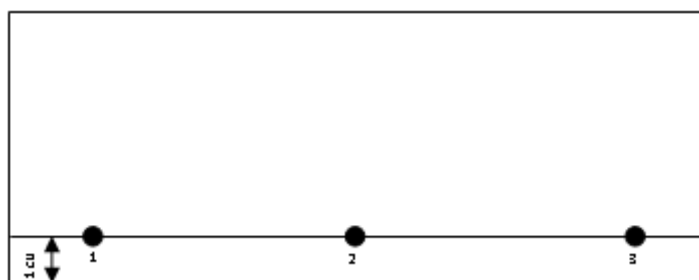


Рис.1. Хроматографічний папір з наміченими стартами

На відповідні крапки мікропіпеткою нанести краплі (3 – 4 мм) відповідних розчинів амінокислот: гліцину, аланіну та їх суміші. Папір підсушити.

У хімічний стаканчик налити розчинник на висоту 0,5 см, в який занурити хроматографічний папір лінією старту вниз. Коли розчинник дійде майже до краю фільтра, вийняти папір, підсушити його та обробити проявником – розчином нінгідрину. Хроматограму підсушити до проявлення кольорових плям амінокислот.

Замалювати хроматограму.

За допомогою хроматограми визначити коефіцієнти розподілу амінокислот гліцину (R_f гліцину) та лейцину (R_f 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).

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.

Зробити висновок про розподіл амінокислот у залежності від полярності молекул.

Висновок: _____

2. Контрольні завдання

1. Що таке ізотерма поверхневого натягу? Зобразити ізотерму поверхневого натягу для ПАВ, ПНВ.

2. Зобразити схему будови мембрани клітини.

3. Використовуючи рівняння Ленгмюра, обґрунтувати і зобразити ізотерму адсорбції Ленгмюра.

4. Які закономірності адсорбції описані у правилі Шилова? Наведіть приклад.

5. Які закономірності адсорбції описані у правилі Ребіндера? Наведіть приклади.

6. Зобразити формульно вибірково адсорбцію йонів на поверхні кристалу AgCl, обґрунтувати за допомогою правила Панета – Фаянса.

7. Запишіть рівняння реакцій, що характеризують застосування іонітів для очищення води від NaCl.

8. Приведіть приклади і поясніть методи адсорбційної терапії. Приведіть приклади застосування адсорбентів у медицині.

9. Що таке нерухома і рухома фаза в методах хроматографії? Навести приклади.

10. Охарактеризуйте газорідинну хроматографію. _____

11. Як проводять ідентифікацію компонентів суміші у газовій хроматографії? Замалюйте приклад хроматограми.

12. Як ідентифікують компоненти суміші у паперовій хроматографії. Намалюйте приклад хроматограми. Позначте і поясніть що таке «свідки».

13. Охарактеризуйте гель-фільтрацію (метод молекулярних сит). Зобразити схематично.

14. Охарактеризуйте афінну хроматографію. Зобразити схематично. Приведіть приклади застосування хроматографії в медицині, в тому числі афінної.

Література:

Основна: 1. С. 178 – 205; 2. С. 206 – 237; 3. С. 140 – 160; 4. С.127 – 140.

Додаткова: 1. С. 107 – 128; 2. С. 562 – 601.

«Зараховано» « ____ » _____ 20__ р.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 16

ТЕМА: Одержання, очистка та властивості колоїдних розчинів

Актуальність теми:

Вивчення колоїдних розчинів і проведення методів їх одержання дозволяє створювати моделі клітин, живих мембран, нервових волокон, що є колоїдними системами.

Вивчення властивостей та методів очистки колоїдних розчинів доцільно з метою застосування таких методів діагностики та лікування, як електрофорез, компенсаційний діаліз, вивідіаліз а також апарату «штучна нирка».

МЕТА: Аналізувати принципи методів одержання та очищення колоїдно-дисперсних розчинів; готувати колоїдні розчини різними методами; складати і писати будову міцели; визначати знак заряду частинок дисперсної фази.

I. Теоретична частина:

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) вивідіаліз;
 - 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.

II. Практична частина

1. Лабораторна робота

1. Одержання золю сірки методом заміни розчинника

Налити у пробірку 10 мл дистильованої води і додати 1 мл розчину сірки в етанолі, 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 , і поступово влити цей розчин у дистильовану воду, що кипить. Запишіть рівняння реакції гідролізу ферум(III) хлориду:

Продукти гідролізу частково реагують між собою з утворенням оксоферум хлориду (FeOCl) і води. Запишіть рівняння реакції:

Оксоферум хлорид є стабілізатором колоїдних частинок.
Запишіть формулу міцели золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$:

Відмітити забарвлення золю, що утворився:

3. Одержання золю берлінської лазурі за реакцією подвійного обміну Визначення заряду колоїдних частинок методом капілярного аналізу

A. Одержання золю берлінської лазурі за реакцією подвійного обміну

- 1) Налити у першу пробірку 3 мл розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і 1 мл розчину FeCl_3 .
- 2) Налити у другу пробірку 1 мл розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і 3 мл розчину FeCl_3 .

Утворюється колоїдний розчин берлінської лазурі. Відмітити забарвлення, написати рівняння реакції:

- 1) Написати й обґрунтувати формулу міцели золю, добутого у першій пробірці:
-

- 2) Написати й обґрунтувати формулу міцели золю, добутого у другій пробірці:
-

B. Визначення заряду колоїдних частинок методом капілярного аналізу

В основі методу лежить залежність адсорбції золю від знаку заряду поверхні адсорбенту. В якості адсорбенту використаємо фільтрувальний папір. При зануренні у воду целюлозні стінки капілярів паперу заряджаються *негативно*, вода підіймається по капілярах паперу. Якщо у воді знаходяться заряджені частинки, їх переміщення угору разом з водою можливо, якщо вони не притягуються до стінок капілярів, тобто заряджені *негативно*. Якщо частинки заряджені позитивно, вони не переміщуються разом з водою, тому що адсорбуються на стінках капілярів. Таким чином, за рівнем підняття частинок золів порівняно з водою можна визначити знак заряду частинок.

Піпеткою нанести на фільтрувальний папір краплю золю, одержаного в першій пробірці, і спостерігайте за її поведінкою.

Потім аналогічно піпеткою нанесіть на фільтрувальний папір краплю золю, одержаного в другій пробірці, і спостерігайте за її поведінкою.

Якщо забарвлена пляма переміщується разом з водою, колоїдні частинки мають негативний заряд.

Якщо пляма залишається на місці, а розпливається тільки вода, колоїдні частинки заряджені позитивно.

Намалюйте розташування на фільтрувальному папері плями золю, одержаного в першій пробірці, позначте заряд колоїдних частинок, порівняйте з зарядом у відповідній вище записаній формулі:

Намалюйте розташування на фільтрувальному папері плями золю, одержаного в другій пробірці, позначте заряд колоїдних частинок, порівняйте із зарядом у відповідній вище записаній формулі:

4. Одержання золю ферум(III) гідроксиду методом пептизації

Відміряти у колбу 50 мл дистильованої води і додати 2 мл розчину ферум(III) хлориду. Потім поступово додати розчин амоніаку до одержання стійкого амоніачного запаху та утворення осаду.

Після відстоювання осаду верхній шар рідини обережно злити, намагаючись не скаламутити розчин. До осаду додати приблизно 30 мл дистильованої води, збовтати та дати відстоятися. Знову злити розчин над осадом. Таке промивання осаду (декантацію) проробити тричі.

Написати рівняння реакції одержання осаду ферум(III) гідроксиду:

Відібрати дві невеликі порції промитого осаду (об'ємом приблизно 1 мл) і помістити в дві пробірки.

У першу пробірку додати 10 мл води. У другу пробірку додати 3 мл води та 2 мл розчину ферум(III) хлориду. Скласти формулу міцели золю, що утворюється внаслідок пептизації у другій пробірці:

Визначити знак заряду частинок дисперсної фази: _____

2. Контрольні завдання

1. Які дисперсні системи називають колоїдними? Який розмір колоїдних частинок?

2. Коротко охарактеризуйте способи одержання колоїдних розчинів.

3. Як проводять діаліз? Зобразити схему будови діалізатора.

4. Як проводять електродіаліз? Зобразити схему будови електродіалізатора.

5. Як проводять гемодіаліз? Що таке апарат «штучна нирка», яке його призначення?

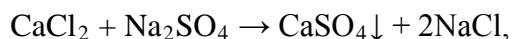
6. Коротко охарактеризуйте властивості колоїдних розчинів.

7. Що таке міцела та яка її будова? Що таке агрегат, ядро, гранула? Поясніть будову міцели на конкретному прикладі. Що називають потенціалвизначальними йонами та протийонами?

8. Яку формулу матиме міцела золю аргентум хлориду, одержаного в реакції взаємодії калій хлориду з надлишком аргентум нітрату?

9. Золь аргентум йодиду одержаний в реакції взаємодії аргентум нітрату з надлишком калій йодиду. Яку формулу матиме міцела золю?

10. Поясніть механізм утворення різних міцел золів, які можна одержати завдяки такій реакції:



а) якщо стабілізатором є CaCl_2 :

б) якщо стабілізатором є Na_2SO_4 :

11. Для отримання золю: 3 мл розчину $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ($C(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 0,007$ моль/л) змішали з 5 мл Na_3PO_4 ($C(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,01$ моль/л розчину. Напишіть рівняння реакції і формулу міцели колоїдного розчину, який утворюється. Обґрунтувати, виконавши потрібні розрахунки.

12. Запишіть 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 AgNO₃ 0,005 моль/л. Обґрунтувати, написавши рівняння реакції і виконавши потрібні розрахунки.

Визначити знак заряду частинок дисперсної фази: _____

13. Напишіть формулу міцели золю аргентум броміду, отриманого взаємодією розчину AgNO₃ з надлишком NaBr. До якого з електродів рухатимуться частинки золю? Обґрунтуйте.

14. Розрахуйте за рівнянням Гельмгольца – Смолуховського швидкість електрофорезу колоїдних частинок берлінської лазури у воді, якщо ζ -потенціал дорівнює 0,058 В, градієнт напруги зовнішнього електричного поля $H = 5 \cdot 10^{-2}$ В/м, в'язкість дисперсійного середовища $\eta = 1 \cdot 10^{-3}$ Па·с, діелектрична проникність $\epsilon = 81$, електрична стала $\epsilon_0 = 8,85 \cdot 10^{-12}$ Ф/м.

Література

Основна: 1. С. 208 – 230, 240 – 241; 2. С. 240 – 271; 3. С. 160 – 176; 4. С.140 – 148, 177.

Додаткова: 1. С. 128 – 139; 2. С. 603 – 657.

«Зараховано» «_____» _____ 20__ р.

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 17.

ТЕМА: Коагуляція колоїдних розчинів

Актуальність теми: Вивчення фізико-хімічних основ коагуляції колоїдних розчинів необхідно для визначення порогу коагуляції, що відкриває можливості запобігання коагуляції гідрофобних частинок, еритроцитів та білків крові, запобігання утворення тромбів, дослідження згортання крові, визначення ШОЕ (швидкості осідання еритроцитів), консервації і зберігання крові, застосування сучасних тромборезистентних матеріалів, виготовлення лікарських засобів золей срібла (коларголу, протарголу, лізергіну).

МЕТА: Пояснювати фізико-хімічні основи коагуляції колоїдних розчинів, визначити поріг коагуляції.

І. Теоретична частина:

1. Стійкість дисперсних систем. Фактори стійкості.
2. Коагуляція гідрофобних колоїдів. Механізм коагулюючої дії електролітів.
3. Поріг коагуляції, його визначення. Правило Шульце – Гарді.
4. Колоїдний захист.
5. Аерозолі: класифікація, методи одержання та властивості. Застосування в клінічній та санітарно-гігієнічній практиці.
6. Токсична дія деяких аерозолей. Порошки.
7. Суспензії, методи одержання та властивості. Пасти, їх медичне застосування.
8. Емульсії: типи, методи одержання та властивості. Застосування в клінічній практиці.

9. Емульгатори. Біологічна роль емульгування.

10. Напівколоїдні мила, детергенти. Міцелоутворення в розчинах напівколоїдів.

II. Практична частина

1. Розрахункові та ситуаційні задачі, що вирішують студенти на занятті

Задача № 1

Золь аргентум йодиду, одержаний за реакцією: $KI + AgNO_3 \rightarrow AgI\downarrow + KNO_3$ при деякому надлишку KI, коагулюють розчинами калій сульфату і кальцій ацетату. Написати формулу міцели. Коагулююча дія якого електроліту сильніша?

Задача № 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.

Задача № 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.

2. Контрольні завдання

1. Який процес називають коагуляцією? Якими факторами можна спричинити коагуляцію ліофобної колоїдної системи? Чим завершується процес коагуляції?

2. Що таке поріг коагуляції та коагуляційна здатність електроліту? Від чого залежить коагуляційна здатність електроліту? Сформулюйте правило Шульце – Гарді.

3. Напишіть формули міцел золів:
а) $\text{Al}(\text{OH})_3$, що стабілізований AlCl_3 :

б) SiO_2 , що стабілізований H_2SiO_3 :

Які йони електrolітів викликають коагуляцію цих золів (правило Шульце – Гарді)?

а) _____

б) _____

4. Пороги коагуляції золю електrolітами NaCl та CaCl_2 однакові. Який висновок можна зробити щодо заряду колоїдних частинок?

5. Визначте знак заряду частинок золю, якщо при його коагуляції електrolітами одержано такі значення порогів коагуляції, ммоль/л: $C_k(\text{NaCl}) = 300$; $C_k(1/2 \text{MgCl}_2) = 320$; $C_k(1/3\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,6$; $C_k(1/2 \text{Na}_2\text{SO}_4) = 20$.

6. Визначити невідомі величини, позначені знаком (?), використовуючи дані, що наведені в таблиці:

№	Колоїдний розчин (золь)	Об'єм золю, мл	Поріг коагуляції, моль/л	Електrolіт-коагулятор (ЕК)	Концентрація ЕК, моль/л	Об'єм ЕК, мл
1	Ферум(III) гідроксиду	100	$1,18 \cdot 10^{-3}$	Натрій сульфат	0,1	?
2	Аргентум броміду	40	?	Ферум(III) хлорид	0,2	3
3	Манган(IV) оксиду	10	?	Калій бромід	0,1	5
4	Сірки	100	?	Калій йодид	0,01	15
5	Берлінської лазурі	150	?	Аргентум нітрат	0,02	8
6	Алюміній оксиду	70	$5 \cdot 10^{-2}$	Кальцій хлорид	0,05	?
7	Манган сульфату	60	?	Натрій бромід	0,5	1,5

7. Яке явище називають колоїдним захистом? У чому полягає його значення в біології та фармації? Наведіть приклади. Яка роль колоїдного захисту в живому організмі?

8. «Золоті» числа високомолекулярних сполук дорівнюють, у мг: желатина – 0,01; яєчний альбумін – 2,5; крохмаль – 25,0; гемоглобін – 0,25; сапонін – 115. Яка з речовин має найвищу захисну дію? Обґрунтувати, пояснивши, що означає «золоте» число кожної сполуки.

Література:

Основна: 1. С. (230 – 253); 2. С. (271 – 299); 3. С. (176 – 190); 4. С.(148 – 158, 177 – 178).

Додаткова: 1. С. (139 – 152); 3. С. (658 – 674, 730 – 758).

«Зараховано» «_____» _____ 20__ р._____

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 18.

ТЕМА: Фізико-хімія розчинів біополімерів

Актуальність теми: Вивчення білків, що є компонентами всіх тканин організму (каталізують біохімічні процеси, виконують регуляторну, скорочувальну, захисну, опорну та структурну функції, беруть участь у згортанні крові, є резервними поживними речовинами, підтримують онкотичний тиск плазми крові) дозволяє інтерпретувати їх фізико-хімічні властивості а також причини і наслідки їх порушень (ізоелектричний стан білків при зміні рН крові), причини і наслідки набряків. Це відкриває можливості застосування у медицині та фармації штучних та синтетичних полімерів, з яких виготовляють замітники тканин, плазми крові, судин, кісток, протези зубів та ясен, лікарські форми.

МЕТА: Інтерпретувати фізико-хімічні властивості білків; визначити ізоелектричну точку розчину ВМС методом осадження; робити висновки щодо заряду молекул білків на підставі їх ізоелектричної точки.

І. Теоретична частина:

1. Високомолекулярні сполуки (ВМС) – основа живих організмів.
2. Порівняльна характеристика розчинів ВМС, істинних та колоїдних розчинів.
3. Механізм набухання полімерів, і залежність від різних факторів. Роль набухання в фізіології організмів.
4. Йонний стан біополімерів у водних розчинах. Ізоелектричний стан білка.
5. Ізоелектрична точка білка, методи її визначення.
6. Драгливання розчинів ВМС, властивості драглів.
7. Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові.
8. Мембранна рівновага Доннана.

ІІ. Практична частина

1. Лабораторна робота

Визначення ізоелектричної точки білка желатини за максимумом осадження

Хід роботи:

Налити у п'ять пробірок об'єми розчинів оцтової кислоти (CH_3COOH) та натрій ацетату (CH_3COONa), що вказані у таблиці, щоб одержати в кожній з п'яти пробірок по 10 мл ацетатного буферного розчину з різними значеннями рН.

Таблиця

№ п/п	Об'єми розчинів, мл		рН	№ пробірки з максимальним осадженням	рН розчину з максимальним осадженням	ІЕТ
	CH_3COOH (0,2 моль/л)	CH_3COONa (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			

У кожен пробірку додати по 0,5 мл розчину желатини і перемішати.

Потім у кожен 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. Як це можна пояснити? Визначити ізоелектричну точку білка желатини. Результати досліду занести в таблицю.

Висновки : _____

2. Контрольні завдання

1. Дайте визначення ВМС. Приведіть приклади біополімерів в організмі людини, вкажіть їх функції.

2. Поясніть особливості структури різних класів ВМС. Запишіть їх формули.

3. Що таке набрякання ВМС? Опишіть види набрякання та фактори, які впливають на цей процес. Наведіть приклади набрякання в організмі.

4. Які причини «голодних» і «ниркових» набряків і який механізм їх розвитку?

5. Який механізм розвитку набряків при укусах комах (мурашок та ін.)?

6. Охарактеризуйте йонний стан біополімерів у водних розчинах, запишіть схему структури.

7. Що таке ізоелектрична точка білку?

8. Поясніть визначення ізоелектричної точки розчину білка методом осадження.

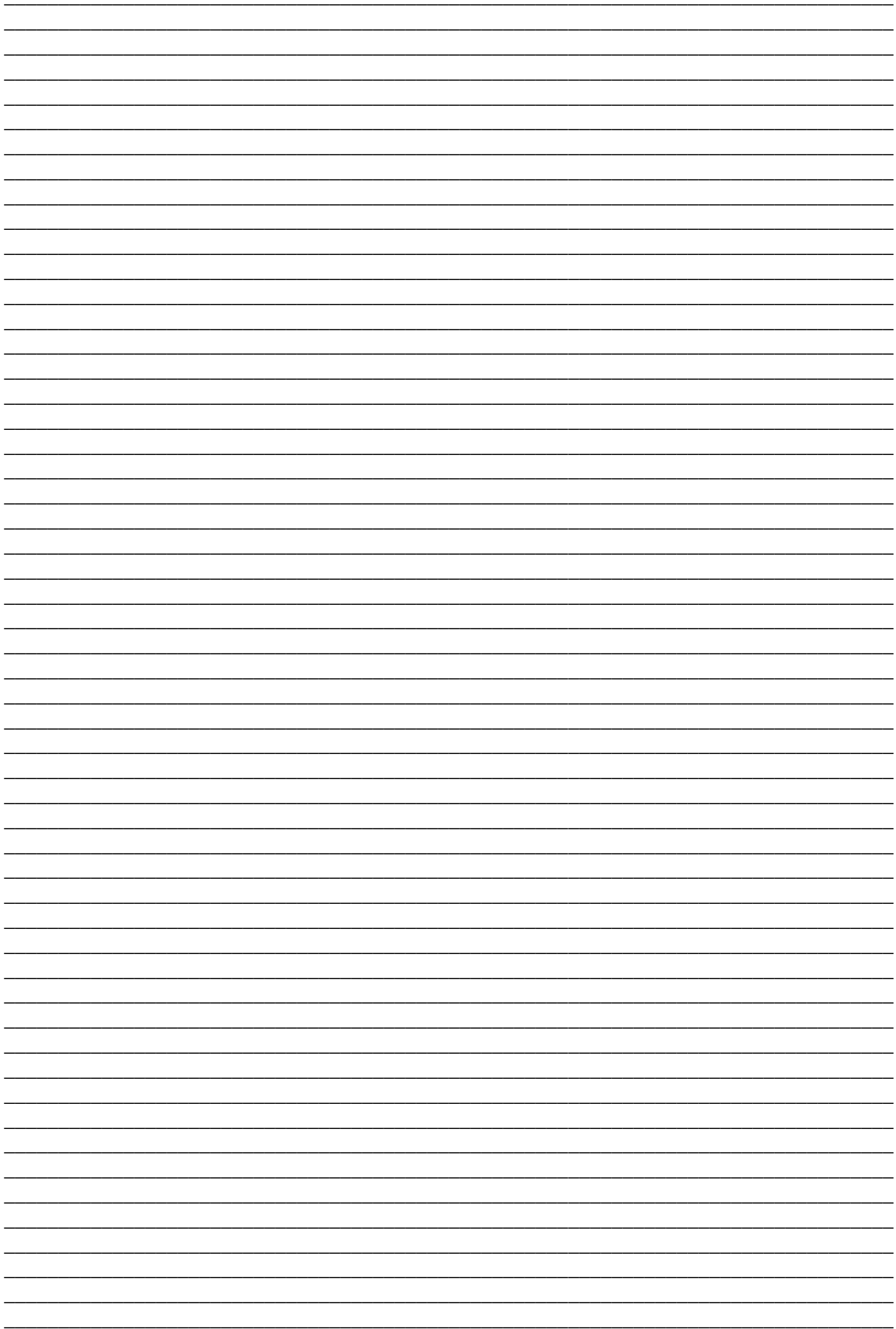
9. Поясніть визначення ізоелектричної точки розчину білка методом електрофорезу.

10. Поясніть визначення ізоелектричної точки розчину білка методом набрякання.

11. Поясніть визначення ізоелектричної точки розчину білка методом утворення драглів.

12. Охарактеризуйте способи одержання драглів та їх специфічні властивості. Наведіть приклади драглів в організмі людини.

13. В організмі людини прикладом драглів є шкіра. Старіння шкіри відбувається в результаті ущільнення структурної сітки драглів унаслідок виділення рідкої фази. Як назива-



«Зараховано» « ____ » _____ 20 ____ р. _____

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 20.

ТЕМА: Підсумковий контроль засвоєння модуля «Основи медичної хімії»

МЕТА: визначити рівень знань студентів з теоретичних питань, вміння вирішувати ситуаційні та розрахункові задачі з навчальної дисципліни «Основи медичної хімії».

ПЕРЕЛІК ПИТАНЬ

Змістовий модуль 1. Гомогенні рівноваги 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. Внутрішньоконкомплексні сполуки. Полядерні комплекси. Комплексні сполуки в біологічних системах.
4. Розчини в життєдіяльності. Ентальпійний та ентропійний фактори розчинення та їх зв'язок з механізмом розчинення.
5. Розчинність газів у рідинах та її залежність від різних факторів. Закон Генрі-Дальтона. Вплив електролітів на розчинність газів (закон Сеченова). Розчинність газів у крові.
6. Розчинність твердих речовин та рідин. Розподіл речовин між двома рідинами, що не змішуються. Закон розподілу Нернста, його значення в явищі проникності біологічних мембран.
7. Рівновага в розчинах електролітів.
8. Дисоціація води.
9. Іонний добуток води. рН біологічних рідин. Типи протолітичних реакцій. Реакції нейтралізації, гідролізу та іонізації.
10. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури. Константа гідролізу.
11. Основи титриметричного аналізу. Методи кислотно-основного титрування. Кислотно-основні індикатори та принципи їх підбору.

12. Буферні системи та їх класифікація, рН буферних розчинів.
13. Механізм дії буферних систем.
14. Буферна ємність та фактори, від яких вона залежить. Буферні системи крові.
15. Колігативні властивості розбавлених розчинів: зниження температури замерзання, підвищення температури кипіння. Закони Рауля. Кріометрія та ебуліометрія.
16. Колігативна властивість розбавлених розчинів – осмос. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Плазмоліз та гемоліз.
17. Колігативні властивості розбавлених розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини в медичній практиці. Роль осмосу в біологічних системах.

Змістовий модуль 2. Гетерогенні рівноваги в біологічних рідинах

1. АТФ як універсальне джерело енергії для біохімічних реакцій. Макроергічні сполуки
2. Перший закон термодинаміки. Ентальпія. Стандартні теплоти утворення та згоряння речовин.
3. Закон Гесса.
4. Другий закон термодинаміки. Ентропія. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса, енергія Гельмгольца. Термодинамічні умови рівноваги. Критерії спрямованості самовільних процесів.
5. Розчини комплексних сполук. Сучасні уявлення про будову комплексних сполук. Класифікація комплексних сполук (за природою лігандів і по заряду внутрішньої сфери).
6. Внутрішньокмлексні з'єднання. Поліядерні комплекси. Комплексні сполуки в біологічних системах.
7. Швидкість хімічних реакцій. Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас для швидкості хімічних реакцій. Константа швидкості реакції.
8. Уява про кінетику складних реакцій: послідовних, паралельних, супряжених, оборотних, конкуруючих, ланцюгових.
9. Порядок реакції. Кінетичні рівняння реакції першого, другого та нульового порядку. Період напівперетворення.
10. Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Особливості температурного коефіцієнту швидкості реакції для біохімічних процесів.
11. Енергія активації. Теорія активних зіткнень Рівняння Арреніуса. Поняття про та про теорію перехідного стану.
12. Особливості дії каталізатора. Гомогенний та гетерогенний та мікрогетерогенний каталіз. Кислотно-основний каталіз. Автокаталіз та його роль в процесах метаболізму.
13. Ферменти як каталізатори біохімічних реакцій. Особливості дії ферментів: селективність, ефективність, залежність ферментативної дії від температури, реакції середовища, концентрації ферменту і субстрату. Механізм дії ферментів.
14. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги і способи її вираження. Зміщення хімічної рівноваги при зміні температури, тиску, концентрації речовин. Принцип Ле Шательє.
15. Реакції осадження та розчинення. Добуток розчинності.
16. Електродні процеси та механізм їх виникнення. Рівняння Нернста. Нормальний (стандартний) електродний потенціал.
17. Нормальний водневий електрод.
18. Вимірювання електродних потенціалів. Електроди визначення. Електроди порівняння. Хлорсрібного електроду. Йоноселективні електроди. Скляний електрод.
19. Окисно-відновний потенціал як міра окисної та відновної здатності систем. Рівняння Петерса. Нормальний окисно-відновний потенціал.
20. Прогнозування напрямки окиснювально-відновних реакцій за величинами окисно-відновних потенціалів.
21. Потенціометричне визначення активності йонів. Потенціометричне титрування.

22. Дифузійні та мембранні потенціали, їх біологічна роль. Потенціал ушкодження. Потенціал спокою. Потенціал дії.
23. Поверхневі явища та їх значення в біології та медицині. Поверхнево-активні і поверхнево-неактивні речовини. Поверхнева активність. Правило Дюкло–Траубе.
24. Адсорбція на межі поділу рідина–газ і рідина–рідина. Рівняння Гіббса. Орієнтація молекул поверхнево-активних речовин в поверхневому шарі. Уявлення про структуру біологічних мембран.
25. Адсорбція на межі поділу тверде тіло–газ. Рівняння Ленгмюра
26. Адсорбція із розчинів на поверхні твердого тіла. Рівняння Фрейндліха.
27. Фізико-хімічні основи адсорбційної терапії. (гемосорбція, плазми-мосорбція, лимфосорбція, ентеросорбція, аплікаційна терапія).
28. Адсорбція електролітів (вибіркова та йонообмінна). Правило Панета-Фаянса.
29. Йонообмінники природні та синтетичні.
30. Хроматографія. Класифікація хроматографічних методів дослідження за ознаками механізму розподілу речовин, агрегатного стану фаз та техніки виконання. Використання хроматографії у медико-біологічних дослідженнях.
31. Дисперсні системи та їх класифікація за ступенем дисперсності. Методи одержання та очищення колоїдних розчинів. Діаліз, електродіаліз, ультрафільтрація компенсаційний діаліз, вівідіаліз. Гемодіаліз та апарат “Штучна нирка”.
32. Будова колоїдних частинок.
33. Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем. Броунівський рух, дифузія, осмотичний тиск. Оптичні властивості колоїдних систем.
34. Електрокінетичний потенціал колоїдної частинки. Рівняння Гельмгольца – Смолуховського. Електрофорез, його застосування в дослідницькій та стоматологічній практиці.
35. Кінетична (седиментаційна) та агрегативна стійкість дисперсних систем. Фактори стійкості. Коагуляція. Механізм коагулюючої дії електролітів.
36. Поріг коагуляції. Правило Шульце – Гарді. Процеси коагуляції при очистці питної води та стічних вод. Колоїдний захист.
37. Аерозолі, суспензії, емульсії. Методи одержання, властивості, застосування. Токсична дія деяких аерозолей. Типи емульсій. Емульгатори. Біологічна роль емульгування.
38. Високомолекулярні сполуки – основа живих організмів. Глобулярна та фібрилярна структура білків. Порівняльна характеристика розчинів високомолекулярних сполук, істинних та колоїдних розчинів.
39. Набухання та розчинення полімерів. Механізм набухання. Вплив рН середовища, температури та електролітів на набухання. Роль набухання в фізіології організму.
40. Драгливання розчинів ВМС. Тиксотропія. Синерезис. Висолування біополімерів із розчинів.
41. Аномальна в'язкість розчинів ВМС. В'язкість крові.
42. Мембранна рівновага Доннана.
43. Ізоелектричний стан білка. Ізоелектрична точка та методи її визначення. Іонний стан біополімерів у водних розчинах.

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 балу; 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 оцінки з 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 – 71 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» (70 – 61 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» (60 – 51 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.

Список використаної літератури

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.
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.
3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с.
4. Медична хімія: Методичні вказівки для студентів медичних факультетів вищих навчальних закладів МОЗ України / Харченко С.В., Іщейкіна Л.К., Цубер В.Ю. та ін. – Полтава: 2017. – 200 с.

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159с.
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.
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.

ДОДАТКИ

РОЗЧИННІСТЬ СОЛЕЙ, КИСЛОТ І ОСНОВ У ВОДІ

	Cl^-	OH^-	NO_3^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	SiO_3^{2-}	CO_3^{2-}	CH_3COO^-
H^+	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P
NH_4^+	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P
Na^+	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
K^+	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Ba^{2+}	P	P	P	P	M	H	H	H	H	P
Ca^{2+}	P	P	P	P	M	M	H	M	H	P
Mg^{2+}	P	H	P	P	M	P	H	-	H	P
Al^{3+}	P	H	P	H	-	P	H	-	-	P
Fe^{2+}	P	H	P	H	M	P	H	H	H	P
Zn^{2+}	P	H	P	H	M	P	H	H	-	P
Ag^+	H	-	P	H	M	M	H	H	M	P
Hg^{2+}	P	-	P	H	-	-	H	-	H	P
Cu^{2+}	P	H	P	H	-	P	H	-	-	P
Pb^{2+}	M	H	P	H	H	H	H	H	H	P

КОНСТАНТИ ДИСОЦІАЦІЇ ДЕЯКИХ СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ ПРИ 25⁰С


Електроліт	K	Електроліт	K
Нітритна кислота HNO_2	$K=4 \cdot 10^{-4}$	Фторидна кислота HF	$K=6,6 \cdot 10^{-4}$
Силікатна кислота H_2SiO_3	$K_1=2,2 \cdot 10^{-10}$ $K_2=1,6 \cdot 10^{-12}$	Ціановоднева кислота HCN	$K=7,9 \cdot 10^{-10}$
Мурашина кислота HCOOH	$K=1,8 \cdot 10^{-4}$	Вода H_2O	$K=1,8 \cdot 10^{-16}$
Сульфитна кислота H_2SO_3	$K_1=1,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2=6,3 \cdot 10^{-8}$	Гідроксид амоніаку NH_4OH	$K=1,8 \cdot 10^{-5}$
Сульфідна кислота H_2S	$K_1=6,0 \cdot 10^{-8}$ $K_2=1,0 \cdot 10^{-14}$	Алюмінію(III) гідроксид $Al(OH)_3$	$K=1,4 \cdot 10^{-9}$
Карбонатна кислота H_2CO_3	$K_1=4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2=4,7 \cdot 10^{-11}$	Цинк гідроксид $Zn(OH)_2$	$K_1=4,4 \cdot 10^{-5}$ $K_2=1,5 \cdot 10^{-9}$
Оцтова кислота CH_3COOH	$K=1,8 \cdot 10^{-5}$	Купрум гідроксид $Cu(OH)_2$	$K_2=3,4 \cdot 10^{-7}$
Хлоридна кислота HClO	$K=5,0 \cdot 10^{-8}$	Ферум(II) гідроксид $Fe(OH)_2$	$K_2=1,3 \cdot 10^{-4}$
Ортофосфорна кислота H_3PO_4	$K_1=7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2=6,3 \cdot 10^{-8}$ $K_3=1,63 \cdot 10^{-12}$	Ферум(III) гідроксид $Fe(OH)_3$	$K_2=1,8 \cdot 10^{-11}$ $K_2=1,3 \cdot 10^{-12}$

ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ (ДР) ДЕЯКИХ МАЛОРОЗЧИННИХ У ВОДІ СПОЛУК

Речовина	ДР	Речовина	ДР
MgF ₂	$7,1 \cdot 10^{-9}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaF ₂	$3,4 \cdot 10^{-11}$	Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-25}$
BaF ₂	$1,7 \cdot 10^{-6}$	Mg(OH) ₂	$1,2 \cdot 10^{-11}$
AgCl	$1,6 \cdot 10^{-10}$	Ca(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-6}$
AgBr	$4,0 \cdot 10^{-13}$	Cd(OH) ₂	$6,0 \cdot 10^{-15}$
AgJ	$9,7 \cdot 10^{-17}$	Cr(OH) ₃	$5,4 \cdot 10^{-31}$
PbJ ₂	$8,1 \cdot 10^{-9}$	Fe(OH) ₂	$1,7 \cdot 10^{-15}$
MgCO ₃	$2,0 \cdot 10^{-4}$	Fe(OH) ₃	$1,1 \cdot 10^{-36}$
CaCO ₃	$1,2 \cdot 10^{-8}$	Al(OH) ₃	$5,1 \cdot 10^{-33}$
BaCO ₃	$8,1 \cdot 10^{-9}$	CuS	$3,2 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ CrO ₄	$4,1 \cdot 10^{-12}$	Ag ₂ S	$5,7 \cdot 10^{-57}$
CaCrO ₄	$2,3 \cdot 10^{-2}$	CdS	$1,2 \cdot 10^{-28}$
BaCrO ₄	$1,6 \cdot 10^{-10}$	HgS	$4,0 \cdot 10^{-53}$
PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$	PbS	$3,6 \cdot 10^{-29}$
CaSO ₄	$6,1 \cdot 10^{-5}$	MnS	$7,0 \cdot 10^{-16}$
BrSO ₄	$2,8 \cdot 10^{-7}$	FeS	$3,7 \cdot 10^{-19}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	ZnS	$8,0 \cdot 10^{-26}$

Ряд активності металів / електрохімічний ряд напруг

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au

 активність металів зменшується

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

Made by schoolszhibnoc.at.ua

Період	Група																	
	A I	B I	A II	B II	A III	B III	A IV	B IV	A V	B V	A VI	B VI	A VII	B VII	A VIII	B VIII		
1	H Гідроген Z=2,20 Ar=1,0079																	
2	Li Літій Z=3,09 Ar=6,941	Be Берилій Z=4,01 Ar=9,012	B Бор Z=5,01 Ar=10,811	C Карбон Z=6,01 Ar=12,011	N Нітроген Z=7,01 Ar=14,007	O Оксиген Z=8,01 Ar=15,999	F Флуор Z=9,01 Ar=18,998	Ne Неон Z=10,01 Ar=20,18										
3	Na Натрій Z=11,01 Ar=22,99	Mg Магній Z=12,01 Ar=24,305	Al Алюміній Z=13,01 Ar=26,982	Si Силіцій Z=14,01 Ar=28,086	P Фосфор Z=15,01 Ar=30,974	S Сульфур Z=16,01 Ar=32,065	Cl Хлор Z=17,01 Ar=35,453	Ar Аргон Z=18,01 Ar=39,948										
4	K Калій Z=19,01 Ar=39,098	Ca Кальцій Z=20,01 Ar=40,078	Sc Скандій Z=21,01 Ar=44,956	Ti Титан Z=22,01 Ar=47,867	V Ванадій Z=23,01 Ar=50,942	Cr Хром Z=24,01 Ar=51,996	Mn Манган Z=25,01 Ar=54,938	Fe Ферум Z=26,01 Ar=55,845										
5	Rb Рубідій Z=37,01 Ar=85,468	Sr Стронцій Z=38,01 Ar=87,62	Y Ітрій Z=39,01 Ar=88,906	Zr Цирконій Z=40,01 Ar=91,224	Nb Ніобій Z=41,01 Ar=92,906	Mo Молибден Z=42,01 Ar=95,94	Tc Технетій Z=43,01 Ar=98,906	Ru Рутеній Z=44,01 Ar=101,07										
6	Cs Цезій Z=55,01 Ar=132,905	Ba Барій Z=56,01 Ar=137,327	La* Лантан Z=57,01 Ar=138,905	Hf Гафній Z=58,01 Ar=178,49	Ta Тантал Z=73,01 Ar=180,948	W Вольфрам Z=74,01 Ar=183,84	Re Реній Z=75,01 Ar=186,207	Os Освій Z=76,01 Ar=190,23										
7	Fr Францій Z=87,01 Ar=223,021	Ra Радій Z=88,01 Ar=226,025	Ac** Актиній Z=89,01 Ar=227,033	Pb Свинець Z=82,01 Ar=207,2	Bi Висмут Z=83,01 Ar=208,98	Po Полоній Z=84,01 Ar=209	At Астат Z=85,01 Ar=209,98	Rn Радон Z=86,01 Ar=222,02										
8	U Уран Z=92,01 Ar=238,029	Np Нептуній Z=93,01 Ar=237,048	Pu Плутоній Z=94,01 Ar=244,064	Am Америцій Z=95,01 Ar=243,061	Cm Кюріцій Z=96,01 Ar=247,070	Bk Берклій Z=97,01 Ar=247,070	Cf Каліфорній Z=98,01 Ar=251,087	Es Ейнштейній Z=99,01 Ar=252,083										
9	Th Торій Z=90,01 Ar=232,038	Pa Протактіній Z=91,01 Ar=231,036	U Уран Z=92,01 Ar=238,029	Np Нептуній Z=93,01 Ar=237,048	Pu Плутоній Z=94,01 Ar=244,064	Am Америцій Z=95,01 Ar=243,061	Cm Кюріцій Z=96,01 Ar=247,070	Bk Берклій Z=97,01 Ar=247,070	Cf Каліфорній Z=98,01 Ar=251,087	Es Ейнштейній Z=99,01 Ar=252,083	Fm Ферміцій Z=100,01 Ar=257,103	Md Менделєєвій Z=101,01 Ar=258,103	No Нобелій Z=102,01 Ar=259,103	Lr Лоуренсій Z=103,01 Ar=260,103				
10	Ac Актиній Z=89,01 Ar=227,033	Th Торій Z=90,01 Ar=232,038	Pa Протактіній Z=91,01 Ar=231,036	U Уран Z=92,01 Ar=238,029	Np Нептуній Z=93,01 Ar=237,048	Pu Плутоній Z=94,01 Ar=244,064	Am Америцій Z=95,01 Ar=243,061	Cm Кюріцій Z=96,01 Ar=247,070	Bk Берклій Z=97,01 Ar=247,070	Cf Каліфорній Z=98,01 Ar=251,087	Es Ейнштейній Z=99,01 Ar=252,083	Fm Ферміцій Z=100,01 Ar=257,103	Md Менделєєвій Z=101,01 Ar=258,103	No Нобелій Z=102,01 Ar=259,103	Lr Лоуренсій Z=103,01 Ar=260,103			

*Лантаноїди

**Актиноїди

Період	Група																	
	A I	B I	A II	B II	A III	B III	A IV	B IV	A V	B V	A VI	B VI	A VII	B VII	A VIII	B VIII		
8	He Гелій Z=2,02 Ar=4,0026																	
9	Li Літій Z=3,09 Ar=6,941	Be Берилій Z=4,01 Ar=9,012	B Бор Z=5,01 Ar=10,811	C Карбон Z=6,01 Ar=12,011	N Нітроген Z=7,01 Ar=14,007	O Оксиген Z=8,01 Ar=15,999	F Флуор Z=9,01 Ar=18,998	Ne Неон Z=10,01 Ar=20,18										
10	Na Натрій Z=11,01 Ar=22,99	Mg Магній Z=12,01 Ar=24,305	Al Алюміній Z=13,01 Ar=26,982	Si Силіцій Z=14,01 Ar=28,086	P Фосфор Z=15,01 Ar=30,974	S Сульфур Z=16,01 Ar=32,065	Cl Хлор Z=17,01 Ar=35,453	Ar Аргон Z=18,01 Ar=39,948										
11	K Калій Z=19,01 Ar=39,098	Ca Кальцій Z=20,01 Ar=40,078	Sc Скандій Z=21,01 Ar=44,956	Ti Титан Z=22,01 Ar=47,867	V Ванадій Z=23,01 Ar=50,942	Cr Хром Z=24,01 Ar=51,996	Mn Манган Z=25,01 Ar=54,938	Fe Ферум Z=26,01 Ar=55,845										
12	Rb Рубідій Z=37,01 Ar=85,468	Sr Стронцій Z=38,01 Ar=87,62	Y Ітрій Z=39,01 Ar=88,906	Zr Цирконій Z=40,01 Ar=91,224	Nb Ніобій Z=41,01 Ar=92,906	Mo Молибден Z=42,01 Ar=95,94	Tc Технетій Z=43,01 Ar=98,906	Ru Рутеній Z=44,01 Ar=101,07										
13	Cs Цезій Z=55,01 Ar=132,905	Ba Барій Z=56,01 Ar=137,327	La* Лантан Z=57,01 Ar=138,905	Hf Гафній Z=58,01 Ar=178,49	Ta Тантал Z=73,01 Ar=180,948	W Вольфрам Z=74,01 Ar=183,84	Re Реній Z=75,01 Ar=186,207	Os Освій Z=76,01 Ar=190,23										
14	Fr Францій Z=87,01 Ar=223,021	Ra Радій Z=88,01 Ar=226,025	Ac** Актиній Z=89,01 Ar=227,033	Pb Свинець Z=82,01 Ar=207,2	Bi Висмут Z=83,01 Ar=208,98	Po Полоній Z=84,01 Ar=209	At Астат Z=85,01 Ar=209,98	Rn Радон Z=86,01 Ar=222,02										
15	U Уран Z=92,01 Ar=238,029	Np Нептуній Z=93,01 Ar=237,048	Pu Плутоній Z=94,01 Ar=244,064	Am Америцій Z=95,01 Ar=243,061	Cm Кюріцій Z=96,01 Ar=247,070	Bk Берклій Z=97,01 Ar=247,070	Cf Каліфорній Z=98,01 Ar=251,087	Es Ейнштейній Z=99,01 Ar=252,083										
16	Th Торій Z=90,01 Ar=232,038	Pa Протактіній Z=91,01 Ar=231,036	U Уран Z=92,01 Ar=238,029	Np Нептуній Z=93,01 Ar=237,048	Pu Плутоній Z=94,01 Ar=244,064	Am Америцій Z=95,01 Ar=243,061	Cm Кюріцій Z=96,01 Ar=247,070	Bk Берклій Z=97,01 Ar=247,070	Cf Каліфорній Z=98,01 Ar=251,087	Es Ейнштейній Z=99,01 Ar=252,083	Fm Ферміцій Z=100,01 Ar=257,103	Md Менделєєвій Z=101,01 Ar=258,103	No Нобелій Z=102,01 Ar=259,103	Lr Лоуренсій Z=103,01 Ar=260,103				