МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ ТА НАУКИ УКРАЇНИ
ДЗ «ЛУГАНСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ІМЕНІ ТАРАСА ШЕВЧЕНКА»
Кафедра хімії, географії та наук про Землю

Н. М. Твердохліб

МЕДИЧНА ТА АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

Модуль 1. Гомогенні рівноваги в біологічних рідинах

Методичні вказівки
для підготовки до занять
здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
галузі знань 22 «Охорона здоров'я»
224 Технології медичної діагностики та лікування

Полтава, 2024

Твердохліб Н. М. Медична та аналітична хімія. Модуль 1. Гомогенні рівноваги в біологічних рідинах: Методичні вказівки для підготовки до занять здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти галузі знань 22 «Охорона здоров'я» 224 Технології медичної діагностики та лікування. Полтава: Вид-во ДЗ «ЛНУ імені Тараса Шевченка», 2024. – 50 с.

Рецензенти:

Оганесян І. Г. – кандидат медичних наук, доцент, завідувач кафедри клінічної лабораторної діагностики та імунології Національного технічного університету «Харківський політехнічний університет».

Ісаєнко І. П. – кандидат технічних наук, доцент, кафедри хімії, географії та наук про Землю Державного закладу «Луганський національний університет імені Тараса Шевченка».

Методичні рекомендації направлені на організацію самостійної роботи на курсом медичної та аналітичної хімії здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня освітньої програми 224 Технології медичної діагностики та лікування. Методичні рекомендації містять в собі приклади розрахункових задач різного рівню складності та завдання для домашньої контрольної роботи, спрямовані на розвиток професійних навичок у здобувачів вищої освіти.

Затверджено на засіданні кафедри хімії, географії та наук про Землю ДЗ «Луганський національний університет імені Тараса Шевченка», протокол № 8 від 14.06.2024 р.

Ухвалено Вченою Радою ДЗ «Луганський національний університет імені Тараса Шевченка», протокол № 12 від 21.06.2024 р.

© Твердохліб Н. М., 2024
© ДЗ «Луганський національний університет імені Тараса Шевченка», 2024

ЗМІСТ

ВСТУП 4

Тема 1. Поняття про біогенні елементи та їх класифікація. Біогенні *s-*, *p-* та *d*-елементи. Біологічна роль, застосування в медицині 6

Тема 2. Комплексоутворення в біологічних системах 10

Тема 3. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Приготування розчинів із заданим кількісним складом 14

Тема 4. Кислотно-основна рівновага в організмі. Водневий показник біологічних рідин 24

Тема 5. Колігативні властивості розчинів 29

Тема 6. Протолітичні процеси в організмі. Гідроліз солей. Буферні системи, класифікація та механізм дії. Визначення буферної ємності. Роль буферів в біосистемах 35

Тема 7. Титриметричний аналіз. Метод кислотно-основного титрування 41

ВСТУП

Методичні вказівки створено для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти галузі знань 22 «Охорона здоров'я» спеціальності 224 Технології медичної діагностики та лікування з метою надання допомоги в підготовці до аудиторних занять. Мета вивчення медичної та аналітичної хімії – підготовка студента-медика, озброєння його знаннями, необхідними для розуміння функцій окремих систем в організмі, взаємодії організму із навколишнім середовищем, а також вмінням використовувати різноманітні кількісні розрахунки для аналізу тих чи інших процесів.

У результаті вивчення навчальної дисципліни студент повинен *знати*:

- будову атомів, основні хімічні властивості біогенних *s*-, *p*-, *d*-елементів, форми знаходження їх в організмі, біологічну роль;
- принципи будови комплексних сполук, особливості будови комплексних сполук як основи для їх застосування в хелатотерапії;
- класифікацію і способи вираження концентрації розчинів;
- теорію електролітичної дисоціації, водневий показник біологічних рідин;
- окисно-відновні процеси які мають місце в людському організмі;
- основні типи хімічної рівноваги для формування цілісного фізико-хімічного підходу до вивчення процесів життєдіяльності організму;
- процеси та закономірності розчинення твердих речовин, газів, рідин в воді; характеристики розчинів, вирази кількісного складу розчинів;
- взаємозв'язок між колігативними властивостями та концентрацією розчинів;
- основні властивості розчинів електролітів, їх характеристики, визначення pH основних рідин організму, гідроліз солей; умови утворення та розчинення осадів, пояснювати роль гетерогенної рівноваги за участю солей в загальному гомеостазі організму;
- основи методу титриметрії; кількісне визначення вмісту кислот та основ в розчинах за допомогою методів кислотно-основного титрування;
- механізм дії буферних систем та їх роль в підтримці кислотно-основної рівноваги в біосистемах;
- теплові ефекти хімічних та біохімічні процесів, термодинамічні функції для оцінки направленості процесів, пояснювати енергетичне спряження в живих системах;
- кінетичні закономірності біохімічних процесів;
- механізм утворення електродних потенціалів;
- закономірності адсорбції речовин з розчинів на твердій поверхні, рівняння адсорбції та межі їх використання; особливості будови поверхневого шару адсорбованих молекул поверхнево активних сполук, принципи будови біологічних мембран; фізико-хімічні основи методів адсорбційної терапії;
- принципи методів одержання та очищення колоїдно-дисперсних розчинів;
- фізико-хімічні властивості білків, що є структурними компонентами всіх тканин організму.

вміти:

- характеризувати кількісний склад розчинів; вміти готувати розчини із заданим кількісним складом; аналізувати принципи титриметричних методів дослідження;
- аналізувати кількісний вміст в розчині кислот та основ за допомогою методів кислотно-основного титрування;
- робити висновки щодо кислотності біологічних рідин на підставі водневого показника;
- пояснювати механізм дії буферних систем та їх роль в підтримці кислотно-основної рівноваги в біосистемах;
- аналізувати взаємозв'язок між колігативними властивостями та концентрацією розчинів;
- трактувати хімічні та біохімічні процеси з позиції їх теплових ефектів; вміти використовувати термодинамічні функції для оцінки направленості процесів, пояснювати енергетичне спряження в живих системах;
- аналізувати залежність швидкості реакцій від концентрації та температури; інтерпретувати залежність швидкості реакцій від енергії активації; аналізувати особливості дії каталізаторів та пояснювати механізм гомогенного та гетерогенного каталізу; пояснювати механізм дії ферментів та аналізувати залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату;
- аналізувати хімічну рівновагу та пояснювати її умову з позиції термодинаміки та кінетики; пояснювати вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу;
- аналізувати умови випадіння та розчинення осадів, пояснювати роль гетерогенної рівноваги за участю солей в загальному гомеостазі організму;
- пояснювати механізм утворення електродних потенціалів;
- аналізувати принципи методу потенціометрії та робити висновки щодо його використання в медико-біологічних дослідженнях;
- вміти вимірювати окисно-відновні потенціали та прогнозувати напрямок окисно-відновних реакцій;
- робити висновки щодо поверхневої активності речовин на підставі їх будови;
- аналізувати особливості будови поверхневого шару адсорбованих молекул поверхнево активних сполук, пояснювати принципи будови біологічних мембран; аналізувати рівняння адсорбції та межі їх використання, розрізняти мономолекулярну та полімолекулярну адсорбцію; інтерпретувати закономірності адсорбції речовин з розчинів на твердій поверхні; пояснити фізико-хімічні основи методів адсорбційної терапії; розрізняти вибіркову та йонообмінну адсорбцію електролітів;
- інтерпретувати методи хроматографічного аналізу та їх роль в медико-біологічних дослідженнях;

- аналізувати принципи методів одержання та очищення колоїдно-дисперсних розчинів;
- пояснити фізико-хімічні основи гемодіалізу;
- інтерпретувати фізико-хімічні властивості білків, що є структурними компонентами всіх тканин організму; робити висновки щодо заряду розчинених біополімерів на підставі їх ізоелектричної точки.

Міждисциплінарні зв'язки. Освітній компонент «Медична та аналітична хімія» продовжує підготовку здобувачів і базується на знаннях шкільного курсу хімії, фізики та математики. Набуті студентами знання та навички з медичної та аналітичної хімії будуть необхідні їм при складанні комплексного кваліфікаційного екзамену, та у подальшій професійній діяльності.

Література
для підготовки до занять з освітнього компоненту
«Медична та аналітична хімія»

1. А.С. Мороз, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. Медична хімія. – Вінниця, 2008.
2. В.О. Калібабчук, І.С. Чекман,, В.І. Галинська, С.М. та ін. Медична хімія. – К., 2018.
3. Мороз А.С., Ковальова А.Г. Фізична та колоїдна хімія. – Л., 1994.
4. Левітін С.Я., Бризицька А.М., Кіюсва Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. – Вінниця, 2003.
5. Сегеда А.С. Аналітична хімія. Якісний аналіз. – К.: ЦУЛ, 2002.
6. Жаровський Ф.Г, Пилипенко А.Т., П'ятницький І.В. Аналітична хімія. – К.: Вища шк., 1982.
7. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К., 2003.
8. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. Ч. 1. – К., 2002; Ч. 2. – К., 2002.
9. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. Загальна хімія. – К., 1991.
10. Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Клюєва Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. – Вінниця, „Нова книга", 2003.

ТЕМА 1. Поняття про біогенні елементи та їх класифікація. Біогенні *s*-, *p*- та *d*-елементи. Біологічна роль, застосування в медицині

Теоретична підготовка

Загальні відомості про біогенні елементи. Якісний та кількісний вміст біогенних елементів в організмі людини. Макроелементи, мікроелементи та домішкові елементи. Органогени. Поняття про вчення В.І. Вернадського про біосферу та роль живої речовини (живих організмів). Зв'язок між вмістом біогенних 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 в літосфері). Проблеми забруднення та очищення біосфери від токсичних хімічних сполук техногенного походження.

Електронна структура та електронегативність *s*- та *p*-елементів. Типові хімічні властивості *s*- та *p*-елементів та їх сполук (реакції без зміни ступеня окиснення). Зв'язок між місцезнаходженням *s*- та *p*-елементів в періодичній системі та їх вмістом в організмі. Застосування в медицині. Токсична дія сполук.

Метали життя. Електронна структура та електронегативність *d*-елементів. Типові хімічні властивості *d*-елементів та їх сполук (реакції зі зміною ступеня окиснення, Комплексоутворення). Біологічна роль. Застосування в медицині. Токсична дія *d*-елементів та їх сполук. Хімічні властивості сполук *d*-елементів.

Перелік основних термінів

Атом	– це електронейтральна система, яка складається з позитивно зарядженого ядра та електронів, що рухаються навколо нього.
Радіус атома	відстань від ядра до найдальшого положення максимуму електронної густини.
Електронна конфігурація атома	запис розподілу електронів по енергетичним рівням та підрівням в атомі. Електрони заселяють атомні орбіталі, починаючи з підрівня, що має найнижчу енергію.
Валентні електрони	електрони, що приймають участь в утворенні хімічних зв’язків. У *s*- та *p*- елементів валентними є електрони орбіталей зовнішнього рівня, а у *d*-елементів – електрони s-орбіталі зовнішнього рівня та *d*-орбіталей передзовнішнього рівня.
Енергія іонізації	енергія, яку потрібно затратити, щоб від ізольованого атома чи іона відщепити електрон.
Спорідненість до електрона	енергія, яка виділяється чи поглинається внаслідок приєднання електрона до ізольованого атома.
Електронегативність	відносна здатність атомів елемента притягувати до

себе спільні електронні пари.

Ступінь окиснення — умовний заряд, який мав би атом, коли б електрони всіх його зв'язків з іншими атомами були зміщені до більш електронегативного атома.

Принцип Паулі: — в атомі не може бути двох електронів із однаковим набором квантових чисел.

Перше правило Клечковського — у міру збільшення заряду ядра атома послідовне заповнення електронних орбіталей починається від орбіталей з меншим значенням суми головного та орбітального квантових чисел (n+1) до орбіталей з більшим значенням цієї суми.

Друге правило Клечковського — у разі однакових значень суми (n+1) заповнення орбіталей відбувається послідовно в міру збільшення значення головного квантового числа n.

Принцип Хунда — на підрівнях електрони розмінюються так/, щоб сума їхніх спінових квантових чисел була максимальною.

Хімічний зв'язок — сукупність взаємодій, що зв'язує окремі атоми в молекули, іони, радикали, кристали. В залежності від характеру розподілу електронної густини між взаємодіючими атомами розрізняють ковалентний, іонний, металічний зв'язки.

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

Біогеохімічні провінції — географічні місцевості з підвищеним або зниженим вмістом будь-якого елемента.

Ендемічні захворювання — захворювання, зумовлені підвищеним або зниженим вмістом елемента в організмі людини.

Приклади розв'язання задач

Завдання 1

Написати електронно-графічні схеми та електронні формули для атомів та іонів: $_{16}S$, S^{6+}, S^{4+}, S^{2-}.

Розв'язок:

Порядковий номер Сулфуру в періодичній системі елементів Д.І.Менделєєва вказує на кількість електронів в атомі (16).

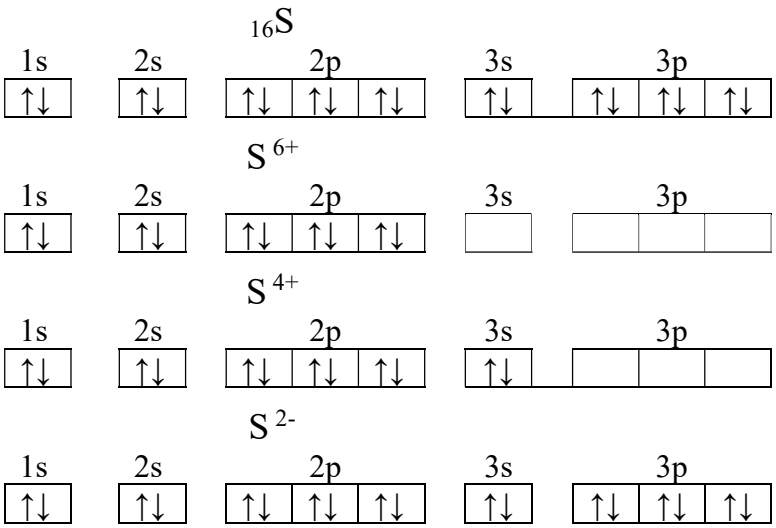
Записуємо розподіл електронів по рівням та підрівням атома Сулфуру та іонів:

$_{16}S$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

S^{6+} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 3p^0$

S^{4+} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^0$

S^{2-} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



Завдання 2

Написати електронно-графічні схеми та електронні формули для атомів та іонів: $_{25}Mn$, Mn^{6+}, Mn^{4+}.

Розв'язок:

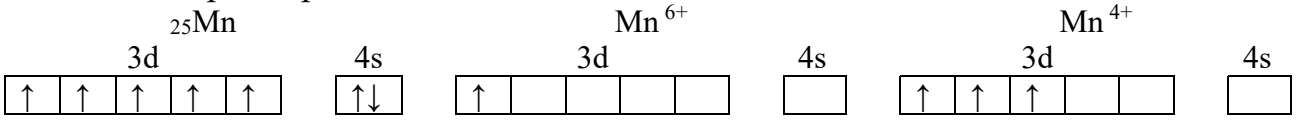
Порядковий номер Мангану в періодичній системі елементів Д.І.Менделєєва вказує на кількість електронів в атомі (25).

Записуємо розподіл електронів по рівням та підрівням атома Мангану та іонів:

$_{25}Mn\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$

$Mn^{6+}\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^0$.

$Mn^{4+}\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^0$



Завдання 3

Електронна конфігурація $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ відповідає атому:

цинку купруму галію германію

Розв'язок:

Порядковий номер елементу в періодичній системі елементів Д.І.Менделєєва вказує на кількість електронів в атомі. Електронна конфігурація $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ відповідає атому з порядковим номером 20 (2+2+6+2+6+2+10+1=31), це галій.

Завдання 4

Установіть назву хімічного елемента, який утворює аніон E^- з електронною формулою зовнішнього електронного шару $3s^2 3p^6$.

Розв'язок:

Електронна конфігурація аніона E^- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (2+2+6+2+6=18), заряд аніону вказує на 1 приєднаний електрон, тобто загальна кількість електронів атому дорівнює 17 та відповідає атому з порядковим номером 17, це хлор.

Домашня контрольна робота за темою 1.

Завдання. Написати електронно-графічні схеми та електронні формули для атомів та всіх можливих іонів утворених відповідним атомом (дані вказані у таблиці). Описати біогенний елемент, його находження у організмі та функції (яку виконує роль); вказати харчові продукти, що містять відповідний елемент, його добову потребу, вказати порушення, які можуть бути викликані нестачею та надлишком біогенного елементу в організмі. Навести приклади лікарських засобів відповідних елементів (небільше 3-5 по кожному елементу за наявності).

Варіант	
1.	Li, C, Cr
2.	Na, Al, Fe
3.	K, Se, Ni
4.	Ca, O, Co
5.	Mg, S, Sn
6.	Be, N, Ti
7.	Ba, P, V
8.	Sr, B, Ta
9.	K, Si, Mo
10.	Ca, I, Ag

ТЕМА 2. Комплексоутворення в біологічних системах

Теоретична підготовка

Реакції комплексоутворення. Координаційна теорія А. Вернера та сучасні уявлення про будову комплексних сполук. Поняття про комплексоутворювач (центральний іон). Природа, координаційне число, гібридизація орбіталей комплексоутворювача. Поняття про ліганди. Координаційна ємність (дентатність) лігандів. Внутрішня та зовнішня сфери комплексів. Геометрія комплексного іону. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Класифікація комплексних сполук за зарядом внутрішньої сфери та за природою лігандів. Внутрішньокомплексні сполуки. Поліядерні комплекси.

Залізо-, кобальто-, мідє- та цинковмісні біокомплексні сполуки. Поняття про металолігандний гомеостаз. Порушення гомеостазу. Комплексони та їх застосування в медицині як антидотів при отруєнні важкими металами (хелатотерапія) та як антиоксидантів при зберіганні лікарських препаратів.

Перелік основних термінів

Комплексні сполуки (координаційні сполуки) – стійкі хімічні сполуки складної будови, які містять хоча б один ковалентний зв’язок, утворений за донорно-акцепторним механізмом.

Комплексоутворювач (центральний атом, центральний іон) – атом або іон, здатний притягувати до себе інші іони або нейтральні полярні молекули з утворенням стійкого угрупування. Центральним атомом можуть бути практично всі елементи. Найбільш активними комплексоутворювачами є платинові метали, елементи підгруп Феруму, Купруму, Цинку. Лужні та лужноземельні метали проявляють найменшу схильність до комплексоутворення. Центральними атомами можуть бути і неметали, наприклад бор, силіцій, фосфор, нітроген та інші.

Ліганди – молекули або іони, які є донорами електронних пар та безпосередньо зв’язані з комплексоутворювачем. Лігандами є нейтральні молекули або іони, які містять неподільну (вільну електронну пару або достатньо рухомі π-електронні пари).

Координаційна ємність (дентатність) дентатність визначається кількістю місць, які займає ліганд у внутрішній координаційній сфері комплексу.

Координаційне число – загальне число зв’язків комплексоутворювача з лігандами, незалежно від їх механізму.

Внутрішня сфера центральний атом та ліганди, що його оточують, складають *внутрішню сферу комплексу* або *комплексний іон*. При зображенні комплексної сполуки

внутрішню сферу комплексу обмежують квадратними дужками. Наприклад, $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ або $[Fe(CN)_6]^{3-}$.

Зовнішня сфера – за межею комплексного іона розміщені іони зовнішньої сфери. Зовнішню сферу комплексу утворюють катіони та аніони. Найчастіше це катіони лужних, лужноземельних металів і катіон амонію або аніони безкисневих, кисневмісних кислот і гідроксид-іон.

Внутрішньокомплексні сполуки або хелати – це стійкі комплекси металів з полідентантними лігандами, в яких центральний атом є компонентом циклічної структури.

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

Приклади розв'язання задач

Завдання

Запишіть назви таких комплексних сполук: а) $[CdCl(NH_3)_5]Br$; б) $Na_2[Cu(NO_2)_4]$; в) $[Ag(NH_3)_2]Cl$; г) $[Pb(H_2O)_4](NO_3)_2$.

Розв'язок:

Для складання назви комплексної сполуки необхідно визначити за формулою зовнішню сферу та її заряд, заряд комплексного іона, заряди лігандів і заряд комплексоутворювача.

а) комплексна сполука $[Cd^{2+}Cl^{-}(NH_3)_5]^{+}Br^{-}$ катіонного типу і вона містить:
комплексний іон – катіон $[Cd^{2+}Cl^{-}(NH_3)_5]^{+}$;
комплексоутворювач – Cd^{2+};
ліганди – Cl^{-} та п'ять молекул NH_3;
зовнішня сфера – Br^{-}.
Назва сполуки відповідно до вимог номенклатури: пентаамінхлорокадмій (II) бромід.

б) комплексна сполука $Na_2^{+}[Cu^{2+}(NO_2^{-})_4]^{2-}$ аніонного типу, вона містить:
комплексний іон – аніон $[Cu^{2+}(NO_2^{-})_4]^{2-}$;
комплексоутворювач – Cu^{2+};
ліганди – аніони NO_2^{-};
зовнішня сфера – два катіона Na^{+}.
Назва сполуки відповідно до вимог номенклатури: натрій тетранітритокупрат (II).

в) комплексна сполука $[Ag^{+}(NH_3)_2]^{+}Cl^{-}$ катіонного типу і вона містить:
комплексний іон – катіон $[Ag^{+}(NH_3)_2]^{+}$;

комплексоутворювач – Ag^{+};
ліганди – дві молекули NH_3;
зовнішня сфера – Cl^{-}.
Назва сполуки відповідно до вимог номенклатури: диамінаргентум (I) хлорид.
г) комплексна сполука $[Pb^{4+}(H_2O)_4]^{2+}(NO_3^{-})_2$ катіонного типу і вона містить:
комплексний іон – катіон $[Pb^{4+}(H_2O)_4]^{2+}$;
комплексоутворювач – Pb^{4+};
ліганди – чотири молекули H_2O;
зовнішня сфера – два аніони NO_3^{-}.
Назва сполуки відповідно до вимог номенклатури: тетраквaплюмбуму (II) нітрат

Завдання 2

Запишіть формули кожного з перелічених сполук, користуючись дужками для відділення комплексного іона від інших іонів: а) гексаакванікол (II) перхлорат; б) трихлоротриамінплатина (IV) бромід; в) дихлоротетраамінплатина (IV) сульфат; г) калій монохлоропентаціаноферат (III); ґ) октакарбонілдикобальт; д) біс(циклопентадиєніл) ферат, е) гексааквманган (II) сульфат, є) амоній тетрахлороплатинат(IV).

Розв'язок:

а) $[Ni(H_2O)_6](ClO_4)_2$ б) $[Pt(NH_3)_3Cl_3]Br$ в) $[Pt(NH_3)_4Cl_2]SO_4$ г) $K_3[Fe(CN)_5Cl]$

ґ) $[Co_2(CO)_8]$ д) $[Fe(C_5H_5)_2]$ е) $[Mn(H_2O)_6]SO_4$ є) $(NH_4)_2[PtCl_6]$

Завдання 3

З частинок Na^{+}, Cr^{3+}, Cl^{-}, NH_3 складіть усі можливі формули координаційних сполук та назвіть ці сполуки.

Розв'язок:

Серед наведених частинок комплексоутворювачем виступає Cr^{3+}. Ступінь окиснення +3 зумовлює координаційне число 6, тому навколо Cr^{3+} має скупчуватись шість лігандів – негативно заряджених іонів чи нейтральних молекул, що містять неподілені електронні пари – Cl^{-} та NH_3. Зовнішньою сферою для аніонних комплексів може бути Na^{+}, а для катіонних – Cl^{-}. Складаємо формули координаційних сполук:
а) $Na_3[CrCl_6]$ – натрій гексахлорохромат (III);
б) $Na_2[CrCl_5NH_3]$ – натрій амінпентахлорохромат (III);
в) $Na[CrCl_4(NH_3)_2]$ – натрій діамінтетрахлорохромат (III);
г) $[CrCl_3(NH_3)_3]$ – триамінтрихлорохром (III);
ґ) $[CrCl_2(NH_3)_4]Cl$ – тетрааміндихлорохром (III) хлорид;
д) $[CrCl(NH_3)_5]Cl_2$ – пентаамінхлорохром (III) хлорид;
е) $[Cr(NH_3)_6]Cl_3$ – гексаамінхром (III) хлорид.

Домашня контрольна робота за темою 2.

Завдання. Вказати центральний іон, ліганди, координаційне число, ступінь окиснення комплексоутворювача, дентантність лігандів, внутрішню координаційну сферу, зовнішню сферу, елементарний заряд комплексного іона, геометрію комплексного іона для сполук. Записати рівняння усіх ступенів дисоціації та сумарне рівняння, математичний вираз константи нестійкості для комплексної сполуки. Написати рівняння реакції обміну між комплексною сполукою та сполукою (обрати самостійно) у молекулярній та іонній формах, навести 2 приклади.

Варіант	
1.	$Na_2[HgI_4]$, $K_4[Fe(CN)_6]$
2.	$[Ag(NH_3)_2]Cl$, $K_3[Co(NO_2)_6]$
3.	$[CoCl_2(NH_3)_4]$, $K[Ag(CN)_2]$
4.	$K_3[Fe(CN)_6]$, $[Co(NH_3)_6]Cl_3$
5.	$[Co(H_2O)_2(NH_3)_4]Cl_2$, $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$
6.	$[CoCl(NH_3)_5]Cl_2$, $[Pt(NH_3)_4]SO_4$
7.	$K_2[Zn(OH)_4]$, $[CoCl(NH_3)_5]SO_4$;
8.	$[Cu(NH_3)_4]Cl_2$, $[NiCl(NH_3)_4]Br$
9.	$H_2[SnCl_6]$, $Na_4[NiCl_6]$
10.	$H_2[PtCl_4]$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$

ТЕМА 3. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Приготування розчинів із заданим кількісним складом

Теоретична підготовка

Роль розчинів в життєдіяльності організмів. Класифікація розчинів. Механізм процесів розчинення. Термодинамічний підхід до процесу розчинення. Розчинність речовин.

Розчинність газів у рідинах. Залежність розчинності газів від тиску (закон Генрі-Дальтона), природи газу та розчинника, температури. Вплив електролітів на розчинність газів (закон Сєченова). Розчинність газів у крові. Кесонна хвороба.

Розчинність рідин та твердих речовин в рідинах. Залежність розчинності від температури, природи розчиненої речовини та розчинника. Розподіл речовини між двома рідинами, що не змішуються. Закон розподілу Нернста та його значення у явищі проникності біологічних мембран.

Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Найважливіші способи вираження концентрацій розчинів (масова частка розчиненої речовини, молярна та моляльна концентрації, титр розчину).

Приготування розчинів відповідної концентрації: молярної, моляльної, масової частки еквіваленту, відсоткової та розчину з заданим титром. Взаємозв’язок між різними способами вираження концентрацій розчиненої речовини у розчині.

Перелік основних термінів та формул

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

Компоненти розчину – це хімічні речовини, при змішуванні яких утворюється розчин та які можна виділити із нього у чистому вигляді.

Розчинник – це речовина, яка при розчиненні не змінює свого агрегатного стану, або входить до складу розчину у більшій кількості.

Розчинена речовина – це молекули або йони, які рівномірно розподілені між молекулами розчинника.

Розчинність – це самовільний процес, який відбувається за рахунок дифузії молекул або йонів із області з більшої концентрацією в область із меншою концентрацією, у результаті чого речовина рівномірно розподіляється у розчину.

закон Генрі, Генрі-Дальтона (1803 р.): маса газу, що розчинився при постійній температурі у даному об'ємі рідини, прямо пропорційна його парціальному тиску над розчином:

$$m = K \cdot p,$$

де m – маса газу, який розчиняється в 1 л розчинника; p – тиск газу (або парціальний тиск у разі суміші газів); K – коефіцієнт, який характеризує природу компонентів розчину.

Закон Сєченова розчинність газів у розчинах електролітів менша, ніж у чистому розчиннику:

$S = S_0 \cdot e^{-kC}$,

де S – розчинність газу в розчині електроліту з концентрацією C (моль/дм^3); S_0 -розчинність газу у воді; k – константа, яка залежить від температури і природи компонентів розчину; e – основа натуральних логарифмів.

У логарифмічній формі *закон Сеченова* можна виразити рівнянням

$$\ln\frac{S_0}{S} = kC$$

Закон розподілу Нернста при постійній температурі співвідношення концентрацій речовини, яка розподілилась між двома незмішуваними рідинами (фазами) є сталою величиною:

$$k_{\text{розп}} = \frac{C_1}{C_2}$$

Кесонна хвороба – це патологія, яка пов'язана з порушенням вмісту розчинних газів у крові.

Концентрація – це величина, що вказує на співвідношення між кількістю розчиненої величини та розчинника в розчині. За співвідношенням між концентрацією і розчинністю розчини можна класифікувати наступним чином: *розведені* розчини мають концентрацію, що набагато відрізняється від розчинності, тому такі розчини будуть ненасиченим; *концентровані* розчини мають концентрацію, що незначно відрізняється від розчинності; *насичені* розчини – це такі, в яких існує гетерогенна динамічна рівновага між розчином та твердою розчиненою речовиною.

Еквівалент – це умовна або реальна частинка, яка є еквівалентною одному іону гідрогену в кислотно-основних реакціях або одному електрону в окисно-відновних реакціях.

Фактор еквівалентності $f_{\text{екв}} = \frac{1}{z}$ – це число, що показує яка саме частина реальної частинки речовини еквівалентна одному іону гідрогену в кислотно-основних реакціях або одному електрону в окисно-відновних реакціях.

Z – число молів еквівалентів речовини, що містяться в 1 моль цієї речовини.

Молярна маса еквівалента речовини дорівнює молярній масі цієї речовини, помноженій на фактор еквівалентності:

$$M\left(\frac{1}{z}X\right) = f_{\text{екв}} \cdot M(X) = \frac{M(X)}{z}$$

Кількість речовини дорівнює відношенню маси речовини до її молярної маси:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

Кількість речовини еквівалента, тобто речовини, умовною структурною одиницею якої є еквівалент, дорівнює відношенню маси речовини до молярної маси еквівалента речовини:

$$n\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{m(X)}{M(\frac{1}{z}X)}$$

Частка – це частина від цілого, яка змінюється від 0 до 1. Якщо частку помножити на 100, вона перетворюється у процент. Залежно від величини, якою задається ціле, частки бувають масові, об'ємні та мольні.

Масова частка – маса розчиненої речовини в 1 г розчину:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(\text{р} - \text{ну})} = \frac{m\,(X)}{m\,(X) + m\,(\text{роз} - \text{ку})}$$

Масовий процент – масова частка розчиненої речовини у процентах або маса розчиненої речовини в 100 г розчину.

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(\text{р} - \text{ну})} \cdot 100\%$$

Об'ємна частка – об'єм розчиненої речовини в одиниці об'єму розчину.

$$\varphi(X) = \frac{V(X)}{V(\text{р} - \text{ну})} = \frac{V\,(X)}{V\,(X) + V\,(\text{роз} - \text{ку})}$$

Об'ємний процент – об'єм розчиненої речовини в 100 об'ємах розчину.

$$\varphi(X) = \frac{V(X)}{V(\text{р} - \text{ну})} \cdot 100\%$$

Мольна частка – кількість розчиненої речовини в 1 моль розчину *(*відношення кількості речовини компонента *X* до загальної кількості всіх речовин в системі*)*.

$$\chi(X) = \frac{n(X)}{\sum n_i}$$

Мольний процент – кількість розчиненої речовини в 100 моль розчину.

$$\chi(X) = \frac{n(X)}{\sum n_i} \cdot 100\%$$

Молярна концентрація (або *молярність*) – кількість розчиненої речовини в 1 л розчину.

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{р} - \text{ну})} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V(\text{р} - \text{ну})} = \frac{N(X)}{N_A \cdot V(\text{р} - \text{ну})}, \text{моль}/\text{л}$$

Молярна концентрація еквіваленту (або *нормальність*) – кількість моль-еквівалентів розчиненої речовини в 1 л розчину.

$$c\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{n(\frac{1}{z}X)}{V(\text{р}-\text{ну})} == \frac{m(x)}{M(\frac{1}{z}X)\cdot V(\text{р}-\text{ну})}, \text{моль}/_{\text{л}}$$

Моляльність – кількість розчиненої речовини в 1 кг розчинника.

$$b(x) = \frac{n(x)}{m(\text{р}-\text{ка})} == \frac{m(x)}{M(x)\cdot m(\text{р}-\text{ка})}, \text{моль}/_{\text{кг}}$$

У цьому виразі в чисельнику з'являється 1 000, якщо маса розчинника задається в грамах.

$$b(x) = \frac{n(x)\cdot 1000}{m(\text{р}-\text{ка})} == \frac{m(x)\cdot 1000}{M(x)\cdot m(\text{р}-\text{ка})}, \text{моль}/_{\text{г}}$$

Титр – маса розчиненої речовини в грамах в 1 мл розчину.

$$T = \frac{m}{V(\text{р}-\text{ну})}, \text{г/мл}.$$

Зв'язки між способами вираження вмісту речовини в розчині

Масова частка

$$\omega(X) = \frac{\rho(X)}{\rho(\text{р}-\text{ну})}\cdot 100\% = \frac{c(X)\cdot M(X)}{\rho(\text{р}-\text{ну})}\cdot 100\% = \frac{c\left(\frac{1}{z}X\right)\cdot M\left(\frac{1}{z}X\right)}{\rho(\text{р}-\text{ну})}\cdot 100\%$$

Масова концентрація

$$\rho(X) = \frac{\omega(X)\cdot\rho(\text{р}-\text{ну})}{100\%} = M(X)\cdot c(X) = M(\frac{1}{z}X)\cdot c(\frac{1}{z}X)$$

Молярна концентрація

$$c(X) = \frac{\omega(X)\cdot\rho(\text{р}-\text{ну})}{M(X)\cdot 100\%} = \frac{\rho(X)}{M(X)} = \frac{c\left(\frac{1}{z}X\right)}{z}$$

де: $\rho(\text{р}-\text{ну})$ – густина розчину ($\text{г}/_{\text{мл}}$, $\text{г}/_{\text{см}^3}$, $\text{кг}/_{\text{м}^3}$).

Молярна концентрація еквівалента

$$c\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{\omega(X)\cdot\rho(\text{р}-\text{ну})}{M\left(\frac{1}{z}X\right)\cdot 100\%} = \frac{\rho(X)}{M(\frac{1}{z}X)} = z\cdot c(X)$$

Моляльність

Якщо масова частка безрозмірна величина:

$$b(X) = \frac{\omega(X)}{M(X)\cdot(1-\omega(X))}$$

Якщо масова частка виражена у відсотках:

$$b(X) = \frac{\omega(X)}{M(X)\cdot(100\%-\omega(X))}$$

Приклади розв'язання задач

Завдання 1

Визначити маси води та солі $Mg\mathrm{SO_4} \cdot 7\mathrm{H_2O}$, потрібні для приготування 120 г розчину з масовою часткою безводної солі 10%.

Дано:
$m(\text{р} - \text{ну}) = m\ (\mathrm{H_2O})$
$\omega(Mg\mathrm{SO_4}) = \ 10\%$
$m(Mg\mathrm{SO_4} \cdot 7\mathrm{H_2O}) - ?$
$m(\mathrm{H_2O}) - ?$

Розв'язок:

1) За виразом

$$\omega(MgSO_4) = \frac{m(MgSO_4)}{m(\text{р} - \text{ну})} \cdot 100\%$$

визначаємо масу безводної солі

$$m(Mg\mathrm{SO_4}) = \frac{\omega \cdot m(\text{р} - \text{ну})}{100} = \frac{10 \cdot 120}{100} = 12 \text{ г}$$

2) Обчисляємо масу кристалогідрату, взявши до уваги, що

$n(MgSO_4) = n(MgSO_4 \cdot 7\mathrm{H_2}O)$,

тоді

$$\frac{m(MgSO_4)}{M(MgSO_4)} = \frac{m(Mg\mathrm{SO_4} \cdot 7\mathrm{H_2O})}{M(Mg\mathrm{SO_4} \cdot 7\mathrm{H_2O})}$$

отже,

$$m(MgSO_4 \cdot 7\mathrm{H_2}O) = \frac{m(MgSO_4) \cdot M(MgSO_4 \cdot 7\mathrm{H_2}O)}{M(MgSO_4)} = \frac{12 \text{ г} \cdot 246{,}49\ {}^{\text{г}}/_{\text{моль}}}{120{,}38\ {}^{\text{г}}/_{\text{моль}}} = 24{,}57 \text{ г}$$

3) Знайдемо масу води як різницю мас розчину і кристалогідрату:

$$m\ (\mathrm{H_2O}) = \ 120 \text{ г} \ - \ 24{,}57 \text{ г} \ = 95{,}43 \text{ г}$$

Відповідь: $m(MgSO_4 \cdot 7\mathrm{H_2}O) = 12$ г
$m\ (\mathrm{H_2}O) = \ 95{,}43$ г

Завдання 2

Розбавлені розчини (0,1 %) калій перманганату знайшли найширше застосування в медицині як антисептичний засіб, для промивання ран та обробки опіків. Розрахувати масу калій перманганату та об'єм води (в л), необхідні для приготування 1000 г розчину с масовою часткою $KMnO_4$ 0,1%.

Дано:
$m(\text{р} - \text{ну}) = 1000$ г
$\omega(KMnO_4) = 0{,}1\%$
$\rho(H_2O) = 1\ {}^{\text{г}}/_{\text{мл}}$
$m(KMnO_4) - ?$
$V(H_2O) - ?$

Розв'язок:

1) Визначити масу калій перманганату в розчині:

$$\omega(KMnO_4) = \frac{m(KMnO_4)}{m(\text{р}-\text{ну})} \cdot 100\% \;\Rightarrow\; m(KMnO_4) = \frac{\omega(KMnO_4) \cdot m(\text{р}-\text{ну})}{100\%}$$

$$m(KMnO_4) = \frac{0{,}1\% \cdot 1000\text{г}}{100\%} = 1\text{ г}$$

2) Визначити масу води в розчині, враховуючи, що маса розчину дорівнює сумі мас калій перманганату та води:

$$m(\text{р}-\text{ну}) = m(H_2O) + m(KMnO_4) \;\Rightarrow\; m(H_2O) = m(\text{р}-\text{ну}) - m(KMnO_4)$$

$$m(H_2O) = 1000\text{ г} - 1\text{ г} = 999\text{ г}$$

3) Розрахувати об'єм води:

$$V(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{\rho(H_2O)} = \frac{999\text{ г}}{1\,{}^{\text{г}}/_{\text{мл}}} = 999\text{ мл} = 0{,}999\text{ л}$$

Відповідь: $m(KMnO_4) = 1\text{г}$
$V(H_2O) = 0{,}999\text{ л}$

Завдання 3

До 550 г розчину натрій хлориду з масовою часткою $NaCl$ 5% додали 400 г води. Визначити масову частку натрій хлориду в отриманому розчині.

Дано:
$\omega_1(NaCl) = 5\%$
$m_1(\text{р}-\text{ну}) = 550\text{ г}$
$\Delta m(H_2O) = 400\text{г}$
$\omega_2(NaCl) - ?$

Розв'язок:

1) Визначити масу натрій хлориду, що міститься у вихідному розчині:

$$\omega(NaCl) = \frac{m(NaCl)}{m(\text{р}-\text{ну})} \cdot 100\% \quad \Rightarrow \quad m(NaCl) = \frac{\omega_1(NaCl) \cdot m_1(\text{р}-\text{ну})}{100\%}$$

$$m(NaCl) = \frac{5\% \cdot 550\text{г}}{100\%} = 27{,}5\text{г}$$

2) Визначити масу розчину, отриманого після додавання води до вихідного розчину:

$$m_2(\text{р}-\text{ну}) = m_1(\text{р}-\text{ну}) + \Delta m(H_2O) = 550\text{г} + 400\text{г} = 950\text{г}$$

3) Визначити масову частку натрій хлориду в отриманому розчині:

$$\omega_2(NaCl) = \frac{m(NaCl)}{m_2(\text{р}-\text{ну})} \cdot 100\% = \frac{27{,}5\text{г}}{950\text{г}} \cdot 100\% = 2{,}895\%$$

Відповідь: $\omega_2(NaCl) = 2{,}895\%$

Завдання 4

Обчислити масу глюкози, яку необхідно додати до 200 г водного розчину з масовою часткою глюкози 2%, щоб отримати розчин з масовою часткою глюкози 5%.

Дано:
$m_1(\text{р} - \text{ну}) = 200$ г
$\omega_1(C_6H_{12}O_6) = 2\%$
$\omega_2(C_6H_{12}O_6) = 5\%$
$\Delta m(C_6H_{12}O_6) - ?$

Розв'язок:

1) Визначити масу глюкози, що міститься у вихідному розчині:

$$\omega(C_6H_{12}O_6) = \frac{m(C_6H_{12}O_6)}{m(\text{р} - \text{ну})} \cdot 100\%$$

$$m_1(C_6H_{12}O_6) = \frac{\omega_1(C_6H_{12}O_6) \cdot m_1(\text{р} - \text{ну})}{100\%}$$

$$m_1(C_6H_{12}O_6) = \frac{2\% \cdot 200\text{г}}{100\%} = 4\text{г}$$

2) Визначити масу додаткової порції глюкози:

$$m_2(C_6H_{12}O_6) = m_1(C_6H_{12}O_6) + \Delta m(C_6H_{12}O_6)$$

$$m_2(\text{р} - \text{ну}) = m_1(\text{р} - \text{ну}) + \Delta m(C_6H_{12}O_6)$$

$$\omega_2(C_6H_{12}O_6) = \frac{m_2(C_6H_{12}O_6)}{m_2(\text{р} - \text{ну})} \cdot 100\% = \frac{m_1(C_6H_{12}O_6) + \Delta m(C_6H_{12}O_6)}{m_1(\text{р} - \text{ну}) + \Delta m(C_6H_{12}O_6)} \cdot 100\%$$

$$\frac{\omega_2(C_6H_{12}O_6)}{100\%} = \frac{m_1(C_6H_{12}O_6) + \Delta m(C_6H_{12}O_6)}{m_1(\text{р} - \text{ну}) + \Delta m(C_6H_{12}O_6)}$$

позначимо $\Delta m(C_6H_{12}O_6) = x$

$$\frac{5\%}{100\%} = \frac{4 + x}{200 + x}$$

$$0{,}05(200 + x) = 4 + x$$

$$10 + 0{,}05x = 4 + x$$

$$x - 0{,}05x = 10 - 4$$

$$0{,}95x = 6$$

$$x = 6{,}32 \quad \Rightarrow \quad \Delta m(C_6H_{12}O_6) = 6{,}32 \text{ г}$$

Відповідь: $\Delta m(C_6H_{12}O_6) = 6{,}32$ г

Завдання 5

Яка маса калій нітрату міститься в 200мл розчину з масовою концентрацією KNO_3 $360\,^{\text{г}}/_{\text{л}}$?

Дано:
$V(\text{р} - \text{ну}) = 200$ мл $= 0{,}2$ л
$\rho(KNO_3) = 360\,^{\text{г}}/_{\text{л}}$
$m(KNO_3) - ?$

Розв'язок:

Записати формулу для розрахунку масової концентрації та виразити з неї масу калій нітрату:

$$\rho(KNO_3) = \frac{m(KNO_3)}{V(\text{р} - \text{ну})} \quad \Rightarrow \quad m(KNO_3) = \rho(KNO_3) \cdot V(\text{р} - \text{ну})$$

$$m(KNO_3) = 360\ ^{г}/_{л} \cdot 0{,}2л = 72\ г$$

Відповідь: $m(KNO_3) = 72$ г

Завдання 6

Розрахувати молярну концентрацію HCl в 20%-му розчині хлоридної кислоти, якщо густина розчину $1{,}098\ ^{г}/_{мл}$.

Дано:

$c(HCl) = 20\%$

$\rho(р-ну) = 1{,}098\ ^{г}/_{мл}$

$c(HCl) - ?$

Розв'язок:

Формула, що зв'язує молярну концентрацію з масовою часткою, наведена в пункті «*Зв'язки між способами вираження вмісту речовини в розчині*»:

$$c(HCl) = \frac{\omega(HCl) \cdot \rho(р-ну)}{M(HCl) \cdot 100\%}$$

$$c(HCl) = \frac{20\% \cdot 1{,}098\ ^{г}/_{мл}}{36{,}46\ ^{г}/_{моль} \cdot 100\%} = 0{,}006\ ^{моль}/_{мл} = 6\ ^{моль}/_{л}$$

Відповідь: $c(HCl) = 6\ ^{моль}/_{л}$

Завдання 7

Обчислити та виразити різними способами концентрацію розчину 20 г сірчаної кислоти у 230 г води (густина розчину $1{,}052\ ^{г}/_{см^3}$).

Дано:

$m(H_2SO_4) = 20$ г

$m\ (H_2O) = 230$ г

$\rho(H_2SO_4) = 1{,}052\ ^{г}/_{см^3}$

$\omega(H_2SO_4) - ?$

$N(H_2SO_4) - ?$

$b(H_2SO_4) - ?$

$c(H_2SO_4) - ?$

$c\left(\frac{1}{z}H_2SO_4\right) - ?$

Розв'язок:

1) Визначимо масову частку сірчаної кислоти у розчині:

$$\omega(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{m(р-ну)} = \frac{m\ (H_2SO_4)}{m\ (H_2SO_4) + m\ (H_2O)} = \frac{20}{20 + 230} = 0{,}08$$

2) Для визначення молярної частки кислоти спочатку обчислимо число молів H_2SO_4 та H_2O:

$$n(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)} = \frac{20\ г}{98{,}08\ ^{г}/_{моль}} = 0{,}204\ моль$$

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{230\ г}{18{,}0154\ ^{г}/_{моль}} = 12{,}767\ моль$$

Тоді

$$N(\mathrm{H_2SO_4}) = \frac{n\ (\mathrm{H_2SO_4})}{n\ (\mathrm{H_2SO_4}) + n\ (\mathrm{H_2O})} = \frac{0{,}204}{0{,}204 + 12{,}767} = 0{,}0157$$

3) Обчислимо моляльність розчину за формулою $b(\mathrm{H_2SO_4}) = \frac{n(\mathrm{H_2SO_4})}{m(\mathrm{H_2O})}$. Значення $n\ (\mathrm{H_2SO_4})$ нам відомо, масу води виразимо в кілограмах, тоді

$$b(\mathrm{H_2SO_4}) = \frac{n(\mathrm{H_2SO_4})}{m(\mathrm{H_2O})} = \frac{0{,}204\ \text{моль}}{0{,}23\ \text{кг}} = 0{,}887\ {}^{\text{моль}}/_{\text{кг}}$$

4) Для визначення молярної концентрації розчину потрібно знати його об'єм. Відомо, що маса розчину дорівнює сумі мас кислоти та води, тобто 250 г.

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{250\ \text{г}}{1{,}052\ {}^{\text{г}}/_{\text{см}^3}} = 237{,}6\ \text{см}^3 = 0{,}2376\ \text{л}$$

Тоді

$$c(\mathrm{H_2SO_4}) = \frac{n(\mathrm{H_2SO_4})}{V(\text{р}-\text{ну})} = \frac{0{,}204\ \text{моль}}{0{,}2376\ \text{л}} = 0{,}858\ {}^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

5) Для визначення молярної концентрації еквівалентів візьмемо до уваги той факт, що сірчана кислота є двухосновною, тобто число еквівалентності дорівнює двом. Тоді

$$M\left(\frac{1}{2}\mathrm{H_2SO_4}\right) = \frac{M(\mathrm{H_2SO_4})}{2} = \frac{98{,}08\ {}^{\text{г}}/_{\text{моль}}}{2} = 49{,}04\ {}^{\text{г}}/_{\text{моль}}$$

$$n\left(\frac{1}{2}\mathrm{H_2SO_4}\right) = \frac{m(\mathrm{H_2SO_4})}{M\left(\frac{1}{2}\mathrm{H_2SO_4}\right)} = \frac{20\ \text{г}}{49{,}04\ {}^{\text{г}}/_{\text{моль}}} = 0{,}408\ \text{моль}$$

$$c\left(\frac{1}{2}\mathrm{H_2SO_4}\right) = \frac{n\left(\frac{1}{2}\mathrm{H_2SO_4}\right)}{V(\text{р}-\text{ну})} == \frac{0{,}408\ \text{моль}}{0{,}2376\ \text{л}} = 1{,}716\ {}^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

Відповідь: $\omega(\mathrm{H_2SO_4}) = 0{,}08$
$N(\mathrm{H_2SO_4}) = 0{,}0157$
$b(\mathrm{H_2SO_4}) = 0{,}887\ {}^{\text{моль}}/_{\text{кг}}$
$c(\mathrm{H_2SO_4}) = 0{,}858\ {}^{\text{моль}}/_{\text{л}}$
$c\left(\frac{1}{2}\mathrm{H_2SO_4}\right) = 49{,}04\ {}^{\text{г}}/_{\text{моль}}$

Домашня контрольна робота за темою 3.

Завдання. Обчислити та виразити різними способами концентрацію розчину сполуки Х – масову частку розчиненої речовини, молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента, моляльність, титр (дані наведені у таблиці).

Варіант	
1.	15 г CH_3COOH у 485 г води (густина розчину 1,0025 $^{г}/_{см^3}$).
2.	600 г HNO_3 у 1000 г води (густина розчину 1,2 $^{г}/_{см^3}$).
3.	6 г KOH у 544 г води (густина розчину 1,005 $^{г}/_{см^3}$).
4.	4 г $NaOH$ у 496 г води (густина розчину 1,015 $^{г}/_{см^3}$)
5.	3 г HNO_3 у 37 г води (густина розчину 1,01 $^{г}/_{см^3}$).
6.	20 г H_2SO_4 у 230 г води (густина розчину 1,25 $^{г}/_{см^3}$).
7.	6 г KOH у 544 г води (густина розчину 1,005 $^{г}/_{см^3}$)
8.	1 г $NaOH$ у 96 г води (густина розчину 1,01 $^{г}/_{см^3}$)
9.	15 г CH_3COOH у 485 г води (густина розчину 1,0025 $^{г}/_{см^3}$).
10.	8 г H_2SO_4 у 372 г води (густина розчину 1,25 $^{г}/_{см^3}$).

ТЕМА 4. Кислотно-основна рівновага в організмі. Водневий показник біологічних рідин

Теоретична підготовка

Розчини електролітів. Електроліти в організмі людини. Ступінь та константа дисоціації слабких електролітів. Властивості розчинів сильних електролітів. Активність та коефіцієнт активності. Іонна сила розчину. Водно-електролітний баланс – необхідна умова гомеостазу.

Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник pH. Значення pH для різних рідин людського організму в нормі та патології.

Перелік основних термінів

Електроліти – речовини, розчини яких мають електропровідність (проводять електричний струм).

Неелектроліти – речовини, розчини яких не мають електропровідності (не проводять електричний струм).

Сильні електроліти електроліти, що у розведених водних розчинах практично цілком дисоціюють (розпадаються) на іони. Сильними електролітами є розчинні основи (луги), сильні мінеральні кислоти і усі розчинні солі.

Слабкі електроліти електроліти, що навіть у розведених водних розчинах не дисоціюють цілком на іони. До слабких електролітів належать малорозчинні основи, амфотерні гідроксиди, слабкі мінеральні кислоти і малорозчинні солі. До слабких електролітів належать майже усі органічні кислоти, вода, амонію гідроксид.

Електролітична дисоціація – процес розпаду (речовини на іони, що відбувається внаслідок електростатичної взаємодії його з полярними молекулами розчинника.

Ступінь електролітичної дисоціації – відношення кількості електроліту, який розпався на іони (n), до загальної кількості розчиненого електроліту (N).

$\alpha = \frac{n}{N}$ або $\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$

Значення α в розчинах може змінюватися в певних межах: $0 < \alpha < 1$ або $(0 < \alpha < 100\%)$.

Приклади розв'язання задач

Завдання 1

Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+ та OH^-:

а) в розчині сульфатної кислоти з молярною концентрацією $0{,}05\ ^{моль}/_{л}$, якщо ступінь дисоціації електроліту 100% ;

б) в розчині пропіонової кислоти з молярною концентрацією $0{,}05\ ^{моль}/_{л}$, якщо ступінь дисоціації електроліту 2,3% ;

в) в розчині натрій гідроксиду с молярною концентрацією $0{,}05\ ^{моль}/_{л}$, якщо ступінь дисоціації електроліту 100% ;

г) в розчині амоніаку (NH_4OH) з молярною концентрацією $0{,}05\ ^{моль}/_{л}$, якщо ступінь дисоціації електроліту 3% .

Дано:

$c(H_2SO_4) = 0{,}05\ ^{моль}/_{л}$

$\alpha = 100\% = 1$

$c(CH_3CH_2COOH) = 0{,}05\ ^{моль}/_{л}$

$\alpha = 2{,}3\% = 0{,}023$

$c(NaOH) = 0{,}05\ ^{моль}/_{л}$

$\alpha = 100\% = 1$

$c(NH_4OH) = 0{,}05\ ^{моль}/_{л}$

$\alpha = 3\% = 0{,}03$

$[H^+] - ?$

$[OH^-] - ?$

Розв'язок:

а) Дисоціація сульфатної кислоти відбувається за схемою:

$$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$$

При ступені дисоціації 100% на іони розпадається кожна молекула H_2SO_4, причому з кожної молекули утворюється два вільних іони H^+.

1) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+:

$$[H^+] = c(H_2SO_4) \cdot n \cdot \alpha = 0{,}05\ ^{моль}/_{л} \cdot 2 \cdot 1 = 0{,}1\ ^{моль}/_{л}$$

де n – кількість протонів в молекулі кислоти;

α - ступінь дисоціації кислоти.

2) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів OH^-, використовуючи іонний добуток води:

$$[OH^-] = \frac{K_{H_2O}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}\ моль^2/л^2}{0{,}1\ ^{моль}/_{л}} = 1 \cdot 10^{-13}\ ^{моль}/_{л}$$

б) Дисоціація пропіонової кислоти відбувається за схемою:

$$CH_3CH_2COOH \leftrightarrows H^+ + CH_3CH_2COO^-$$

З однієї молекули при дисоціації утворюється один вільний іон H^+, але на іони при даній концентрації кислоти розпадається лише 0,023 частина від усіх молекул, присутніх в розчині.

1) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+:

$$[H^+] = c(CH_3CH_2COOH) \cdot n \cdot \alpha = 0{,}05\ ^{моль}/_{л} \cdot 1 \cdot 0{,}023 = 1{,}15 \cdot 10^{-3}\ ^{моль}/_{л}$$

2) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів OH^-, використовуючи іонний добуток води:

$$[OH^-] = \frac{K_{H_2O}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}\ моль^2/л^2}{1{,}15 \cdot 10^{-3}\ ^{моль}/_{л}} = 8{,}69 \cdot 10^{-12}\ ^{моль}/_{л}$$

в) Дисоціація натрій гідроксиду відбувається за схемою:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

При ступені дисоціації 100% молярна концентрація вільних іонів OH^-

дорівнює молярній концентрації $NaOH$.

1) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів OH^-:

$$[OH^-] = c(NaOH) \cdot n \cdot \alpha = 0{,}05\,^{\text{моль}}/_{\text{л}} \cdot 1 \cdot 1 = 0{,}05\,^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

де
n – кількість ОН-груп в основі,
α - ступінь дисоціації основи.

2) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+, використовуючи іонний добуток води:

$$[H^+] = \frac{K_{H_2O}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}\,\text{моль}^2/\text{л}^2}{0{,}05\,^{\text{моль}}/_{\text{л}}} = 2 \cdot 10^{-1}\ \ ^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

г) Дисоціація розчину амоніаку відбувається за схемою:

$$NH_4OH \rightarrow {NH_4}^+ + \ OH^-$$

З однієї молекули при дисоціації утворюється один вільний іон OH^-, але на іони при даній концентрації основи розпадається лише 0,03 частина від усіх молекул, присутніх в розчині.

1) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів OH^-:

$$[OH^-] = c(NH_4OH) \cdot n \cdot \alpha = 0{,}05\,^{\text{моль}}/_{\text{л}} \cdot 1 \cdot 0{,}03 = 1{,}5 \cdot 10^{-3}\,^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

де
n – кількість ОН-груп в основі,
α - ступінь дисоціації основи.

2) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+, використовуючи іонний добуток води:

$$[H^+] = \frac{K_{H_2O}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}\,\text{моль}^2/\text{л}^2}{1{,}5 \cdot 10^{-3}\,^{\text{моль}}/_{\text{л}}} = 6{,}67 \cdot 10^{-12}\,^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

Відповідь: а) $[H^+] = 0{,}1\,^{\text{моль}}/_{\text{л}}$; $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-13}\,^{\text{моль}}/_{\text{л}}$
б) $[H^+] = 1{,}15 \cdot 10^{-3}\,^{\text{моль}}/_{\text{л}}$; $[OH^-] = 8{,}69 \cdot 10^{-12}\,^{\text{моль}}/_{\text{л}}$
в) $[H^+] = 2 \cdot 10^{-13}\,^{\text{моль}}/_{\text{л}}$; $[OH^-] = 5 \cdot 10^{-2}\,^{\text{моль}}/_{\text{л}}$
г) $[H^+] = 1{,}5 \cdot 10^{-3}\,^{\text{моль}}/_{\text{л}}$; $[OH^-] = 6{,}67 \cdot 10^{-12}\,^{\text{моль}}/_{\text{л}}$

Завдання 2

Розрахуйте як зміняться показники pH та pOH, якщо вихідний розчин хлоридної кислоти розвести 2, 5, 10, 50 та 100 разів. Відомо, що масова частка хлоридної кислоти в розчині 20%, ступінь дисоціації електроліту 100% та густина розчину $1{,}1\,^{\text{г}}/_{\text{мл}}$.

Дано:
$\omega(HCl) = 20\%$
$\rho(\text{р} - \text{ну}) = 1{,}1\,^{\text{г}}/_{\text{мл}}$
$\alpha = 100\% = 1$

$pH -?$
$pOH -?$

Розв'язок:

1) Розрахувати молярну концентрацію хлоридної кислоти:

$$c(HCl) = \frac{\omega(HCl) \cdot \rho(\text{р} - \text{ну})}{M(HCl) \cdot 100\%} = \frac{20\% \cdot 1{,}1\,{}^{\text{г}}/_{\text{мл}}}{36{,}5\,{}^{\text{г}}/_{\text{моль}} \cdot 100\%} = 0{,}006\,{}^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

2) Розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+:

$$[H^+] = c(HCl) \cdot n \cdot \alpha = 0{,}006\,{}^{\text{моль}}/_{\text{л}} \cdot 1 \cdot 1 = 0{,}006\,{}^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

Розрахувати pH:

$$pH = -lg[H^+] = -lg(0{,}006) = 2{,}22$$

Розрахувати pOH:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 2{,}22 = 11{,}78$$

3) При розведенні даного розчину в 2 рази молярні концентрації розчинених речовин зменшуються в 2 рази:

$$[H^+]_1 = \frac{[H^+]}{2} = \frac{0{,}006\,{}^{\text{моль}}/_{\text{л}}}{2} = 0{,}003\,{}^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

$$(pH)_1 = -lg[H^+]_1 = -lg(0{,}003) = 2{,}52$$

$$(pOH)_1 = 14 - pH_1 = 14 - 2{,}52 = 11{,}48$$

4) При розведенні даного розчину в 5 разів молярні концентрації розчинених речовин зменшуються в 5 разів:

$$[H^+]_2 = \frac{[H^+]}{5} = \frac{0{,}006\,{}^{\text{моль}}/_{\text{л}}}{5} = 1{,}2 \cdot 10^{-3}\,{}^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

$$(pH)_2 = -lg[H^+]_2 = -lg(1{,}2 \cdot 10^{-3}) = 2{,}92$$

$$(pOH)_2 = 14 - pH_2 = 14 - 2{,}92 = 11{,}08$$

5) При розведенні даного розчину в 10 разів молярні концентрації розчинених речовин зменшуються в 10 разів:

$$[H^+]_3 = \frac{[H^+]}{10} = \frac{0{,}006\,{}^{\text{моль}}/_{\text{л}}}{10} = 6 \cdot 10^{-4}\,{}^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

$$(pH)_3 = -lg[H^+]_3 = -lg(6 \cdot 10^{-4}) = 3{,}22$$

$$(pOH)_3 = 14 - pH_3 = 14 - 3{,}22 = 10{,}78$$

6) При розведенні даного розчину в 50 разів молярні концентрації розчинених речовин зменшуються в 50 разів:

$$[H^+]_4 = \frac{[H^+]}{50} = \frac{0{,}006\,{}^{\text{моль}}/_{\text{л}}}{50} = 1{,}2 \cdot 10^{-4}\,{}^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

$$(pH)_4 = -lg[H^+]_4 = -lg(1{,}2 \cdot 10^{-4}) = 3{,}92$$

$$(pOH)_4 = 14 - pH_4 = 14 - 3{,}92 = 10{,}08$$

7) При розведенні даного розчину в 100 разів молярні концентрації розчинених речовин зменшуються в 100 разів:

$$[H^+]_5 = \frac{[H^+]}{100} = \frac{0{,}006\,{}^{\text{моль}}/_{\text{л}}}{100} = 6 \cdot 10^{-5}\,{}^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

$$(pH)_5 = -lg[H^+]_5 = -lg(6 \cdot 10^{-5}) = 4{,}22$$

$$(pOH)_5 = 14 - pH_5 = 14 - 4{,}22 = 9{,}78$$

Відповідь: у вихідному розчині $pH = 2{,}22$, $pOH = 11{,}78$; розведення вихідного розчину в 2 рази підвищує pH до 2,52; pOH зменшує до 11,48; розведення вихідного розчину в 5 разів підвищує pH до 2,92; pOH зменшує до 11,08; розведення вихідного розчину в 10 разів підвищує pH до 3,22; pOH зменшує до

10,78; розведення вихідного розчину в 50 разів підвищує pH до 3,92; pOH зменшує до 10,08; розведення вихідного розчину в 100 разів підвищує pH до 4,22; pOH зменшує до 9,78.

Завдання 3

Розрахуйте яка необхідна маса сульфатної кислоти для приготування розчину в 250 мл (pH 1,5), ступінь дисоціації електроліту 100%.

Дано:

$V(\text{р} - \text{ну}) = 250\text{мл} = 0{,}25\text{л}$

$pH = 1{,}5$

$\alpha = 100\% = 1$

$m(H_2SO_4) - ?$

Розв'язок:

1) Використовуючи значення pH розрахувати молярну концентрацію вільних іонів H^+:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 0{,}0316\ {}^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

2) Розрахувати молярну концентрацію H_2SO_4:

$$c(H_2SO_4) = \frac{[H^+]}{n \cdot \alpha} = \frac{0{,}0316\ {}^{\text{моль}}/_{\text{л}}}{2 \cdot 1} = 0{,}0158\ {}^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

3) Знайти масу H_2SO_4, що міститься в 100мл даного розчину:

$$m(H_2SO_4) = M(H_2SO_4) \cdot c(H_2SO_4) \cdot V(\text{р} - \text{ну})$$

$$m(H_2SO_4) = 98\ {}^{\text{г}}/_{\text{моль}} \cdot 0{,}0158\ {}^{\text{моль}}/_{\text{л}} \cdot 0{,}25\text{л} = 0{,}39\text{г}$$

Відповідь: $m(H_2SO_4) = 0{,}39\text{г}$

Завдання 4

Розрахуйте яка необхідна маса калій гідроксиду для приготування розчину в 250 мл (pH 10), ступінь дисоціації електроліту 100%.

Дано:

$V(\text{р} - \text{ну}) = 250\text{мл} = 0{,}25\text{л}$

$pH = 10$

$\alpha = 100\% = 1$

$m(KOH) - ?$

Розв'язок:

1) Використовуючи значення pH розрахувати pOH:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 10 = 4$$

2) Знайти молярну концентрацію вільних іонів OH^-:

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-4}\ {}^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

3) Розрахувати молярну концентрацію KOH, використовуючи її зв'язок з молярною концентрацією вільних іонів OH^-:

$$c(KOH) = \frac{[OH^-]}{n \cdot \alpha} = \frac{10^{-4}\ {}^{\text{моль}}/_{\text{л}}}{1 \cdot 1} = 10^{-4}\ {}^{\text{моль}}/_{\text{л}}$$

4) Розрахувати масу наважки KOH, необхідну для приготування даного розчину:

$$m(KOH) = M(KOH) \cdot C(KOH) \cdot V(\text{р} - \text{ну})$$

$$m(KOH) = 56\ {}^{\text{г}}/_{\text{моль}} \cdot 10^{-4}\ {}^{\text{моль}}/_{\text{л}} \cdot 0{,}25\text{л} = 0{,}0014\text{г}$$

Відповідь: $m(KOH) = 0{,}0014\text{г}$

ТЕМА 5. Колігативні властивості розчинів

Теоретична підготовка

Колігативні властивості розведених розчинів неелектролітів. Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином. Закон Рауля. Ідеальні розчини. Зниження температури замерзання та підвищення температури кипіння розчинів у порівнянні з розчинниками. Осмос та осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Колігативні властивості розведених розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини.

Кріометрія, ебуліометрія, осмометрія, їх застосування в медико-біологічних дослідженнях. Роль осмосу в біологічних системах. Осмотичний тиск плазми крові. Рівняння Галлера. Онкотичний тиск. Плазмоліз та гемоліз.

Перелік основних термінів

Колігативні властивості (спільні влас-ті) — розбавлені розчини мають ряд загальних властивостей, обумовлених самою наявністю частинок розчиненої речовини, незалежно від їх хімічної природи.

Дифузія — у розчинах частинки розчинника і розчиненої речовини рівномірно розподіляються по всьому об'єму системи внаслідок свого безладного теплового руху. Цей процес протікає самовільно при розчиненні речовини або при змішуванні розчинів різних концентрацій.

Осмос — переважно одностороннє проникнення молекул розчинника через напівпроникну мембрану з розчинника в розчин або з розчину з меншою концентрацією в розчин з більшою концентрацією.

Осмотичний тиск розчину (Закон Вант-Гоффа) — зовнішній тиск на розчин, при якому встановлюється осмотична рівновага (крізь напівпроникну мембрану) між розчином і чистим розчинником.

$$\pi = c \cdot (x) \cdot R \cdot T$$

$$\pi = i \cdot c(x) \cdot R \cdot T$$

(i вводиться в формулу для розчинів електролітів)

Тиск насиченої пари — тиск пара над рідиною, що встановилося при досягненні рівноваги випаровування рідини і конденсації її пара.

Ізотонічний коефіцієнт (i) — відношення загального числа частинок (молекул та іонів) розчиненої речовини в розчині до вихідного числа молекул речовини, враховує міжмолекулярні взаємодії в реальних розчинах.

$$i = 1 + \alpha \cdot (n - 1),$$

де α – ступінь дисоціації; n-кількість іонів, на які розпадається даний електроліт

Ізотонічний розчин – розчини з однаковим осмотичним тиском.

Гіпотонічний розчин – розчин має менший осмотичний тиск, ніж інший розчин.

Гіпертонічний розчин – розчин має більший осмотичний тиск, ніж інший розчин.

Осмолярна концентрація – сумарна молярна кількість всіх кінетично активних, тобто здатних до самостійного руху, частинок, що містяться в 1 літрі розчину, незалежно від їх форми, розміру і природи.

$$C_{\text{осм}} = i\text{C}(X)$$

Онкотичний тиск – частина осмотичного тиску, що створюється білками.

Кріометрія – зниження температури замерзання.

Ебуліометрія – підвищення температури кипіння.

Осмометрія – вимір осмотичного тиску.

Гемоліз явище руйнування оболонок еритроцитів при введенні в плазму крові розчинів з меншим осмотичним тиском, що супроводжується виходом гемоглобіну в плазму.

Плазмоліз якщо клітину помістити в розчин з більшим осмотичним тиском, ніж всередині клітини, то в концентрованому розчині солі, навпаки, відбуватиметься зменшення клітин в об'ємі, зморщування клітин.

Приклади розв'язання задач

Завдання 1

Обчислити, при якій температурі замерзає розчин, що містить 81,6 г глюкози у 200 мл води. У відповіді температуру виразити за шкалою Цельсія.

Дано:

$m(H_2O) = 200\text{г}$

$m(C_6H_{12}O_6) = 81{,}6\text{г}$

$t_{\text{з(р–ну)}} - ?$

Розв'язок:

1) Скориставшись законом Рауля, тобто таким виразом:

$$\Delta t_{\text{з}} = K_{\text{к}} \cdot b(x) = K_{\text{к}} \cdot \frac{m(C_6H_{12}O_6) \cdot 1000}{M(C_6H_{12}O_6) \cdot m(H_2O)}$$

далі в таблиці кріоскопічних та ебуліоскопічних сталих для різних розчинників знаходимо, що

$$K_{\text{к}}(H_2O) = 1{,}86\,\frac{\text{град}}{\text{моль}} = 1{,}86 \cdot 10^3\,\frac{\text{град}}{\text{моль}}$$

Тепер, знаючи, що молярна маса глюкози $M(C_6H_{12}O_6) =$

$180\ ^{г}/_{моль}$, виконуємо обчислення в такій послідовності:

2) $\rho(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{V(H_2O)} \quad \Rightarrow \quad m(H_2O) = \rho(H_2O) \cdot V(H_2O) = 1 \cdot 200\ мл = 200\ г$

$$\Delta t_з = 1{,}86 \cdot 10^3 \frac{г \cdot К}{моль} \cdot \frac{81{,}6г}{180\ ^{г}/_{моль} \cdot 200г} = 4{,}216℃$$

$$t_{з(р-ну)} = 0℃ - 4{,}216℃ = -4{,}216℃$$

Відповідь: $t_{з(р-ну)} = -4{,}216℃$

Завдання 2

У воді масою 400 г розчинили 10 г невідомої речовини, одержано розчин, температура замерзання якого $= -1{,}45℃$. Обчисліть молярну масу розчиненої речовини.

Дано:
$m(H_2O) = 400$ г
$m(X) = 10$ г
$t_{з(р-ну)} = -1{,}45℃$
$M(x) - ?$

Розв'язок:

1) Скориставшись законом Рауля, тобто таким виразом:

$$\Delta t_з = K_к \cdot b(x) = K_к \cdot \frac{m(x) \cdot 1000}{M(x) \cdot m(H_2O)} \quad \Rightarrow \quad \boxed{M(x) = \frac{K_к \cdot m(x) \cdot 1000}{\Delta t_з \cdot m(H_2O)}}$$

2) Розрахувати молярну масу речовини, використовуючи залежність різниці температури замерзання від моляльності розчину:

$$M(x) = \frac{1{,}86 \cdot 10\ г \cdot 1000}{1{,}45℃ \cdot 400\ г} = 32\ ^{г}/_{моль}$$

Відповідь: $M(x) = 32\ ^{г}/_{моль}$

Завдання 3

Розчин, в якому розчинено 6,5 г неелектроліту в 200 г етеру ($K_е = 2{,}02$) підвищилася температура кипіння на 0,453℃. Обчислити молярну масу розчиненої речовини.

Дано:
$m(\text{етеру}) = 200$ г
$m(X) = 6{,}5$ г
$\Delta t_k = 0{,}453℃$
$K_е = 2{,}02$
$M(x) - ?$

Розв'язок:

Обчислити молярну масу речовини, використовуючи залежність різниці температури кипіння від моляльності розчину:

$$\Delta t_k = K_е \cdot b(x) = K_е \cdot \frac{m(x) \cdot 1000}{M(x) \cdot m(\text{етеру})} \quad \Rightarrow \quad \boxed{M(x) = \frac{K_е \cdot m(x) \cdot 1000}{\Delta t_k \cdot m(\text{етеру})}}$$

$$M(x) = \frac{2{,}02 \cdot 6{,}5\ \text{г} \cdot 1000}{0{,}453℃ \cdot 200\ \text{г}} = 145\ ^{\text{г}}/_{\text{моль}}$$

Відповідь: $M(x) = 145\ ^{\text{г}}/_{\text{моль}}$

Завдання 4

У воді масою 120 г розчинили 0,636 натрій карбонату, одержано розчин, температура замерзання якого $= -0{,}225℃$. Обчисліть ізотонічний коефіцієнт Na_2CO_3.

Дано:
$m(H_2O) = 120$ г
$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0{,}636$ г
$t_{\text{з(р–ну)}} = -0{,}225℃$
$i-?$

Розв'язок:

1) Обчислюємо експериментальне зниження температури замерзання розчину $\Delta t_{\text{експ}}$:

$$\Delta t_{\text{експ}} = t_{\text{з}(H_2O)} - t_{\text{з(р–ну)}} = 0 - (-0{,}225) = 0{,}225℃$$

2) Обчислюємо $\Delta t_{\text{теор}}$ для цього розчину за другим законом Рауля:

$$\Delta t_{\text{теор}} = K \cdot C_m = \frac{K \cdot m(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot 1000}{m(H_2O) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = \frac{1{,}86 \cdot 0{,}636\ \text{г} \cdot 1000}{120\ \text{г} \cdot 106\ ^{\text{г}}/_{\text{моль}}} = 0{,}093$$

3) Обчислюємо ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа:

$$i = \frac{\Delta t_{\text{експ}}}{\Delta t_{\text{теор}}} = \frac{0{,}225}{0{,}093} = 2{,}42$$

Відповідь: $i = 2{,}42$

Завдання 5

Розчин 0,1н. KCl має ізотонічний коефіцієнт 1,8. Яким буде осмотичний тиск цього розчину при 25℃.

Дано:
с $(H_2O) = 0{,}1\ ^{\text{моль}}/_{\text{л}}$
$i = 1{,}8$
$t_{\square} = 25℃$
$R = 8{,}31 \cdot 10^3\ \frac{\text{л} \cdot \text{Па}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$
$\pi-?$

Розв'язок:

1) Осмотичний тиск можемо визначити, скориставшись законом Вант-Гоффа:

$$\pi = i \cdot c(x) \cdot R \cdot T$$

2) Для солі KCl маса еквівалента дорівнює масі 1 моля, тобто 0,1 $^{\text{моль}}/_{\text{л}}$

$$\pi = 1{,}8 \cdot 0{,}1 \cdot 8{,}31 \cdot 10^3\ \frac{\text{л} \cdot \text{Па}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot (273{,}15 + 25) = 445{,}97\text{кПа}$$

Відповідь: $\pi = 445{,}97$кПа

Завдання 6

Встановити, яким буде 10 % ампульний розчин $CaCl_2$ (ρ = 1,04 г/см^3) відносно плазми крові (ізо-, гіпо- або гіпертонічним) при температурі 37℃. Осмотичний тиск плазми крові в нормі дорівнює 740-780 кПа.

Дано:

$\omega(CaCl_2) = 10\% = 0{,}1$

$t = 37℃$

$\rho(\text{р} - \text{ну}) = 1{,}04\ ^{\text{г}}/_{\text{мл}}$

$R = 8{,}31 \cdot 10^3\ \frac{\text{л} \cdot \text{Па}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$

$\pi - ?$

Розв'язок:

1) Перевести значення температури з шкали Цельсія в термодинамічну шкалу температур:
   $T = t + 273{,}15 = 37 + 273{,}15 = 310{,}15\ (K)$
2) Записати рівняння Вант-Гоффа, виразивши молярну концентрацію через масову частку :
   $\pi = c(CaCl_2) \cdot R \cdot T = \frac{\omega(CaCl) \cdot \rho(\text{р} - \text{ра})}{M(CaCl)} \cdot R \cdot T$

   Розрахувати осмотичний тиск розчину:
   $\pi = \frac{0{,}10 \cdot 1{,}04\ ^{\text{г}}/_{\text{мл}}}{110\ ^{\text{г}}/_{\text{моль}}} \cdot 8{,}31 \cdot 10^3\ \frac{\text{л} \cdot \text{Па}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 310{,}15\text{К} = 2437\text{кПа}$

Відповідь: $\pi = 2437\text{кПа}$ ⇨ 10%-ий розчин $CaCl_2$ є гіпертонічним відносно плазми крові.

Завдання 7

Розчини сахарози, галактоза, гліцерин та сечовини мають однакові масові концентрацій. Який з цих розчинів має найбільший осмотичний тиск?

Розв'язок:

Сахароза	$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342\ ^{\text{г}}/_{\text{моль}}$	
Галактоза	$M(C_6H_{12}O_6) = 180\ ^{\text{г}}/_{\text{моль}}$	$\pi = c(x) \cdot R \cdot T$
Гліцерин	$M(C_3H_8O_3) = 92\ ^{\text{г}}/_{\text{моль}}$	$c(x) = \frac{\rho(x)}{M(x)}$
Сечовина	$M(CO(NH_2)_2) = 60\ ^{\text{г}}/_{\text{моль}}$	

Найбільший осмотичний тиск буде в розчині з найбільшою молярною концентрацією речовини. З формули, що зв'язує масову концентрацію з молярною, видно, що при однакових значеннях $\rho(x)$ розчинів, $c(x)$ буде мати найбільше значення в розчині речовини з найменшою молярною масою. Отже, найбільший осмотичний тиск буде в розчині *сечовини*.

Домашня контрольна робота за темою 5.

Завдання 1. Обчислити скільки грамів речовини (дані наведені у таблиці) необхідно розчинити в 100 г води, щоб виконати такі умови:
а) знизити температуру замерзання розчину на 1℃?
б) підвищити температуру кипіння розчину на 1℃?.

Варіант	
1.	Сахароза
2.	Глюкоза
3.	Гліцерин
4.	Фруктоза
5.	Рибоза
6.	Ксилоза
7.	Мальтоза
8.	Галактоза
9.	Етиленгліколь
10.	Пропіленгліколь

Завдання 2. Розрахувати осмотичний тиск розчину при 25℃.

Варіант	
1.	15 г CH_3COOH у 485 г води (густина розчину 1,0025 $^{г}/_{см^3}$).
2.	600 г HNO_3 у 1000 г води (густина розчину 1,2 $^{г}/_{см^3}$).
3.	6 г KOH у 544 г води (густина розчину 1,005 $^{г}/_{см^3}$).
4.	4 г $NaOH$ у 496 г води (густина розчину 1,015 $^{г}/_{см^3}$)
5.	3 г HNO_3 у 37 г води (густина розчину 1,01 $^{г}/_{см^3}$).
6.	20 г H_2SO_4 у 230 г води (густина розчину 1,25 $^{г}/_{см^3}$).
7.	6 г KOH у 544 г води (густина розчину 1,005 $^{г}/_{см^3}$)
8.	1 г $NaOH$ у 96 г води (густина розчину 1,01 $^{г}/_{см^3}$)
9.	15 г CH_3COOH у 485 г води (густина розчину 1,0025 $^{г}/_{см^3}$).
10.	8 г H_2SO_4 у 372 г води (густина розчину 1,25 $^{г}/_{см^3}$).

ТЕМА 6. Протолітичні процеси в організмі. Гідроліз солей. Буферні системи, класифікація та механізм дії. Визначення буферної ємності. Роль буферів в біосистемах

Теоретична підготовка

Типи протолітичних реакцій: реакції нейтралізації, гідролізу та іонізації. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури. Константа гідролізу. Роль гідролізу в біохімічних процесах.

Буферні розчини, їх класифікація. Рівняння Гендерсона-Гассельбаха. Механізм буферної дії. Буферна ємність. Буферні системи крові. Бікарбонатний буфер, фосфатний буфер. Білкові буферні системи. Поняття про кислотно-основний стан крові.

Перелік основних термінів

Ступінь гідролізу Кількісна характеристика процесу гідролізу, що дорівнює відношенню кількості частинок, які зазнали гідролізу $n_г$, до їх кількості перед початком гідролізу n_0. Ступінь гідролізу зростає при розведенні розчину та при підвищенні температури.

$$\alpha_г = \frac{n_г}{n_0} \text{ або } \alpha_г = \frac{c_г}{c_0}$$

Константа гідролізу характеризує стан рівноваги при гідролізі

гідроліз за аніоном:

$$K_г = \frac{[HAn][OH^-]}{[An^-]} = \frac{K_{H_2O}}{K_a}$$

гідроліз за катіоном:

$$K_г = \frac{[KatOH][H^+]}{[Kat^+]} = \frac{K_{H_2O}}{K_b}$$

гідроліз за катіоном та аніоном одночасно:

$$K_г = \frac{K_{H_2O}}{K_b\, K_a}$$

Буферні розчини – розчини, що зберігають постійне значення pH при додаванні невеликих кількостей сильних кислот і лугів, а також при розбавленні, називаються буферними системами. Буферні розчини – це суміші слабкої основи та її солі, утвореної сильною кислотою, або слабкої кислоти та її солі, утвореною сильною основою.

Ацидоз – означає надлишок кислих, тобто дефіцит основних еквівалентів.

Алкалоз – це надлишок основних та нестача кислотних еквівалентів.

Буферна ємність – кількість сильної кислоти або основи в молях, яке треба додати до 1 літру буферного розчину, щоб змінити його pH на одиницю.

pH кислотної буферної системи

Рівняння Гендерсона-Гассельбаха для кислотних буферних систем:

$$pH = pK_{\text{д}} + lg\frac{c(\text{солі})}{c(\text{кислоти})},$$

Враховуючи, що $c(x) = \frac{n(x)}{V(\text{буф.})}$ та $n(x) = c_0(x) \cdot V_0(x)$, молярні концентрації компонентів буферного розчину можна виразити через їх концентрації у вихідних розчинах $c_0(x)$ та об'єми вихідних розчинів $V_0(x)$, використані для приготування даного буферного розчину:

$$pH = pK_{\text{д}} + lg\frac{c_0(\text{солі}) \cdot V_0(\text{солі})}{c_0(\text{кислоти}) \cdot V_0(\text{кислоти})}$$

pH основної буферної системи

Рівняння Гендерсона-Гассельбаха для основних буферних систем

$$pH = 14 - \left[pK_{\text{д}} + lg\frac{c(\text{солі})}{c(\text{основи})}\right],$$

або

$$pH = 14 - \left[pK_{\text{д}} + lg\frac{c_0(\text{солі}) \cdot V_0(\text{солі})}{c_0(\text{основи}) \cdot V_0(\text{основи})}\right]$$

Буферна ємність за кислотою

$$\text{В}_{\text{к}} = \frac{c(\frac{1}{z}\text{кислоти}) \cdot V(\text{кислоти})}{V(\text{буф. р} - \text{ну}) \cdot |\Delta pH|}$$

Буферна ємність за лугом

$$\text{В}_{\text{л}} = \frac{c(\frac{1}{z}\text{основи}) \cdot V(\text{основи})}{V(\text{буф. р} - \text{ну}) \cdot |\Delta pH|}$$

$|\Delta pH| = |pH - pH_0|$ значення pH буферного розчину до і після додавання кислоти або основи.

Приклади розв'язання задач

Завдання 1

Обчислити pH буферної системи, яка складається з 150 мл розчину оцтової кислоти з $c_0(CH_3COOH) = 0{,}1\,\text{моль/л}$ та 200 мл розчину натрій ацетату з $c_0(CH_3COONa) = 0{,}15\,\text{моль/л}$. $K_{\text{д}}(CH_3COOH) = 1{,}75 \cdot 10^{-5}\,\text{моль/л}$

Дано:

$c_0(CH_3COOH) = 0{,}1\,\text{моль/л}$
$c_0(CH_3COONa) = 0{,}15\,\text{моль/л}$
$V_0(CH_3COOH) = 150\text{мл} = 0{,}15\text{л}$
$V_0(CH_3COONa) = 200\text{мл} = 0{,}2\text{л}$
$K_{\text{д}}(CH_3COOH) =$
$= 1{,}75 \cdot 10^{-5}\,\text{моль/л}$

$pH - ?$

Розв'язок:

Записати рівняння для обчислення pH буферного розчину за рівняння Гендерсона-Гассельбаха:

$$pH = pK_д(CH_3COOH) + lg\frac{c_0(CH_3COONa)\cdot V_0(CH_3COONa)}{c_0(CH_3COOH)\cdot V_0(CH_3COOH)}$$

Підставити значення і розрахувати pH:

$$pH = -\lg(1{,}75\cdot 10^{-5}) + lg\frac{0{,}15\ моль/л\cdot 0{,}2л}{0{,}1\ моль/л\cdot 0{,}15л} = 4{,}75 + lg2 = 4{,}757 + 0{,}3010 =$$

$$= 5{,}058 \approx 5{,}06$$

Відповідь: $pH = 5{,}06$

Завдання 2

Обчислити співвідношення розчинів 0,02М амоніаку та 0,015М амоній хлориду, щоб одержати буферну систему з $pH = 9{,}35$. $K_д(NH_3\cdot H_2O) = 1{,}8\cdot 10^{-5}$ моль/л.

Дано:

$pH = 9{,}35$

$c_0(NH_4Cl) = 0{,}015$ моль/л

$c_0(NH_3\cdot H_2O) = 0{,}02$ моль/л

$K_д(NH_3\cdot H_2O) = 1{,}8\cdot 10^{-5}$ моль/л

$V_0(NH_4Cl) - ?$

$V_0(NH_3\cdot H_2O) - ?$

Розв'язок:

Обчислити <u>гідроксильний показник</u>.

$$pOH = 14 - pH = 14 - 9{,}35 = 4{,}65$$

Переводимо значення pOH у концентрацію іонів OH^-

$$pOH = -lg[OH^-] = 4{,}65$$

$$lg[OH^-] = -4{,}65 = -5 + 0{,}35$$

$$[OH^-] = 2{,}24\cdot 10^{-5}$$

Позначити через X – об'єм 0,02М $NH_3\cdot H_2O$ та (100 – X) – об'єм 0,015М NH_4Cl, необхідних для приготування 100 мл буферного розчину і знаючи $K_д(NH_3\cdot H_2O)$, підставляємо їх у формулу для обчислення концентрацій іонів OH^-:

$$[OH^-] = K_д(NH_3\cdot H_2O)\cdot\frac{c_0(NH_3\cdot H_2O)\cdot V_0(NH_3\cdot H_2O)}{c_0(NH_4Cl)\cdot V_0(NH_4Cl)}$$

$$2{,}24\cdot 10^{-5} = 1{,}8\cdot 10^{-5}\cdot\frac{0{,}02\cdot X}{0{,}015\cdot(100 - X)}$$

$$2{,}24 = 1{,}8\cdot\frac{4X}{3\cdot(100 - X)}$$

$$2{,}24(300 - 3X) = 7{,}2X$$

$$672 - 6{,}72X = 7{,}2X$$

$$672 = 13{,}92X$$

$$X = 48{,}27$$

Відповідь: Для приготування буферної системи потрібно взяти 48,27 мл 0,02М $NH_3 \cdot H_2O$ та 51,73 мл 0,015М NH_4Cl.

Завдання 3

Чи зміниться pH буферної системи, яка складається з 200 мл 0,15М NaH_2PO_4 та 200 мл 0,25М Na_2HPO_4, при додаванні 10 мл 0,2М $NaOH$. $K_д(H_2PO_4^-) = 6{,}3 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

Дано:

$c_0(NaH_2PO_4) = 0{,}015$ моль/л
$c_0(Na_2HPO_4) = 0{,}025$ моль/л
$V_0(NaH_2PO_4) = 200$ мл
$V_0(Na_2HPO_4) = 200$ мл
$K_д(H_2PO_4^-) = 6{,}3 \cdot 10^{-8}$ моль/л

$pH - ?$

Розв'язок:

Записати рівняння для обчислення pH буферного розчину за рівнянням Гендерсона-Гассельбаха:

$$pH = pK_д(H_2PO_4^-) + lg\frac{c_0(Na_2HPO_4) \cdot V_0(Na_2HPO_4)}{c_0(NaH_2PO_4) \cdot V_0(NaH_2PO_4)}$$

$$pH = -lg6{,}3 \cdot 10^{-8} + lg\frac{200 \cdot 0{,}25}{200 \cdot 0{,}15} = 7{,}2 + 0{,}222 = 7{,}422$$

При додаванні лугу збільшиться кількість солі Na_2HPO_4і відповідно зменшиться кількість Na_2HPO_4, яку він нейтралізує, тому

$$pH_1 = -lg6{,}3 \cdot 10^{-8} + lg\frac{200 \cdot 0{,}25 + 10 \cdot 0{,}2}{200 \cdot 0{,}15 - 10 \cdot 0{,}2} = 7{,}2 + lg\frac{52}{28} = 7{,}2 + 0{,}269 = 7{,}469$$

Обчислюємо зміну pH:

$$pH = pH_1 - pH = 7{,}469 - 7{,}422 = 0{,}047$$

Відповідь: pH буферного розчину збільшиться на $0{,}047$.

Завдання 4

До 10 мл крові для зміни pH від 7,36 до 7,8 потрібно додати 4 мл 0,08М NaOH. Обчислити буферну ємність крові за лугом.

Дано:

$c(KOH) = 0{,}08\,{}^{\text{моль}}/_{\text{л}}$
$V(KOH) = 4$ мл $= 0{,}004$ л
$V(\text{буф.}) = 10$ мл $= 0{,}01$ л
$pH_1 = 7{,}36$
$pH_2 = 7{,}8$

$B_л - ?$

Розв'язок:

$$B_л = \frac{c(KOH) \cdot V(KOH)}{V(\text{буф.}) \cdot |\Delta pH|}$$

$$В_л = \frac{0{,}08\ моль/л \cdot 0{,}004л}{0{,}01л \cdot |(7{,}8 - 7{,}36)|} = 0{,}072\ моль/л = 7{,}2\ ммоль/л$$

Відповідь: : $В_л = 7{,}2\ ммоль/л$

Завдання 5

До 5 мл сироватки крові додали 2,5 мл 0,1М розчину HCl, що зумовило зміну pH від 7,4 до 7,0. Розрахувати буферну ємність крові за кислотою.

Дано:
$c(HCl) = 0{,}1\ моль/л$
$V(HCl) = 2{,}5$ мл $= 0{,}0025$ л
$V(буф.) = 5$ мл $= 0{,}005$ л
$pH_1 = 7{,}4$
$pH_2 = 7{,}0$

$В_к - ?$

Розв'язок:

$$В_к = \frac{c(HCl) \cdot V(HCl)}{V(буф.) \cdot |\Delta pH|}$$

$$В_к = \frac{0{,}1\ моль/л \cdot 0{,}0025л}{0{,}005л \cdot |(7{,}0 - 7{,}4)|} = 0{,}125\ моль/л = 125\ ммоль/л$$

Відповідь: : $В_к = 125\ ммоль/л$

Завдання 6

Написати рівняння реакції першої стадії гідролізу та обчислити константу гідролізу для наступних солей:
а) $MgCl_2$, $K_{д2}(Mg(OH)_2 = 2{,}5 \cdot 10^{-3}\ моль/л$;
б) K_3PO_4, $K_{д_3}(H_3PO_4) = 1{,}26 \cdot 10^{-12}\ моль/л.$

Дано:
$K_{д2}(Mg(OH)_2 = 2{,}5 \cdot 10^{-3}\ моль/л$;
$K_{д_3}(H_3PO_4) = 1{,}26 \cdot 10^{-12}\ моль/л.$

$K_г(K_3PO_4) - ?$
$K_{г1}(MgCl_2) - ?$

Розв'язок:

а) $MgCl_2$ – це розчинна сіль, утворена слабкою основою $Mg(OH)_2$ та сильною кислотою HCl. Гідроліз відбувається за катіоном. Рівняння I стадії гідролізу:

$$MgCl_2 + H_2O \leftrightarrows Mg(OH)Cl + HCl$$
$$Mg^{2+} + H_2O \leftrightarrows Mg(OH)^+ + H^+$$

Константа гідролізу розраховується за формулою :

$$K_г = \frac{K_{H_2O}}{K_b},$$

де K_{H_2O} іонний добуток води, K_b – константа дисоціації слабкої основи

$$K_{г1}(MgCl_2) = \frac{K_{H_2O}}{K_{д_3}(Mg(OH)_2)} = \frac{10^{-1}\ моль^2/л^2}{2{,}5 \cdot 10^{-3}\ моль/л} = 4 \cdot 10^{-12}\ моль/л$$

б) K_3PO_4 – це розчинна сіль, утворена сильною основою KOH та кислотою H_3PO_4. Гідроліз відбувається за аніоном. Рівняння гідролізу:

$$K_3PO_4 + H_2O \leftrightarrows K_2HPO_4 + KOH$$
$$PO_4^{3-} + H_2O \leftrightarrows HPO_4^{2-} + OH^-$$

Константа гідролізу розраховується за формулою

$$K_г = \frac{K_{H_2O}}{K_a},$$

де K_{H_2O} іонний добуток води, K_a – константа дисоціації слабкої кислоти

$$K_г(K_3PO_4) = \frac{K_{H_2O}}{K_д(H_3PO_4)} = \frac{10^{-14}\ моль^2/л^2}{1{,}26 \cdot 10^{-12}\ моль/л} = 7{,}94 \cdot 10^{-3}\ моль/л$$

Відповідь: а) $K_{г1}(MgCl_2) = 4 \cdot 10^{-12}\ моль/л$;
б) $K_{г1}(K_3PO_4) = 7{,}94 \cdot 10^{-3}\ моль/л$.

Завдання 7

Обчисліть константу і ступінь гідролізу, а також pH 0,1М розчину амоній хлориду. $K_д(NH_3 \cdot H_2O) = 1{,}77 \cdot 10^{-5}\ моль/л$

Дано:
$c(NH_4Cl) = 0{,}1\ моль/л$
$K_д(NH_3 \cdot H_2O) = 1{,}77 \cdot 10^{-5}\ моль/л$
$K_г(NH_4Cl) - ?$
$\alpha - ?$

Розв'язок:

NH_4Cl – це розчинна сіль, утворена слабкою основою $NH_3 \cdot H_2O$ та сильною кислотою HCl. Гідроліз відбувається за катіоном. Рівняння I стадії гідролізу:

$$NH_4Cl + H_2O \leftrightarrows NH_3 \cdot H_2O + HCl$$
$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows NH_3 \cdot H_2O + H^+$$

Константа гідролізу розраховується за формулою :

$$K_г = \frac{K_{H_2O}}{K_b},$$

де K_{H_2O} іонний добуток води, K_b – константа дисоціації слабкої основи

$$K_{г1}(NH_4Cl) = \frac{K_{H_2O}}{K_{дз}(NH_3 \cdot H_2O)} = \frac{10^{-14}\ моль^2/л^2}{1{,}77 \cdot 10^{-5}\ моль/л} = 5{,}65 \cdot 10^{-10}\ моль/л$$

Записуємо формулу визначення ступеня гідролізу:

$$\alpha_г = \sqrt{\frac{K_г}{c}} = \sqrt{\frac{5{,}65 \cdot 10^{-10}\ моль/л}{0{,}1\ моль/л}} = 7{,}52 \cdot 10^{-5}$$

Обчислюємо концентрацію іонів Гідрогену та обчислюємо pH

$$[H^+]_4 = \sqrt{K_г \cdot c} = \sqrt{5{,}65 \cdot 10^{-10} \cdot 0{,}1} = 7{,}52 \cdot 10^{-6}$$
$$pH = -lg[H^+] = -lg(7{,}52 \cdot 10^{-6}) = 5{,}12$$

Відповідь: : $K_г(NH_4Cl) = 5{,}65 \cdot 10^{-10}\ моль/л$
$\alpha_г = 7{,}52 \cdot 10^{-5}$
$pH = 5{,}12$

Домашня контрольна робота за темою 6.

Завдання. Обчислити pH буферного розчину, що містить X моля кислоти та Y моля її солі при 25 °C.

Варіант	
1.	0,05 моля молочної кислоти та 0,122 моля лактату натрію. $K_д = 1{,}37 \cdot 10^{-4}$ моль/л.
2.	0,065 моля бензойної кислоти та 0,2 моля бензоату натрію. $K_д = 6{,}3 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
3.	0,045 моля аспарагінової кислоти та 0,1 моля аспарагінату натрію. $K_д = 1{,}26 \cdot 10^{-4}$ моль/л.
4.	0,08 моля дихлороцтової кислоти та 0,25 моля дихлорацетату натрію. $K_д = 3{,}32 \cdot 10^{-2}$ моль/л.
5.	0,05 моля лимонної кислоти та 0,125 моля цитрату натрію. $K_д = 4{,}02 \cdot 10^{-6}$ моль/л.
6.	0,025 моля малонової кислоти та 0,08 моля малонату натрію. $K_д = 2{,}01 \cdot 10^{-6}$ моль/л.
7.	0,07 моля мурашиної кислоти та 0,18 моля форміату натрію. $K_д = 1{,}772 \cdot 10^{-4}$ моль/л.
8.	0,05 моля фенолу та 0,122 моля феноляту натрію. $K_д = 1{,}01 \cdot 10^{-10}$ моль/л.
9.	0,1 моля щавелевої кислоти та 0,4 моля оксалату натрію. $K_д = 5{,}18 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
10.	0,3 моля бурштинової кислоти та 0,48 моля сукцинату натрію. $K_д = 2{,}31 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

ТЕМА 7. Титриметричний аналіз. Метод кислотно-основного титрування

Теоретична підготовка

Основи титриметричного аналізу. Класифікація методів титрування. Застосування методу в медичній практиці. Метод кислотно-основного титрування. Кислотно-основні індикатори. Застосування даного виду хімічного аналізу в медицині.

Перелік основних термінів

Титриметричний метод	– це метод аналізу, в якому кількісний вміст речовини визначають за об'ємом реактиву точної концентрації, який витрачений для реакції з певним об'ємом розчину досліджуваної речовини.
Титрування	– процес, поступового добавляння розчину з точно відомою концентрацією до досліджуваного розчину до зміни забарвлення розчинів у присутності індикаторів.
Титрант (робочий розчин або стандартний розчин)	– розчин з точно відомою концентрацією. Стандартний розчин готують шляхом розчинення точної кількості чистої хімічної речовини відомого стехіометричного складу у певному об'ємі розчинника.
Досліджуваний розчин (аналіт)	– це розчин, концентрацію якого визначають.
Точка еквівалентності	– це точка титрування, у якій кількість доданого титранту хімічно еквівалентна кількості титрованої речовини. Точка, в якій відбувається завершення реакції.
Кінцева точка	– точка в титруванні, коли відбувається зміна забарвлення індикатору і ми припиняємо додавати титрант.
Індикатор	– це хімічна речовина, яка фіксує зміною свого забарвлення кінцеву точку титрування.
Метод кислотно-основного титрування (нейтралізації)	визначення кількісті кислот (алкаліметрія – робочий розчин – луг) або основ (ацидометрія робочий розчин – сильна кислота) у даному розчині, кількісті солей слабких кислот і слабких основ, а також речовин, які реагують з цими солями.

Обчислення в титриметричному аналізі ґрунтуються на законі еквівалентів:

В хімічних реакціях кількість молей еквівалентів кожної з речовин, що вступили в реакцію та утворились в ній, завжди рівні між собою.

Для довільної реакції між аналітом (*A*) та титрантом (*T*) закон

еквівалентів має наступні математичні вираження:

1) Кількість молей еквівалентів аналіту і титранту, що вступили в реакцію рівні:

$$n\left(\frac{1}{z}A\right) = n\left(\frac{1}{z}T\right)$$

2) Щоб отримати формулу для розрахунку молярної концентрації еквівалента аналіту за результатами титрування, потрібно виразити кількості молей еквівалентів через молярні концентрації еквівалента та об'єми розчинів, що були введені в реакцію:

$$c\left(\frac{1}{z}A\right) \cdot V(A) = c\left(\frac{1}{z}T\right) \cdot V(T) \quad \Rightarrow \quad \boxed{c\left(\frac{1}{z}A\right) = \frac{c\left(\frac{1}{z}T\right) \cdot V(T)}{V(A)}}$$

3) Щоб отримати формулу для розрахунку маси аналіту, яка міститься в розчині, за результатами титрування потрібно у формулі

$$m(A) = c\left(\frac{1}{z}A\right) \cdot M(\frac{1}{z}A) \cdot V_{\text{заг.}}(A)$$

$$c\left(\frac{1}{z}A\right) \text{ замінити на } \frac{c\left(\frac{1}{z}T\right) \cdot V(T)}{V(A)}$$

$$\boxed{m(A) = \frac{c\left(\frac{1}{z}T\right) \cdot V(T)}{V_{\text{проби}}(A)} \cdot M\left(\frac{1}{z}A\right) \cdot V_{\text{заг.}}(A)}$$

де $V_{\text{заг.}}(A)$ – загальний об'єм розчину, з якого відбиралась проба та вміст аналіту в якому потрібно визначити;

$V_{\text{проби}}(A)$ – об'єм розчину, який відібрали із загального об'єму для титрування.

Якщо потрібно визначити масу аналіту, що міститься в тому об'ємі розчину, який взяли для титрування, тобто $V_{\text{заг.}}(A) = V_{\text{проби}}(A)$, розрахункова формула набуває вигляду:

$$\boxed{m(A) = c\left(\frac{1}{z}T\right) \cdot V(T) \cdot M(\frac{1}{z}A)}$$

Приклади розв'язання задач

Завдання 1

Визначити еквівалент та фактор еквівалентності фосфатної кислоти у реакції з розчином натрій гідроксиду $H_3PO_4 + 3NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O$.

Розв'язок:

В реакції фосфатна кислота поводить себе як триосновна кислота (заміщуються металом всі три атоми гідрогену). Отже, еквівалент кислоти в цьому випадку – це умовна частинка, яка відповідає 1/3 молекули H_3PO_4.

$$f_{\text{екв}}\ (H_3PO_4) = \frac{1}{3}$$

Якщо відбувається часткове заміщення атомів гідрогену в кислоті (наведене рівняння), то кислота в даному випадку поводить себе як двохосновна кислота, тому еквівалент кислоти в цьому випадку – це умовна частинка, яка відповідає 1/2 молекули H_3PO_4.

$$H_3PO_4+2KOH\rightarrow K_2HPO_4+2H_2O \qquad f_{екв}\ (H_3PO_4)=\frac{1}{2}$$

Відповідь: $f_{екв}\ (H_3PO_4)=\frac{1}{3}$

Завдання 2

Визначити молярну концентрацію еквівалента сульфатної кислоти в розчині, якщо на титрування 10мл цього розчину пішло 10,8 мл розчину натрій гідроксиду з молярною концентрацією еквівалента 0,01 моль/л.

Дано:

$V(H_2SO_4)=10$ мл $=0{,}01$ л

$V(NaOH)=10{,}8$ мл $=0{,}0108$ л

$c(NaOH)=0{,}01\ ^{моль}/_{л}$

$c\left(\frac{1}{2}H_2SO_4\right)-?$

Розв'язок:

Визначення концентрації сульфатної кислоти проводять за реакцією:

$$H_2SO_4+2NaOH\rightarrow Na_2SO_4+2H_2O$$

Молярну концентрацію еквівалента сульфатної кислоти розрахувати за рівнянням:

$$c\left(\frac{1}{2}H_2SO_4\right)=\frac{c(NaOH)\cdot V(NaOH)}{V(H_2SO_4)}$$

$$c\left(\frac{1}{2}H_2SO_4\right)=\frac{0{,}01\ ^{моль}/_{л}\cdot 0{,}0108\ л}{0{,}01\ л}=0{,}0108\ ^{моль}/_{л}$$

Відповідь: $c\left(\frac{1}{2}H_2SO_4\right)=0{,}0108\ ^{моль}/_{л}$

Завдання 3

Визначити масову частку оцтової кислоти в розчині, якщо на титрування 5 мл цього розчину витрачено 20,8 мл розчину калій гідроксиду з молярною концентрацією еквівалента $0{,}601\ ^{моль}/_{л}$. Густина розчину оцтової кислоти $1{,}0195\ ^{г}/_{мл}$.

Дано:

$V(CH_3COOH)=5$мл $=0{,}005$л

$V(KOH)=20{,}8$мл $=0{,}0208$л

$c(KOH)=0{,}601\ ^{моль}/_{л}$

$\rho(р-ну)=1{,}0195\ ^{г}/_{мл}$

$\omega(CH_3COOH)$-?

Розв'язок:

Визначення вмісту оцтової кислоти проводять за реакцією:

$$CH_3COOH+KOH\rightarrow CH_3COOK+H_2O$$

1) Визначити молярну концентрацію оцтової кислоти за результатами титрування:

$$c(CH_3COOH) = \frac{c(KOH) \cdot V(KOH)}{V(CH_3COOH)}$$

$$c(CH_3COOH) = \frac{0{,}521\ моль/л \cdot 0{,}0129л}{0{,}005л} = 2{,}55\ моль/л$$

2) Розрахувати масову частку оцтової кислоти в розчині:

$$\omega(CH_3COOH) = \frac{c(CH_3COOH) \cdot M(CH_3COOH)}{\rho(р-ну)} \cdot 100\%$$

$$\omega(CH_3COOH) = \frac{2{,}55\ моль/л \cdot 60\ г/моль}{1{,}0195\ г/мл} \cdot 100\% = 15\%$$

Відповідь: $\omega(CH_3COOH) = 15\%$

Завдання 4

На титрування аліквоти розчину KOH об'ємом 25 мл витратили 22,15 мл 0,1 н. розчину HCl. Обчислити молярну концентрацію еквівалента, титр та масу KOH у 200 мл розчину.

Дано:

Vаліквоти$(KOH) = 25$ мл $= 0{,}025$л
$V(HCl) = 22{,}15$мл $= 0{,}02215$л
$c(HCl) = 0{,}1\ моль/л$
$V(KOH) = 200$ мл $= 0{,}2$л

$c(KOH) - ?$
$T(KOH) - ?$
$m(KOH) - ?$

Розв'язок:

1) Визначити молярну концентрацію KOH за результатами титрування:

$$\frac{c(HCl)}{V(HCl)} = \frac{c(KOH)}{V(KOH)} \Rightarrow c(KOH) = \frac{0{,}1 \cdot 22{,}15}{25} = 0{,}09\ моль/л$$

2) Визначити титр KOH :

$$T(KOH) = \frac{c(KOH) \cdot M(KOH)}{1000} = \frac{0{,}09\ моль/л \cdot 56\ г/моль}{1000} = 0{,}00504\ г/мл.$$

3) Обчислити масу речовини:

$$T = \frac{m}{V(р-ну)} \Rightarrow m(KOH) = T(KOH) \cdot V(KOH) = 0{,}00504\ г/мл \cdot 200\ мл = 1{,}008\ г$$

Відповідь: $c(KOH) = 0{,}09\ моль/л$
$T(KOH) = 0{,}00504$ г/мл
$m(KOH) = 1{,}008$ г

Завдання 5

Наважка технічного калій гідроксиду масою 1,4 г розчинена в мірній колбі на 250 мл. На титрування аліквоти розчину KOH об'ємом 20 мл витратили 19,1 мл 0,1 н. розчину HCl. Обчислити масову частку KOH у зразку.

Дано:
m наважки $= 1{,}4$ г
Vаліквоти$(KOH) = 20$ мл
$V(HCl) = 19{,}1$ мл
$c(HCl) = 0{,}1\ ^{\text{моль}}/_{\text{л}}$
Vколби $= 250$ мл
$\omega(KOH) - ?$

Розв'язок:

1) Визначити титр HCl/KOH :

$$T(HCl/KOH) = \frac{c(HCl) \cdot M(KOH)}{1000} = \frac{0{,}1\ ^{\text{моль}}/_{\text{л}} \cdot 56\ ^{\text{г}}/_{\text{моль}}}{1000} = 0{,}0056\ \text{г/мл}$$

2) Обчислити масу KOH та його вміст у зразку:

$$m(KOH) = T(HCl/KOH) \cdot V(HCl) \cdot \frac{V\text{колби}}{V\text{аліквоти}} = 0{,}0056\ \text{г/мл} \cdot 19{,}1\text{мл} \cdot \frac{250\ \text{мл}}{20\ \text{мл}} = 1{,}337\ \text{г}$$

$$\omega(KOH) = \frac{1{,}337\ \text{г}}{1{,}4\ \text{г}} \cdot 100\% = 95{,}5\%$$

Відповідь: $\omega(KOH) = 95{,}5\%$

Завдання 6

Розчин амоній сульфату обробили при нагріванні натрію гідроксидом в приладі для відгонки аміаку, що був поглинений 50 мл 0,2 н. розчину сульфатної кислоти. Надлишок кислоти відтітрували 22,5 мл 0,25 М розчину калію гідроксиду. Визначте масу амонію сульфату в розчині.

Дано:
$V(KOH) = 22{,}5$ мл
$c(KOH) = 0{,}25\ ^{\text{моль}}/_{\text{л}}$
$V(HCl) = 19{,}1$ мл
$c(HCl) = 0{,}1\ ^{\text{моль}}/_{\text{л}}$
$m((NH_4)_2SO_4) - ?$

Розв'язок:

$$NH_4^+ + OH^- = NH_3 + H_2O$$

$$H_2SO_4 + 2NH_3 \rightarrow (NH_4)_2SO_4 + H_2SO_4$$

$$H_2SO_4 + KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$$

1) Кількість міліеквівалентів амонію сульфату

$$n((NH_4)_2SO_4) = n(H_2SO_4) - n(KOH) = c(H_2SO_4) \cdot V(H_2SO_4) - c(KOH) \cdot V(KOH) = 0{,}2 \cdot 50 - 0{,}25 \cdot 22{,}50 = 4{,}375\ \text{г/моль}$$

2) Маса амонію сульфату дорівнює:

$$m((NH_4)_2SO_4) = n((NH_4)_2SO_4) \cdot M\left(\tfrac{1}{2}(NH_4)_2SO_4\right) = 4{,}375 \cdot \frac{1}{2} \cdot 132 = 288{,}8\ \text{мг} = 0{,}2888\text{г}$$

Відповідь: $m((NH_4)_2SO_4) = 0{,}2888$г

Домашня контрольна робота за темою 7.

Завдання. Побудувати криву титрування:

Варіант	
1.	25 мл 0,125 М розчину $NaOH$ 0,0625 М розчином HCl.
2.	50 мл 0,1 М розчину HCl 0,1 М розчином $NaOH$.
3.	35 мл 0,2 М розчину KOH 0,5 М розчином HCl.
4.	15 мл 0,1 М розчину $HCOOH$ 0,2 М розчином $NaOH$.
5.	15 мл 0,02 М розчину KOH 0,01 М розчином HNO_3.
6.	150 мл 0,1 М розчину NH_4OH 0,02 М розчином HCl.
7.	25 мл 0,1 М розчину HNO_2 0,2 М розчином KOH .
8.	100 мл 0,1 М розчину $NaOH$ 0,05 М розчином HCl.
9.	100 мл 0,1 М розчину HCl 0,3 М розчином $NaOH$.
10.	50 мл 0,1 М розчину CH_3COOH 0,1 М розчином KOH .

СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. – 4-е вид. – К. : ВСВ “Медицина”, 2019. – 336 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. Ч. 1. – К., 2002; Ч. 2. – К., 2002.
3. Біонеорганічна, фізколоїдна і біоорганічна хімія. Вибрані лекції: Навч. посібник / Л. О. Гоцуляк, О. О. Мардашко, С. Г. Єригова, Г. І. Кузьменко, А. В. Кузьміна, К. І. Жилінська; За ред. Л. О. Гоцуляка. – Одеса: Одес. держ. мед. ун-т, 1999. – 248 с.
4. Концентрації розчинів: навчальний посібник із загальної хімії (для студентів 1 курсу денного відділення хімічного факультету СО «Бакалавр» напряму підготовки «Хімія») / укладачі: Г. М. Розанцев, С. В. Радіо, О. Ю. Пойманова, Н. І. Гумерова. – Вінниця: ДонНУ, 2016. – 61 с.
5. Руденко Н.П. Комплексні сполуки: Навч. посібник. - Дніпропетровськ: НМетАУ, 2008. – 36 с.
6. Чундак С.Ю., Барчій І.Є. Основи хімії комплексних сполук: навчальний посібник. Ужгород: Вид-во УжНУ «Говерла», 2019. 133 с.
7. Будова атома та періодичність: навчальний посібник (для здобувачів вищої освіти СО «Бакалавр» напряму підготовки «Хімія»); видання друге, доповнене / укладачі: Г. М. Розанцев, С. А. Неділько, С. В. Радіо. – Вінниця: ДонНУ імені Василя Стуса, 2017. – 182 с.
8. Медична хімія. Модуль І. Кислотно-основна рівновага та комплексоутворення в біологічних системах : навч. посіб. для студентів мед. ф-тів вищих закладів освіти МОЗ України / О. Д. Іващенко, Ю. Б. Нікозять, Л. М. Копанцева, Л. К. Іщейкіна. – Полтава, 2021. – 81 с.
9. Методичні вказівки до практичних робіт з курсу «Медична хімія». «Медична хімія (в схемах і таблицях)» /Укладач Ю.В. Ліцман. – Суми: Вид-во СумДУ, 2017. – 66 с.
10. Методичні вказівки для самостійної роботи студентів з хімії. Частина 2 / О. А. Гордієнко, М. В. Євсєєва, А. П. Ранський. – Вінниця : ВНТУ, 2018. – 51 с.

Навчально-методичне видання

Твердохліб Наталія Михайлівна

МЕДИЧНА ТА АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

Модуль 1. Гомогенні рівноваги в біологічних рідинах

Методичні вказівки
для підготовки до занять
здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
галузі знань 22 «Охорона здоров'я»
224 Технології медичної діагностики та лікування

За редакцією автора