Дніпровський державний медичний університет

ХМЕЛЬНИКОВА Л.І., МАСЛАК Г.С.

Методика вирішення задач з фізичної і колоїдної хімії

(навчально-методичний посібник)

Дніпро
2025

Рекомендовано Вченою Радою ДДМУ від .23.10. 2025, пр. № 2
Затверджено на засіданні ЦМК ДДМУ від 23.09. 2025, пр. № 1

Рецензенти: Оксана Саєвич, кандидатка хімічних наук, доцентка кафедри фізичної, органічної та неорганічної хімії Дніпровського національного університету ім. Олеся Гончара
Катерина Моторіна, кандидатка хімічних наук, доцентка кафедри аналітичної хімії та хімічної технології Дніпровського національного університету ім. Олеся Гончара

Укладники: Хмельникова Л.І., кандидатка хімічних наук, доцентка кафедри біохімії та медичної хімії Дніпровського державного медичного університету
Маслак Г.С., докторка біологічних наук, професорка кафедри біохімії та медичної хімії Дніпровського державного медичного університету

Методика вирішення задач з фізичної і колоїдної хімії (навчально-методичний посібник) /укл. Хмельникова Л.І., Маслак Г.С.- Дніпро.2025.-282 с.

Навчально - методичний посібник містить задачі з основних розділів фізичної і колоїдної хімії, більшість з яких мають певну фахову спрямованість. У кожному розділі наведено короткі теоретичні відомості відповідної теми, контрольні запитання, письмові відповіді на основні поняття, закони, практичне значення відповідних тем для медицини та фармації, методика вирішення задач, завдання для самопідготовки (задачі з відповідями та тести).

Навчально – методичний посібник спрямований на підготовку студентів до Кроку 1, іспитів, контрольних робіт, заліку з фізичної і колоїдної хімії.

Задачі та тести систематизовані відповідно теоретичним засадам дисциплін і можуть використовуватися для подальшого засвоєння знань студентами.

Навчально - методичний посібник складений відповідно структурованих модулей, блоків змістових модулів, тем занять.

Даний посібник може бути також корисним викладачам і всім фахівцям, які б хотіли поповнити знання з дисципліни.

ВСТУП

Навчально – методичний посібник складений для студентів медичних закладів денної та заочної форм навчання і є складовою частиною навчально - методичного комплексу з хімічних дисциплін для підготовки до «Крок-1», який включає посібники з теоретичних основ, ситуаційні задачі, тестові завдання (українською, французькою, англійською мовами).

Мета створення посібника - навчити студентів застосовувати теоретичний матеріал до конкретних практичних задач, оскільки розв'язання задач допомагає активному вивченню і глибокому розумінню теоретичних положень досить складних тем з хімічних дисциплін. Наведені задачі охоплюють майже всі теоретичні аспекти фізичної та колоїдної хімії і можуть бути корисними для студентів різних медичних та фармацевтичних спеціальностей. Більшість задач відбивають практичне застосування фізико-хімічних методів у медицині, фармації та біології.

При підготовці посібника авторами був урахований багаторічний досвід викладання, а також деякі зміни у програмах дисциплін і організації навчального процесу. У зв'язку зі загальною тенденцією зменшення числа годин аудиторних занять та підвищення ролі самостійної роботи студентів, кількість задач для самостійного розв'язання наведено достатньо, щоб викладач міг дати кожному студенту групи індивідуальне завдання.

Задачі, наведені у навчально – методичному посібнику, можуть бути використані як для проведення аудиторних занять, так і поточного та підсумкового контролю, а також для організації самостійної роботи студентів різних форм навчання (он-лайн або офф-лайн).

У кожному з 9 розділів навчально-методичного посібника наведено короткі теоретичні відомості відповідної теми, контрольні запитання, письмові відповіді на основні поняття, закони, практичне значення відповідних тем для медицини та фармації, методика вирішення задач, завдання для самопідготовки (задачі з відповідями та тести з правильними відповідями за літерою А).

Вивчення наведених хімічних дисциплін викликає у студентів певні труднощі, пов'язані з тим, що при викладанні їх використовується досить складний математичний апарат. Тому, автори намагалися викласти матеріал в найбільш доступній і стислій формі, математичні виведення зробили достатньо просто і зрозуміло.

Навчально-методичний посібник також містить список літератури та довідкові таблиці. Деякі табличні дані, необхідні для розв'язання задач, включено до умов задач, але взагалі посібник складено так, щоб студент вчився користуватися довідковою літературою. Фізичні величини, наведені у задачах, виражені в системі СІ.

Даний навчально-методичний посібник може бути також корисним викладачам і всім фахівцям, які б хотіли поповнити знання з дисципліни.

РОЗДІЛ І. БУДОВА І СТАН РЕЧОВИНИ. ОСНОВНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ

Основні поняття та закони

1. БУДОВА АТОМА

1.1. Атом — це хімічно неподільна частинка. Атоми складаються з атомного ядра та електронної оболонки. В електрично нейтральному атомі число електронів (негативно заряджених, -10e) в атомній оболонці дорівнює числу протонів (позитивно заряджених, +11p) в атомному ядрі.

1.2. Квантово-механічна модель атома (1926): описує стан атома за допомогою математичних функцій; електрони розташовані в атомній оболонці відповідно до їх енергетичного рівня в місцях найбільшої ймовірності їх перебування на орбіталях; виникла після досліджень Гейзенберга, Борна, Шредінгера та ін.; основою дослідження є хвильова природа електрона, корпускулярно-хвильовий дуалізм.

1.3. Елементарні частинки в атомі — найменші фізичні частинки речовини; мають властивості як частинок, так і хвиль. За певних умов частинки можуть виникати з інших елементарних частинок. У більшості елементарних частинок такі перетворення відбуваються спонтанно.

1.3.1. Протон — позитивно заряджена матеріальна частинка (відносна маса 1) в атомному ядрі. Число протонів (протонне число, z) характерно для всіх атомів одного елемента. Він показує загальний заряд ядра (z, число позитивних зарядів). Положення елемента в періодичній системі визначається числом протонів PS). Для одного атома: **Число (p) = заряд ядра = z (елемент).**

1.3.2. Нейтрон - електрично нейтральна матеріальна частинка (відносна маса 1) в атомному ядрі. Число нейтронів N($_0^1$ **n** або $\mathbf{N_n}$) в ядрах атомів одного і того ж елемента може бути різним.

1.3.3. Електрон — це негативно заряджена матеріальна частинка (відносна маса приймається рівною 0, оскільки вона в 1836 разів менша за масу протона) в оболонці атома. Число електронів в оболонці нейтрального атома дорівнює числу протонів в атомному ядрі. Для одного атома:

Кількість електронів=Кількість протонів=Заряд ядра=Порядковий номер.

1.4. Ядро атома і його перетворення.

1.4.1. Ядро атома — це частина атома, яка розташована в центрі атома і має позитивний заряд, який об'єднує майже всю масу атома; складається з нуклонів (протонів і нейтронів). Сума числа протонів (z) і числа нейтронів (Nn) відповідає нуклонному числу атома.

Кількість протонів (z) + Кількість нейтронів (Nn) = Нуклонне число (A).

1.4.2. Нуклід – вид атома хімічного елемента з певним числом протонів і нейтронів. Нукліди позначаються символом елемента з нуклонним числом атома (^{16}O, ^{40}Ar), але найчастіше вказують і нуклонне і протонне числа (($^{16}_{8}$O, $^{40}_{18}$Ar).

1.4.3. Ізотопи — це нукліди одного елемента, тобто вид атома хімічного елемента з певною кількістю нейтронів ($_{17}^{35}$Cl, $_{17}^{37}$Cl).

1.4.4. Радіоактивність – самочинний розпад ядер атомів деяких ізотопів, що супроводжується виділенням елементарних частинок або ядер (наприклад, протонів) і енергії.

1.4.5. Період піврозпаду – час, за який кількість ядер природного радіоактивного ізотопу зменшилась удвічі. Для різних ізотопів ця величина коливається від часток секунди ($_{84}^{214}$Po – 1,6 10^{-4} с) до мільрдів років ($_{92}^{238}$U-4,4 млрд. років.

1.5. **Електронна оболонка атома -** простір навколо атомного ядра, у якому знаходяться електрони атома.

1.6. Енергетичний шар (енергетичний рівень) - оболонка атома, в якій електрони мають приблизно однакову енергію.

1.7. Атомна орбіталь – простір навколо ядра атома, у якому найімовірніше (~90%) перебуває електрон.

1.8. Ймовірність перебування електрона (W) це ймовірність, з якою електрон може знаходиться у певному сегменті об'єму оболонки атому.

1.9. Квантові числа - це чотири характеристичних величини для опису стану електрона в атомі. Квантові числа є допоміжним засобом для опису квантування енергії електронов у атомі.

1.9.1. Головне квантове число (n) – показує відповідність електрона певному енергетичному рівню (електронному шару). Головне квантове число може приймати цілочисельні значення n=1, 2, 3, 4, Зі збільшенням *n* зростає енергія електронів і атомні орбіталі займають більший простір.

1.9.2. Орбітальне (побічне) квантове число (ℓ) описує відмінність енергії електронів одного енергетичного рівня завдяки орбітальних моментів, тобто форму руху, яка може бути сферична (s), гантелеподібна (p, з більшою енергією), більш складніша, з більшою енергією в межах одного рівня-(лепесткова, d), f. Кожному головному квантовому числу n відповідає n станів енергії з орбітальними квантовими числами ℓ=0, 1, 2,….(n-1). Орбітальні квантові числа описують відповідність електронів певному підрівню.Кожному підрівню з орбітальним квантовим числом відповідає сума **2ℓ + 1** орбіталей.

1.9.3. Магнітне квантове число (m) – описує поведінку орбітального момента у магнітному полі і тим самим просторову орієнтацію рбіталі; може приймати цілочисельні значення - ℓ…, -1, -2 ,-1 , 0, +1, +2, … +ℓ. Таким чином, s -підрівню належить одна орбіталь, p-підрівню належать 3 орбіталі,

d- підрівню 5 орбіталей, f-підрівню 7 орбіталей (на кожному послідуючому підрівні число орбіталей на 2 більше попередньої).

1.9.4. Спинове квантове число (s) це число, яке описує сталий спиновий момент кількості руху електрона (спин електрона). Воно може приймати значення: **s =+1/2 або -1/2**.

1.9.5 Електронні шари нумеруються за зростанням енергії, причому число рівнів дорівнює номеру періода (головному квантовому числу,n). Енергетичні рівні моно також позначати і літерами К, L, М та ін. На кожному електронному рівні можна розташувати тільки певне максимальне число електронів, **N**: $\mathbf{N = 2n^2}$.

1.9.6. Підрівні (підшари) - форма руху електронів навколо ядра атома. Кожний підрівень відповідає одному орбітальному (побічнму) квантовому числу ℓ. Підрівні позначаються літерами: s (ℓ=0), p (ℓ=1), d (ℓ=2), f (ℓ=3). Кожний підрівень може вмістити певне максимальне число електронів: **4ℓ+2.**

1.10. Правила заповнення електронами орбіталей, підрівнів та рівнів.

1.10.1. Принцип мінімуму енергії полягає в тому, що послідовність заповнення орбіталей електронами відповідає послідовності енергії на підрівнях. Зверніть увагу, що енергія підрівня 3d вища за енергію підрівня 4s, тому спочатку заповнюється підрівень 4s, а потім підрівень 3d і т. д. Розподіл енергетичних рівнів і підрівнів у багатоелектронному атомі (в порядку збільшення енергії):

1s< 2s< 2p< 3s< 3p< 4s< 3d< 4p< 5s< 4d< 5p< 6s.

1.10.2. Принцип Паулі: на одній орбіталі не може бути двох електронів, для стану яких характерен олнаковий набір чотирьох квантових чисел.

Звідси: найбільше число електронів, яке відповідає одному енергетичному рівню дорівнює $2n^2$**.**

1.11. Електронна формула та електронна конфігурація атомів.

1.11.1. Електронна формула атомів це -позначення розподілу електронів на атомних орбіталях у відповідності з принципами мінімума енергії і Паулі, а також правилу Хунда. Наприклад**,** для $_8^{16}O$ $1s^2 2s^2 2p^4$.

1.11.2 Конфігурація електронних атомів — це графічне зображення розподілу електронів на атомних орбіталях відповідно до принципів мінімуму енергії та Пауля, а також правила Хунда. Наприклад, для $^{81}_6O$ $_8^{16}O$ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑.

1.11.3. Збуджений стан атома – стан, за яким електрони набувають більшої енергії, при цьому відбувається перехід електронів з нижчих енергетичних підрівнів на вищі. Наприклад, для $_6^{12}C$ електронна формула у збудженому - $1s^2 2s^1 2p^3$, а електронна корфігурація- ↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑.

1.11.4. Гібридизація орбіталей- перетворення електронних орбіталей різного виду (s,p) на однакові за формою та енергією гібридні орбіталі (їх позначають sp-орбіталі).

1.11.4.1. Типи гібридизації.

1.11.4.1.1. sp^3 – гібридизація-змішування одної s-та трьох p-орбіталей, при цьому чотири гібридних sp-орбіталей спрямовані в просторі до вершин тетраедра під кутом $109^0 28'$.

1.11.4.1.2. sp^2 – гібридизація-змішування одної s-та двох p-орбіталей, при цьому три гібридних sp-орбіталі розміщуються в одній площині під кутом 120^0; Одна негібридна p-орбіталь розміщується перпендикулярно до цієї площини.

1.11.4.1.3. sp – гібридизація-змішування одної s-та одної p-орбіталі, при цьому дві гібридних sp-орбіталі розміщуються під кутом 180^0 по одній лінії ; дві негібридні p-орбіталі розміщуються перпендикулярно одна до одної та до цієї вісі.

1.11.5. Валентні електрони- електрони, що знаходяться на не повністю заповнених підрівнях, у тому числі приймають участь в утворенні хімічних зв’язків; у значній мірі визначають хімічні властивості речовин.

1.11.6. Неподільна електронна пара – два валентних електрона з протилежними спинами на одній орбіталі в атомах і молекулах.

1.11.7. Неспарені електрони — це валентні електрони в атомах або молекулах тощо, які по одному займають орбіталі.

1.1.8. Вакантні орбіталі-незайняті орбіталі, які внаслідок взаємодії зі частинками з неподільними електронними парами, можуть бути використані для утворення ковалентних зв’язків.

2. ХІМІЧНИЙ ЗВ’ЯЗОК

2.1. Хімічний зв’язок – це явище взаємодії атомів, зумовлене перекриванням їхніх електронних хмар, що супроводжується зменшенням повної енергії системи.

2.2. Електронегативність – це умовна величина, яка характеризує здатність атомів елемента в хімічних сполуках відтягувати до себе електрони, що беруть участь в утворенні хімічних зв’язків.

2.3. Метод валентних зв’язків (ВЗ). -це квантово-механічний метод опису ковалентних зв’язків, виходячи з уяви, що електронні системи атомів при утворенні зв’язків у зачній мірі зберігаються; хвильова функція молекули утворюється безпосередньо з атомних орбіталей; при утворенні зв’язку зайняті парами орбіталі набувають змішаний характер.

2.3.1. Ковалентний зв'язок виникає між атомами неметалічних елементів завдяки утворенню між атомами однієї або кількох спільних електронних пар.

2.3.2. Найважливіші характеристики ковалентного зв'язку.

2.3.2.1. Кратність зв'язку визначається кількістю спільних електронних пар, які зв'я зують атоми.

2.3.2.2. Довжина зв'язку- це відстань між центрами ядер атомів, які утворюють зв'язок; чим вища кратність зв'язку, тим менша довжина зв'язку.

2.3.2.3. Енергія зв'язку- це енергія, яку потрібно затратити, щоб зруйнувати зв'язок, або енергія, яка виділяється при утворенні зв'язку (одиниця вимірювання кДж/моль); чим вища кратність зв'язку, то більша його енергія (міцність) і менша довжина зв'язку.

2.3.3. Типи хімічного зв’язку за зміщенням електронної пари.

2.3.3.1. Ковалентний неполярний зв'язок передбачає розміщення спільної електронної пари на однаковій відстані від атомних ядер обох атомів; виникає між однаковими атомами (атомами одного елемента) з утворенням простої речовини (H_2, O_2, O_3, N_2).

2.3.3.2. Ковалентний полярний зв'язок передбачає часткове зміщення спільної електронної пари (два різних неметала) до більш електронегативного атома елементу.

2.3.3.3. Йонний зв'язок передбачає зміщення спільної пари електронів до більш електронегативного атома елемента пр великій різниці електронегативностей (метал-неметал).

2.3.4. Типи хімічного зв’язку за механізмом утворення.

3.4.1. Обмінний механізм передбачає усуспільнення неспарених електронів двох атомів.

2.3.4.2. Донорно – акцепторний механізм (координаційний) передбачає утворення зв’язку за рахунок неподіленої електронної пари одного атома (донор електронів) і вільної орбіталі другого атома (акцептор електронів).

2.3.5. **Типи хімічного зв’язку за способом перекривання електронних орбіталей.**

2.3.5.1. б - зв’язок-простий (одинарний) ковалентний зв'язок , що утворюється перекриванням електронних хмар по лінії, яка з’єднує атоми (перекривання орбвталей вздовж вісі Х). В утворенні б- зв’язку можуть брати участь.

2.5.2. π- зв'язок (у подвійних і потрійних зв’язках) утворюється при перекриванні орбіталей вздовж вісі У або Z, тобто якщо в атомі після