

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
імені І. І. МЕЧНИКОВА
ФАКУЛЬТЕТ ХІМІЇ ТА ФАРМАЦІЇ
КАФЕДРА НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ ТА ХІМІЧНОЇ ОСВІТИ

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ

для здобувачів вищої освіти спеціальностей 102 "Хімія",
226 "Фармація, промислова фармація"
та спеціальностей 091 "Біологія та біохімія" і
162 "Біотехнологія і біоінженерія"

Дніпро
Журфонд
2023

УДК 54(076.5) 3-14

Укладачі:

Т. О. Кіосе, кандидат хімічних наук, доцент кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти;

Л. А. Раскола, кандидат хімічних наук, доцент кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти;

Т. Л. Ракитська, доктор хімічних наук, професор кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти.

Рецензенти:

Р. Є. Хома, доктор хімічних наук, професор кафедри аналітичної та токсикологічної хімії ОНУ імені І. І. Мечникова;

В. О. Гельмбольдт, доктор хімічних наук, професор, завідувач кафедри фармацевтичної хімії Одеського національного медичного університету.

*Рекомендовано до друку науково-методичною радою
Одеського національного університету імені І.І. Мечникова
Протокол № 4 від 14 вересня 2023 року.*

3-14 **Загальна хімія** : лабораторний практикум для здобувачів вищої освіти спеціальностей 102 "Хімія", 226 "Фармація, промислова фармація" та спеціальностей 091 "Біологія та біохімія" і 162 "Біотехнологія і біоінженерія" / уклад.: Т. О. Кіосе, Л. А. Раскола, Т. Л. Ракитська. – Дніпро : Журфонд, 2023. – 266 с.

В лабораторному практикумі викладено теоретичні та практичні основи загальної хімії. Надані сучасні уявлення про основні закони хімії, термодинаміку та кінетику хімічних процесів, фізичні та хімічні властивості розчинів. Для кожного розділу наведені приклади розв'язування типових задач, задачі для самостійного розв'язання, питання для самоконтролю та лабораторні роботи.

Лабораторний практикум призначений для здобувачів спеціальностей 102 "Хімія" і 226 "Фармація, промислова фармація", а також може бути корисним для здобувачів, що навчаються на біологічних факультетах.

ISBN 978-966-934-492-2

© Кіосе Т. О., Раскола Л. А.,
Ракитська Т. Л., укладання, 2023

ЗМІСТ

ВСТУП	6
Загальні правила роботи в лабораторії	8
Техніка безпеки під час проведення лабораторних робіт	9
Надання першої медичної допомоги	10
1. ОСНОВНІ ЗАКони ХІМІЇ	12
ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ПОЛОЖЕННЯ	12
ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ	17
Приклади розв'язання задач	21
Задачі для самостійного розв'язання	24
Питання для самоконтролю	29
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Визначення еквівалентної маси цинку методом витіснення	30
2. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА	33
ОСНОВНІ ПОЛОЖЕННЯ І ПОНЯТТЯ	33
Приклади розв'язання задач	39
Задачі для самостійного розв'язання	42
Питання для самоконтролю	44
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Визначення ентальпії реакції	45
3. ШВИДКІСТЬ ТА МЕХАНІЗМ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ	48
ЗАКОН ДІЇ МАС	48
Приклади розв'язання задач	50
Задачі для самостійного розв'язання	52
Питання для самоконтролю	54
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Визначення залежності швидкості хімічних реакцій від різних чинників	55
4. ХІМІЧНА РІВНОВАГА	57
ОСНОВНІ ПОЛОЖЕННЯ І ПОНЯТТЯ	57
Приклади розв'язання задач	60
Задачі для самостійного розв'язання	64
Питання для самоконтролю	66
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Визначення впливу різних чинників на зміщення хімічної рівноваги	67
5. РОЗЧИНИ ТА РЕАКЦІЇ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ	69
5.1. СПОСОБИ ВИРАЗУ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ	69
СПОСОБИ ПЕРЕХОДУ МІЖ РІЗНИМИ ВИДАМИ КОНЦЕНТРАЦІЙ РОЗЧИНІВ	77
Приклади розв'язання задач (1-12)	81
Задачі для самостійного розв'язання	89
Приклади розв'язання задач (13-18)	93
Задачі для самостійного розв'язання	98

Приклади розв'язання задач (19-24)	100
Задачі для самостійного розв'язання	104
Питання для самоконтролю	106
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Приготування розчинів заданої концентрації ...	108
5.2. РОЗЧИННІСТЬ ТВЕРДИХ І ГАЗОПОДІБНИХ РЕЧОВИН	110
Класифікація розчинів	111
Значення водних розчинів у фармації та медицині	112
Розчинність	113
Розчинність рідин і твердих речовин у рідинах	115
Розчинність газів у рідині	119
Приклади розв'язання задач	123
Задачі для самостійного розв'язання	128
Питання для самоконтролю	130
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Розчинність твердих та газоподібних речовин ...	131
5.3. КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ	134
Зниження тиску насиченої пари над розчином	135
Підвищення температури кипіння та зниження температури кристалізації розчину	138
Осмо́с. Осмотичний тиск.....	140
Приклади розв'язання задач	148
Задачі для самостійного розв'язання	153
Питання для самоконтролю	156
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Властивості розчинів неелектролітів	158
5.4. ТЕОРІЯ СИЛЬНИХ І СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ	161
Розчини слабких електролітів	163
Закон розведення Оствальда	163
Приклади розв'язання задач	165
Задачі для самостійного розв'язання	168
Питання для самоконтролю	170
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Електролітична дисоціація	171
5.5. ГОМОГЕННА РІВНОВАГА В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ	173
5.5.1. Іонний добуток води. Водневий показник	173
Приклади розв'язання задач	174
Задачі для самостійного розв'язання	176
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Водневий показник. Індикатори	177
5.5.2. ОБМІННІ РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ	181
Приклади розв'язання задач	181
Задачі для самостійного розв'язання	184
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Іонні рівняння	186

5.5.3. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ	188
АЛГОРИТМ СКЛАДАННЯ РІВНЯННЯ ГІДРОЛІЗУ	189
Приклади розв'язання задач	193
Задачі для самостійного розв'язання	194
Питання для самоконтролю	197
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Гідроліз солей	198
5.6. РІВНОВАГА В РОЗЧИНАХ МАЛОРОЗЧИННИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.	200
ОСНОВНІ ПОЛОЖЕННЯ І ПОНЯТТЯ	200
Приклади розв'язання задач	201
Задачі для самостійного розв'язання	208
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Добуток розчинності	213
5.7. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ.....	216
КЛАСИФІКАЦІЯ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЇ	220
МЕТОД ІОННО-ЕЛЕКТРОННОГО БАЛАНСУ	221
Приклади розв'язання задач	224
Задачі для самостійного розв'язання	228
Питання для самоконтролю	230
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Міжмолекулярні окисно-відновні реакції. Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції	231
5.8. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ	234
КЛАСИФІКАЦІЯ КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК	236
СТІЙКІСТЬ КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК	239
Приклади розв'язання задач	242
Задачі для самостійного розв'язання	244
Питання для самоконтролю	246
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА. Типи комплексних сполук та їх добування.	247
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ.....	251
ДОДАТКИ	253

ВСТУП

Лабораторний практикум складений викладачами кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти Одеського національного університету імені І.І.Мечникова та призначений для методичного забезпечення аудиторної та самостійної роботи здобувачів над матеріалом з метою самоконтролю, поглиблення знань теоретичного матеріалу та закріплення умінь і навичок їх використання для вирішення конкретних практичних питань, підготовки до практичних занять та виконання лабораторних робіт з загальної хімії. Лабораторний практикум призначений для здобувачів освіти спеціальності 102 «Хімія» і 226 «Фармація, промислова фармація», а також може бути корисним для здобувачів біологічних спеціальностей.

Дисципліна «Загальна хімія» є базовим предметом, основним завданням якого є формування знань про будову та властивості комплексних сполук, перебіг хімічних реакцій, термодинаміку та кінетику хімічних процесів, фізичні і хімічні властивості розчинів.

Вивчення цього курсу спрямоване на формування таких складових інтегральних та фахових компетентностей як здатність здійснювати кількісні вимірювання фізико-хімічних величин, описувати, аналізувати і критично оцінювати експериментальні дані, використовувати стандартне хімічне обладнання; оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт, зважаючи на вимоги хімічної метрології та професійні стандарти в галузі хімії та застосовувати знання і розуміння математики та природничих наук для вирішення якісних та кількісних проблем в хімії.

Вивчення Загальної хімії має важливе значення для формування вмінь прогнозувати реакційну здатність хімічних сполук в залежності від положення в Періодичній системі хімічних елементів, проводити розрахунки основних термодинамічних функцій стану системи та теплових ефектів хімічних процесів, написання рівнянь хімічних реакцій, розв'язувати розрахункові та ситуаційні задачі, готувати розчини, виконувати лабораторні роботи та робити обґрунтовані

висновки за результатами експерименту. Набуті вміння та навички необхідні здобувачам при вивченні наступних загальнотеоретичних та фахових дисциплін.

Виконання лабораторно-практичних робіт під час вивчення курсу «Загальна хімія» надасть можливість синхронізувати вивчення теоретичного матеріалу з його закріпленням та застосуваннями на лабораторно-практичних заняттях, що посилить результати навчання.

Лабораторний практикум складається з 5 розділів, які охоплюють основні закони хімії, фізико-хімічні основи кінетики, хімічну термодинаміку, розчини та реакції в водних розчинах та координаційні сполуки.

Кожен розділ лабораторного практикума містить стислий теоретичний матеріал, приклади розв'язування типових розрахункових задач та лабораторні роботи. Для перевірки повноти засвоєння вивченого теоретичного матеріалу та рівня домашньої підготовки до кожної теми надані задачі для самостійного розв'язування та питання для самоконтролю.

Цей посібник розроблено з урахуванням багаторічного досвіду викладачів кафедри неорганічної хімії та хімічної екології, який був узагальнений в попередньому виданні «Практичні заняття із неорганічної хімії. Частина I. Загальна хімія» (Автори: Сохраненко Г.П.; Кокшарова Т.В.; Курандо С.В.; Бандурко О.Ю.; Труба А.С.; Мішаріна Н.О.).

Автори щиро вдячні рецензентам: доктору хімічних наук, професору Гельмбольдту В.О. та доктору хімічних наук, професору Хомі Р.Є. за дискусію та цінні зауваження.

ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ

1. До початку лабораторних занять здобувачі освіти повинні ознайомитися із загальними правилами безпеки, а перед виконанням кожної лабораторної роботи викладач має наголосити на необхідності дотримуватися додаткових запобіжних заходів.

2. Готуючись до лабораторної роботи, здобувачі освіти зобов'язані самостійно опрацювати теоретичний матеріал за заданою темою, використовуючи методичні посібники, підручники, конспект лекцій, та підготувати відповідний протокол згідно з методичними рекомендаціями.

В хімічній лабораторії слід працювати в халаті з бавовни. В лабораторії забороняється знімати і розвішувати верхній одяг. Пити, приймати їжу в хімічній лабораторії категорично заборонено!

3. Здобувач освіти повинен мати окремий зошит, в якому він робитиме записи про виконану лабораторну роботу, приводитиме відповідні рівняння хімічних реакцій та здійснюватиме необхідні розрахунки, а також фіксуватиме власні спостереження за хімічними процесами.

4. Дозвіл здобувачу освіти на виконання лабораторної роботи дається викладачем після попередньої перевірки його підготовки до виконання роботи, наявності плану роботи, протоколу та необхідних розрахунків. Якщо здобувач освіти не має необхідного мінімуму знань теоретичного матеріалу та написаного протоколу лабораторної роботи в зошиті, то до виконання роботи він не допускається.

5. Після виконання лабораторної роботи здобувач освіти повинен оформити протокол та надати його викладачу. Протокол має містити наступні відомості:

- Назва роботи, дата виконання
- Мета роботи
- Номер та назва досліду
- Опис ходу роботи та умов проведення досліду
- Рисунки, схеми експериментальної установки, приладів для проведення досліду
- Спостереження за явищами та рівняння реакцій
- Розрахунки, таблиці, графіки
- Висновки.

6. Необхідні для дослідів реактиви, матеріали, обладнання видає лаборант. До виконання дослідів можна приступати лише після ознайомлення з їх описом у методичних рекомендаціях і з'ясування всіх незрозумілих питань у викладача.

7. Закінчивши роботу, здобувач освіти повинен здати лаборанту посуд і прилади, якими він користувався, у справному та чистому вигляді, прибрати робоче місце, і лише з дозволу викладача виходити з лабораторії.

8. Залік за практикум або допуск до іспиту з загальної хімії здобувач освіти отримує за умови виконання всіх лабораторних робіт, правильно оформлених протоколів виконаних робіт і підпису викладача під кожним з них.

9. Невиконані лабораторні роботи мають бути відпрацьовані в інший час з дозволу викладача та під керівництвом лаборанта, який підтверджує це своїм підписом в зошиті для лабораторних робіт.

10. Під час виконання дослідів здобувач освіти має дотримуватися наступних правил:

- виконувати досліди згідно із завданням; категорично забороняється проводити досліди, що не мають відношення до даної роботи, без дозволу викладача;
- речовини для дослідів треба брати у кількостях, вказаних у методичних рекомендаціях або інструкції;
- тверді речовини слід набирати шпателем і висипати в пробірку над аркушем паперу.

ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС ПРОВЕДЕННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

1. Здобувачі освіти, які працюють в лабораторії, повинні мати халати для захисту верхнього одягу від пошкоджень хімічними речовинами.

2. Здобувачу освіти забороняється працювати в лабораторії одному, а також у відсутності викладача або лаборанта.

3. На робочому місці мають знаходитись лише реактиви і посуд, необхідні для роботи.

4. Хімічний посуд має бути ретельно вимитий, не можна виконувати досліди у брудному посуді.

5. Всі досліди з отруйними, їдкими, пахучими речовинами слід виконувати у витяжній шафі.

6. Категорично забороняється нюхати і вдихати гази та пари, що виділяються у ході реакції.

7. Концентровані розчини кислот у разі розведення водою необхідно лити у воду, а не навпаки.

8. Відбір рідин піпетками слід здійснювати, користуючись спеціальними грушами (дозаторами).

9. При нагріванні пробірки з реакційною сумішшю її отвір необхідно спрямувати у бік від себе або сусіда.

10. Відпрацьовані реактиви треба зливати або поміщати у спеціально призначений посуд.

11. Невикористані реактиви не висипайте та не зливайте назад у склянки, а повертайте лаборанту.

12. Нагріваючи рідину в пробірці, тримайте її трохи нахиленою та прогрівайте спочатку верхню її частину, поступово переміщуючи зону нагріву донизу. Не направляйте при цьому отвір пробірки на себе чи в бік тих, хто працює поруч.

13. Працюючи з лужними металами, користуйтеся захисними окулярами.

14. Обрізки та дрібні шматочки лужних металів складайте у фарфорову чашку та заливайте спиртом до повного їх розчинення. Не викидайте відходи лужних металів у ящик для сміття або в раковину, де вони можуть спалахнути.

15. Завершивши виконання експерименту або досліду, необхідно прибрати на робочому столі та під витяжною шафою і помити хімічний посуд.

НАДАННЯ ПЕРШОЇ МЕДИЧНОЇ ДОПОМОГИ

Термічний опік

Якщо опік слабкий і на невеликій ділянці, накладіть пов'язку, змочену спиртовим розчином таніну. Можна змастити уражену ділянку маззю від опіку. Місця великого опіку закрийте стерильним бинтом і зверніться до лікаря. У цьому разі не застосовуйте мазей і масла. Не розкривайте бульбашки.

Хімічний опік шкіри

У разі опіків шкіри кислотами обпечену ділянку слід промити сильним струменем води, потім нейтралізувати 2%-вим розчином натрій гідрокарбонату, промити водою.

При потраплянні на шкіру концентрованої сульфатної кислоти

перед промиванням ушкоджене місце витерти сухим ватним тампоном.

При потраплянні на шкіру лугу слід негайно добре промити уражене місце водою, а відтак слабким розчином борної (H_3BO_3) або оцтової кислоти (CH_3COOH).

У разі опіків бромом його необхідно змити 96%-вим етанолом або розведеним розчином лугу, після чого місце ураження змазати маззю від опіків і звернутися до лікаря.

Опiк рота, шлунку

Випийте велику кількість води! У разі потрапляння до рота кислот пийте суспензію крейди, а у разі попадання до рота лугів – розбавлений розчин харчового оцту (НЕ есенції!) або лимонної кислоти.

Порiз

Не можна промивати рану водою і накладати вату. Краї рани обробіть антисептиком (3%-вий пероксиду водню або 5%-вий спиртовий розчин йоду) і закрийте стерильним пластиром або бинтом. При попаданні в рану чужорідних тіл або важких поранень викличте лікаря. При пошкодженні артерії накладіть джгут на кінцівку з запискою про час накладення джгута і негайно викличте лікаря.

Отруєння

У разі отруєнь газами (H_2S , Cl_2 , NO_2 , CO) потерпілого потрібно вивести на свіже повітря або дати понюхати розчин амоніаку, дати випити молоко і направити або відвести до лікаря.

У разі отруєння парами броду потерпілому необхідно декілька разів глибоко вдихнути пари етилового спирту, пізніше випити молоко.

Засобом для виведення отрути є промивання шлунку (потрібно випити кілька склянок води і викликати блювання). У воду можна додати поварену сіль (2 чайні ложки на склянку води).

Щоб розбавити кислоту або луг, що потрапили всередину, слід дати потерпілому випити 2-3 склянки води. Забороняється нейтралізувати луг слабкою кислотою або навпаки.

Після надання першої допомоги потерпілого, в разі потреби, відправляють або відводять до лікаря.

1. ОСНОВНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

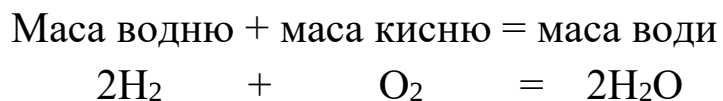
Основні закони хімії (закон збереження маси, закон сталості складу, закон кратних відношень, закон об'ємних відношень). Газові закони. Приведення об'єму газу до нормальних умов. Парціальний тиск газів (закон парціальних тисків Дальтона). Закон Авогадро та висновки з нього. Абсолютна та відносна густина газів. Відносна молекулярна маса. Моль. Молярна маса та молярний об'єм. Рівняння Менделєєва-Клапейрона. Розрахунковий та експериментальний способи знаходження відносної молекулярної маси. Хімічний еквівалент. Закон еквівалентів та його математичний вираз. Еквіваленти та еквівалентні маси простих та складних речовин. Еквівалентний об'єм газу. Розрахунок еквівалентів складних речовин у реакціях обміну. Розрахункові та експериментальні методи визначення еквівалентів та еквівалентних мас.

Основні поняття і положення

Закон збереження маси (М.В. Ломоносов, 1748 р.): Маса (вага) всіх речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі (вазі) всіх продуктів реакції.

Цей закон дає можливість складати хімічні рівняння.

Наприклад:



Закон збереження маси тісно пов'язаний із законом збереження енергії (М.В. Ломоносов, 1748; Мейер, 1842). Співвідношення між масою та енергією запропонував А. Ейнштейн в 1905 р.:

$$E = mc^2,$$

де E і m – еквівалентні значення енергії і маси, $c = 2,997925 \cdot 10^8$ м/с – швидкість світла у вакуумі.

Закон сталості складу (Ж. Пруст, 1801 р.): Хімічні сполуки мають певний склад незалежно від способу їх добування.

Цей закон має обмежене застосування. Поряд з хімічними сполуками сталого складу існують також сполуки змінного складу. Сполуки сталого складу називають дальтонідами, а сполуки змінного складу – бертолідами.

До сполук сталого складу належать газоподібні речовини (CO_2 , NH_3 , NO , HCl тощо). Сполуками змінного складу є оксиди, гідриди, сульфіді, нітриди, карбіди та інші бінарні сполуки d- і f-елементів.

Закон кратних відношень (Дж. Дальтон, 1803 р.): Якщо два елементи утворюють між собою кілька хімічних сполук, то масові кількості одного елемента, що припадають на ту саму масову кількість другого, відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Наприклад, для оксидів нітрогену N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 маси кисню, що припадають на ту саму масу нітрогену, відносяться між собою як 1 : 2 : 3 : 4 : 5 (табл.1.1).

Таблиця 1.1

Масові співвідношення між елементами в оксидах нітрогену

Оксид	Склад, мас. частка, %		Масова частка кисню на одну масову частку нітрогену	Співвідношення між кількостями кисню
	нітроген	кисень		
N_2O	63,7	36,3	1 : 0,57	1
NO	46,7	53,3	1 : 1,14	2
N_2O_3	36,9	63,1	1 : 1,71	3
NO_2	30,5	69,5	1 : 2,28	4
N_2O_5	25,9	74,1	1 : 2,86	5

Закон об'ємних відношень (Гей-Люссак, 1808 р.): при незмінних температурі та тиску об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться між собою і до об'ємів газів, що утворились, як невеликі цілі числа.

Наприклад, з одним об'ємом водню завжди реагує один об'єм хлору з утворенням двох об'ємів хлороводню, тобто їхні об'ємні співвідношення дорівнюють 1 : 1 : 2.

Стан газу можна охарактеризувати масою (m), об'ємом (V), тиском (P) та температурою T ($T = 273 + t^{\circ}\text{C}$). Зв'язок між цими величинами описується наступними законами.

Закон Бойля – Маріотта (1660-1667 рр.): для даної маси газу за нормальної температури (ізотермічний процес, $T=\text{const}$, тобто дорівнює 273 К) об'єм обернено пропорційний тиску:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}, \quad PV = \text{const.}$$

Закон Гей-Люссака (1802р.): для даної маси газу за нормального тиску (ізобаричний процес, $P=\text{const}$, тобто дорівнює 1 атм.) об'єм обернено пропорційний абсолютній температурі:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}, \quad \frac{V}{T} = \text{const.}$$

Закон Шарля (1787 р.): для даної маси газу за нормального об'єму (ізохоричний процес, $V=\text{const}$) тиск обернено пропорційний абсолютній температурі:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}, \quad \frac{P}{T} = \text{const.}$$

Об'єднаний газовий закон – використовують щодо розрахунку молярного об'єму газу за умов, відмінних від нормальних, за формулою:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_n V_n}{T_n},$$

де P_n , V_n , T_n – тиск, об'єм та температура за нормальних умов.

Величина $\frac{P_n V_n}{T_n} = \text{const}$ називається універсальною газовою сталою і позначається R . Для газу, кількістю речовини $\nu = 1$ моль, $V = V_m$, отже формула об'єданого газового закону набуває вигляду:

$$\frac{PV_m}{T} = R.$$

Звідси одержимо рівняння для розрахунку молярного об'єму газу за умов, відмінних від нормальних:

$$V_m = \frac{RT}{P}.$$

Значення універсальної газової сталої розраховується за формулою:

$$R = \frac{P_n V_{mn}}{T_n},$$

де P_n , T_n – тиск і температура за нормальних умов, V_{mn} – об'єм моля газу за нормальних умов.

Універсальна газова стала R набуває різних значень залежно від одиниць вимірювання P_n , V_n , T_n :

$$62360 \frac{\text{ммрт.ст.}}{\text{моль} \cdot \text{К}}; 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}; 0,082 \frac{\text{л} \cdot \text{атм}}{\text{моль} \cdot \text{К}}; 1,98 \frac{\text{кал}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

Закон Авогадро (1811 р.): у рівних об'ємах різних газів за однакових умов (тиск і температура) міститься однакове число молекул.

Наслідки з закону Авогадро:

1. Моль будь-якого газу за нормальних умов займає об'єм $22,416 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$.

Нормальним умовам відповідають температура $273,15 \text{ К}$ (0°C) і тиск 101325 Па (760 мм рт.ст.). *Моль* – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів, електронів), скільки міститься атомів у $0,012 \text{ кг}$ ізотопу карбону $^{12}_6\text{C}$.

Кількість структурних одиниць (молекул, атомів, іонів, електронів, еквівалентів), що містить один моль речовини, називають числом Авогадро (N_A). Число Авогадро є однією з універсальних констант фізики та хімії, вона дорівнює $6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Маса одного моля даної речовини – *молярна маса*.

2. *Відносна густина* одного газу за другим D – це відношення маси першого газу до маси другого газу, взятого у тому самому об'ємі за однакових умов (температура, тиск):

$$D = \frac{m_1}{m_2}$$

Відповідно до закону Авогадро, маси однакових об'ємів газів за однакових умов відносяться як їхні молекулярні маси:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}, \text{ звідки } D = \frac{M_1}{M_2}, \text{ або } M_1 = M_2 D.$$

Якщо один з газів – водень, молекулярна маса якого $M_{H_2} = 2,016$ г/моль, то рівняння можна записати так:

$$D_{H_2} = \frac{M}{M_{H_2}}, \quad M = 2,016 D_{H_2}.$$

Тобто молекулярна маса будь-якого газу дорівнює подвійній густині цього газу за воднем. Якщо взяти повітря, тоді

$$D_{\text{пов.}} = \frac{M}{29}, \quad M = 29 D_{\text{пов.}},$$

де число 29 – середня молекулярна маса повітря.

Рівняння Бойля-Маріотта, Гей-Люссака, Шарля та закон Авогадро можна навести **спільним рівнянням Клайперона-Менделєєва** – основним рівнянням атомно-молекулярної теорії газів:

$$PV = n RT,$$

де P – тиск даної кількості газу;

V – об'єм газу;

T – абсолютна температура;

R – універсальна газова стала;

n – кількість речовини газу.

Закон парціальних тисків Дальтона: У суміші газів молекули кожного виду чинять такий самий тиск, який вони чинили б, якби були відсутні інші молекули; загальний тиск газової суміші дорівнює сумі парціальних тисків всіх газів, що входять до неї:

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n,$$

де p – загальний тиск газової суміші; $p_1, p_2, \dots, p_n$ – парціальні тиски складових частин.

Парціальним тиском складової частини газової суміші називається той тиск, який чинила б ця складова частина, якби вона б займала при тій самій температурі об'єм, який займає вся газова суміш.

Закон еквівалентів

Еквівалентом хімічного елемента називають таку його кількість, яка сполучається з одним молем атомів Гідрогену або заміщує таку саму кількість атомів Гідрогену в хімічних реакціях.

Еквівалент – величина змінна і залежить від хімічної природи сполуки, зокрема від валентності елемента в ній. Еквівалент хімічного елемента чисельно дорівнює атомній масі цього хімічного елемента, поділений на його валентність (тобто частці атомної маси елемента, яка припадає на один хімічний зв'язок).

«Еквівалентний» у перекладі з латині означає «рівноцінний», тобто це така кількість елемента чи речовини, яка рівноцінна у хімічних реакціях одному молю атомів водню.

Отже, еквівалент гідрогену дорівнює 1 ($E_H = 1/1 = 1$), еквівалент оксигену = 8 ($E_O = 16/2 = 8$).

Масу одного еквівалента елемента або речовини називають еквівалентною масою. Її позначають E_m , одиниця виміру – г/моль або кг/кмоль.

Тобто, **еквівалент** елемента – це така його маса, що сполучається з 1,008 одиниці маси гідрогену або з 8 одиницями маси оксигену або заміщує ті ж кількості гідрогену або оксигену в їх сполуках. Наприклад, у сполуках HCl , H_2S , NH_3 , CH_4 еквіваленти хлору, сульфур, нітрогену та карбону, відповідно, дорівнюють 1 моль, $1/2$, $1/3$ і $1/4$ моля.

Масу одного моля еквівалента елемента називають *молярною масою еквівалента*.

Еквівалент та молярну масу еквівалента (еквівалентну масу) простої речовини обчислюють за формулами:

$$E = \frac{1}{V} \text{ моль, } E_m = \frac{M}{V} \text{ г/моль,}$$

де V – валентність хімічного елемента, M – маса моля атомів елемента.

Наприклад, молярна маса еквівалента сульфуру в H_2S і SO_2 , відповідно, $E_m = \frac{32}{2} = 16 \text{ г/моль}$, $E_m = \frac{32}{4} = 8 \text{ г/моль}$, а молярна маса еквівалента хлору, сульфуру, нітрогену, карбону у сполуках HCl , H_2S , NH_3 , CH_4 дорівнює 35,45; 16; 4,67; 3 г/моль, відповідно.

Еквівалентом складної речовини називають таку її кількість, яка взаємодіє без залишку з одним еквівалентом гідрогену або з одним еквівалентом будь-якої іншої речовини.

Правила обчислення молярних мас еквівалента складних речовин

Для обчислення молярної маси еквівалента кислоти треба її молярну масу поділити на основність кислоти (кількість атомів гідрогену, що бере участь у реакції):

$$E_{\text{кислоти}} = \frac{M_{\text{к-ти}}}{n(H^+)},$$

$$E_m(HCl) = \frac{M_{HCl}}{1} = \frac{36,5}{1} = 36,5 \text{ г/моль,}$$

$$E_m(H_2SO_4) = \frac{M_{H_2SO_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль,}$$

$$E_m(H_3PO_4) = \frac{M_{H_3PO_4}}{3} = \frac{98}{3} = 32,6 \text{ г/моль.}$$

Для обчислення молярної маси еквівалента основи треба її молярну масу поділити на кислотність основи (кількість груп OH^- , що беруть участь у реакції)

$$E_{\text{основи}} = \frac{M_{\text{основи}}}{n(OH^-)},$$

$$E_m(NaOH) = \frac{M_{NaOH}}{1} = \frac{40}{1} = 40 \text{ г/моль,}$$

$$E_m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{M_{\text{Ca}(\text{OH})_2}}{2} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль} ,$$

$$E_m(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{M_{\text{Al}(\text{OH})_3}}{3} = \frac{78}{3} = 26 \text{ г/моль} .$$

Для обчислення молярної маси еквівалента солі треба її молярну масу поділити на добуток кількості атомів металу та валентності металу

$$E_{\text{солі}} = \frac{M_{\text{солі}}}{n(\text{Me}^{m+})V(\text{Me})} .$$

Для обчислення молярної маси еквівалента оксиду треба його молярну масу поділити на добуток кількості атомів елементу та валентності елементу

$$E_{\text{оксиду}} = \frac{M_{\text{оксиду}}}{n \cdot V} ,$$

$$E_m(\text{Cr}_2\text{O}_3) = \frac{M_{\text{Cr}_2\text{O}_3}}{2 \cdot 3} = \frac{152}{6} = 25,3 \text{ г/моль} .$$

У разі обчислення еквівалента та еквівалентної маси кислих солей слід враховувати, що незаміщені на катіон атоми водню кислоти складають аніон. Наприклад, еквівалент та еквівалентна маса кальцій гідрофосфату CaHPO_4 дорівнює:

$$E_m(\text{CaHPO}_4) = \frac{M_{\text{CaHPO}_4}}{2} = \frac{136}{2} = 68 \text{ г/моль} .$$

У разі обчислення еквівалента та еквівалентної маси основних солей враховують, що гідроксогрупи входять до складу катіона. Наприклад, еквівалент та еквівалентна маса цинку гідросульфату $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$ дорівнює:

$$E_m((\text{ZnOH})_2\text{SO}_4) = \frac{M_{(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4}}{1 \cdot 2} = \frac{260}{2} = 130 \text{ г/моль} .$$

У даному випадку, обчислюючи еквівалент та еквівалентну масу сульфату гідроксоцинку, у знаменнику записують добуток заряду катіона і число частинок, що складають катіон.

Закон еквівалентів: хімічні елементи і їх сполуки взаємодіють одне з одним у кількостях, пропорційних їх еквівалентам (маси реагентів прямо пропорційні масам їх еквівалентів або речовини реагують в еквівалентних кількостях):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_{m1}}{E_{m2}},$$

де m_1 та m_2 – маси реагуючих речовин; E_{m1} та E_{m2} – еквівалентні маси цих речовин.

Якщо в реакції беруть участь газуваті речовини, то користуються поняттям про молярний об'єм еквівалента (V_E), тобто об'єм, який займає за заданих умов один еквівалент газуватої речовини.

За нормальних умов молярний об'єм еквівалента Гідрогену дорівнює 11,2 л, а молярний об'єм еквівалента Оксигену – 5,6 л.

$E_m(O_2) = 8$ г/моль, $M(O_2) = 32$ г/моль, $V_m(O)$ за норм. умов – 22,4 л

$$\begin{array}{rcl} 32 \text{ г/моль} \text{ кисню займають об'єм} & - & 22,4 \text{ л} \\ 8 \text{ г/моль} & & - \quad x \text{ л} \end{array}$$

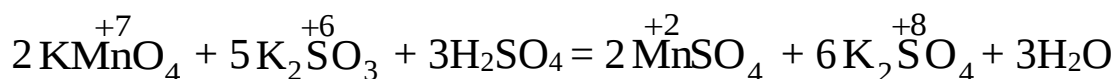
$$x = \frac{22,4 \cdot 8}{32} = 5,6 \text{ л}$$

Якщо одна з речовин є газоподібною, у формулі закону еквівалентів замість її маси можна використовувати об'єм (н.у.) та еквівалентний об'єм

$$\frac{m}{V} = \frac{E_m}{V_E}.$$

Молярну масу еквівалента речовини, яка бере участь в окисно-відновній реакції, визначають як результат ділення молярної маси цієї речовини на кількість електронів, що втрачаються або приєднуються відновником та окисником.

Наприклад, молярна маса еквівалента калій перманганату в реакції



$$E_m = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5} = \frac{158}{5} = 31,6 \text{ г/моль},$$

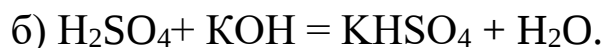
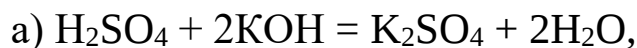
$$E_m = \frac{K_2\text{SO}_3}{2} = \frac{158,2}{2} = 79,1 \text{ г/моль}.$$

Для елементів і для хімічних сполук характерні різні значення еквівалентів та молярних мас еквівалентів залежно від реакції, що відбувається.

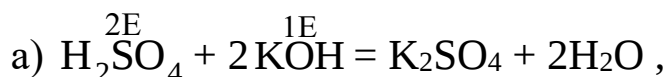
Приклади розв'язання задач

Приклад 1

Визначити молярні маси еквівалентів H_2SO_4 в реакціях:



Розв'язання:

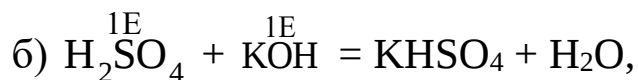


$$E_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль},$$

$$E_m(\text{KOH}) = \frac{M}{1}, \quad M(\text{KOH}) = 1 \cdot E_m.$$

Згідно з рівнянням реакції KOH взаємодіє у кількості $2E$ (враховуємо стехіометричний коефіцієнт). Згідно із законом еквівалентів: речовини реагують в еквівалентних кількостях, тобто 2 еквівалента KOH будуть взаємодіяти з 2 еквівалентами H_2SO_4 , таким чином

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 E_m, \quad E_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль},$$



$$E_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{1} = 98 \text{ г/моль},$$

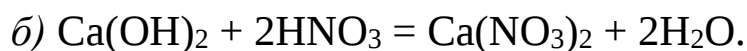
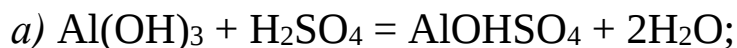
$$E_m(\text{KOH}) = \frac{M}{1}, \quad M(\text{KOH}) = 1 \cdot E_m$$

1 еквівалент KOH взаємодіє з 1 еквівалентом H_2SO_4

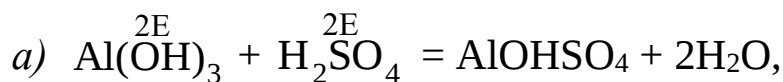
$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 E_m, \quad E_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M}{1} = \frac{98}{1} = 98 \text{ г/моль}.$$

Приклад 2

Визначити молярні маси еквівалентів основ в реакціях:



Розв'язання:

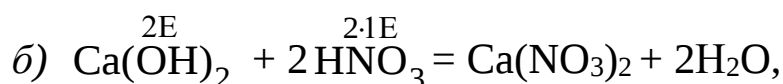


$$E_m(\text{Al(OH)}_3) = \frac{81}{2} = 40,5 \text{ г/моль},$$

$$E_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}, \quad M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2E_m$$

Враховуючи, що речовини реагують в еквівалентних кількостях, то 2 еквівалента H_2SO_4 будуть взаємодіяти з 2 еквівалентами Al(OH)_3 , таким чином

$$M(\text{Al(OH)}_3) = 2 E_m, \quad E_m(\text{Al(OH)}_3) = \frac{M}{2} = \frac{81}{2} = 40,5 \text{ г/моль},$$



$$E_m(\text{Ca(OH)}_2) = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль},$$

$$E_m(\text{HNO}_3) = \frac{M}{1}, \quad M(\text{HNO}_3) = 1 \cdot E_m$$

Враховуючи стехіометричні коефіцієнти, 2 еквіваленти HNO_3 взаємодіють з 2 еквівалентами Ca(OH)_2

$$M(\text{Ca(OH)}_2) = 2 \cdot E_m, \quad E_m(\text{Ca(OH)}_2) = \frac{M}{2} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль}.$$

Приклад 3

Метал утворює два хлориди із вмістом хлору 37,45 і 54,51 %, відповідно. Обчислити еквіваленти металу у кожній сполуці, прийнявши молярну масу еквівалента хлору рівною 35,5.

Дано:	Розв'язання:
$\omega_1(\text{Cl}) = 37,45 \%$	Прийmemo масу хлориду металу за 100 г, $m_1(\text{Cl}) = 37,45 \text{ г}$ $m_1(\text{Me}) = 100 - 37,45 = 62,55 \text{ г}$ $m_2(\text{Cl}) = 54,51 \text{ г}$; $m_2(\text{Me}) = 100 - 54,51 = 45,49 \text{ г}$ згідно із законом еквівалентів
$\omega_2(\text{Cl}) = 54,51 \%$	
$E_m(\text{Cl}) = 35,5 \text{ г/моль}$	
$m_1(\text{Me}) = ?$	
$m_2(\text{Me}) = ?$	

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_{m1}}{E_{m2}} \quad \frac{m_{Me}}{m_{Cl}} = \frac{E_{m(Me)}}{E_{m(Cl)}}$$

$$E_{m1}(Me) = \frac{m_{Me1} \cdot E_{mCl}}{m_{Cl}} = \frac{62,55 \cdot 35,5}{37,45} = 59,3 \text{ г/моль}$$

$$E_{m2}(Me) = \frac{m_{Me2} \cdot E_{mCl}}{m_{Cl}} = \frac{49,45 \cdot 35,5}{54,51} = 31,55 \text{ г/моль}$$

Відповідь: $E_{m1}(Me) = 59,3 \text{ г/моль}$, $E_{m2}(Me) = 31,55 \text{ г/моль}$.

Приклад 4

Для розчинення 16,8 г металу потрібно 14,7 г сульфатної кислоти. Визначити еквівалентну масу металу ($V_{Me} = 2$) та об'єм водню, що виділився (умови нормальні).

Дано:	Розв'язання:
$m(Me) = 16,8 \text{ г}$ $m(H_2SO_4) = 14,7 \text{ г}$ $V(H) = ?$ $E_m(Me) = ?$	$Me + H_2SO_4 \rightarrow MeSO_4 + H_2 \uparrow$ $\frac{m(Me)}{m(H_2SO_4)} = \frac{E_m(Me)}{E_m(H_2SO_4)}$ $E_m(Me) = \frac{m(Me) \cdot E_m(H_2SO_4)}{m(H_2SO_4)}$
	$E_m(H_2SO_4) = \frac{M(H_2SO_4)}{n(H^+)} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}$
	$E_m(Me) = \frac{16,8 \cdot 49}{14,7} = 56 \quad \frac{m(Me)}{V(H_2)} = \frac{E(Me)}{V_E(H_2)}$
	$V(H_2) = \frac{m(Me) \cdot V_E(H_2)}{E(Me)} = \frac{16,8 \cdot 11,2}{56} = 3,36 \text{ л}$
	$V_E(H) = 22,4/2 = 11,2 \text{ л.}$

Відповідь: $V_E(H) = 11,2 \text{ л.}$

Задачі для самостійного розв'язання

1. Тиск газу, що займає об'єм 3 л, дорівнює 200 кПа. Який буде тиск, якщо, не змінюючи температури, стиснути газ до об'єму в 1 л?
Відповідь: $P = 600$ кПа.
2. У закритому балоні міститься газ під тиском 500 кПа. Яку частину газу слід випустити з балону, щоб тиск у ньому знизився до 200 кПа? *Відповідь:* 60 %.
3. 200 мл газу, виміряних за нормальних умов, приведіть до стандартних умов.
Відповідь: $V = 218,315$ мл.
4. Тиск у посудині при $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ дорівнює $3 \cdot 10^5$ Па. Яким стане тиск, якщо температура знизиться до $-30\text{ }^{\circ}\text{C}$?
Відповідь: $P = 2,4 \cdot 10^5$ Па.
5. Балон наповнили газом за н.у. Яка частина газу залишиться, якщо при відкритому балоні температуру підвищити на $200\text{ }^{\circ}\text{C}$?
Відповідь: 0,577.
6. При $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ об'єм газу дорівнює 300 мл. При якій температурі об'єм подвоїться, якщо тиск сталий? *Відповідь:* $t = 323\text{ }^{\circ}\text{C}$.
7. При $4\text{ }^{\circ}\text{C}$ і 770 мм рт. ст. об'єм газу дорівнює 2 л. Який буде об'єм цього газу за н.у.?
Відповідь: $V = 1,92$ л.
8. Який об'єм повітря (вміст O_2 21 % за об'ємом), виміряний за н.у., витрачається на окиснення 200 л SO_2 , виміряного при $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ і 90 кПа? *Відповідь:* $V = 381$ л.
9. Змішали 20 л CF_4 і 25 л COF_2 . Розрахуйте склад газової суміші у відсотках за об'ємом.
Відповідь: 44,44 % CF_4 і 55,56 % COF_2 .
10. У посудину об'ємом 2 л введено 300 мл CO , 200 мл CO_2 і 250 мл HCl (об'єми газів виміряні при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ і 760 мм рт. ст.). Визначте парціальний тиск кожного газу, якщо температура у посудині
а) $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, б) $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. *Відповідь:* а) $P_{\text{CO}} = 114$ мм рт. ст., $P_{\text{CO}_2} = 76$ мм

рт. ст., $P_{\text{HCl}} = 95$ мм рт. ст.; б) $P_{\text{CO}} = 155$ мм рт. ст., $P_{\text{CO}_2} = 103,84$ мм рт. ст., $P_{\text{HCl}} = 129,80$ мм рт. ст.

11. Змішують $0,5 \text{ м}^3 \text{ CO}_2$, що перебуває під тиском 102 кПа , з $1 \text{ м}^3 \text{ HCl}$. Загальний об'єм суміші $1,5 \text{ м}^3$, а загальний тиск 94 кПа . Який був тиск узятото HCl ? *Відповідь:* $P = 90 \text{ кПа}$.
12. При 0°C у посудині об'ємом 15 м^3 міститься $0,9 \text{ кг O}_2$ і 7 кг F_2 . Визначте парціальний тиск F_2 і загальний тиск суміші.
Відповідь: $P_{\text{F}_2} = 27826,84 \text{ Па}$; $P = 32075,40 \text{ Па}$.
13. Який тиск у посудині об'ємом $5,6 \text{ л}$, що містить 1 г H_2 і $18,25 \text{ г HCl}$ при 10°C ? *Відповідь:* $P = 419446 \text{ Па}$.
14. Газ зібрали над водою при 21°C і 759 мм рт. ст. Об'єм газу дорівнює 300 мл . Який об'єм займатиме ця кількість газу за н.у. у сухому стані, якщо тиск водяної пари при 21°C дорівнює $18,65 \text{ мм рт. ст.}$? *Відповідь:* $V = 271 \text{ мл}$.
15. Маса 1 л амоніаку при 0°C і 101325 Па дорівнює $0,759$. Обчисліть молярну масу газу. *Відповідь:* $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}$.
16. Маса 1 л деякого газу за н.у. дорівнює $1,34 \text{ г}$, а маса 1 л кисню $1,43 \text{ г}$. Обчисліть молярну масу газу, виходячи: а) з його густини за киснем, б) з мольного об'єму.
Відповідь: $M(\text{газу}) = 30 \text{ г/моль}$.
17. Обчисліть масу виміряного за стандартних умов 1 л таких газів: а) хлору, б) азоту, в) амоніаку, г) оксиду сульфуру(IV), д) оксиду нітрогену(I), е) сірководню.
Відповідь: а) $m_{\text{Cl}_2} = 2,90 \text{ г}$; б) $m_{\text{N}_2} = 1,145 \text{ г}$; в) $m_{\text{NH}_3} = 0,695 \text{ г}$; г) $m_{\text{SO}_2} = 2,617 \text{ г}$; д) $m_{\text{N}_2\text{O}} = 1,80 \text{ г}$; е) $m_{\text{H}_2\text{S}} = 1,39 \text{ г}$.
18. Маса 1 л етилену (н.у.) дорівнює $1,25 \text{ г}$. Розрахуйте густину етилену за воднем і за повітрям.
Відповідь: $D_{\text{H}_2} = 14$; $D_{\text{пов.}} = 0,9655$.
19. Густина газу за воднем дорівнює 14 . Обчисліть масу $1,4 \text{ л}$ газу за н.у. *Відповідь:* $m = 1,75 \text{ г}$.
20. Який тиск у посудині об'ємом 30 л , що містить 20 г Cl_2 при 10°C ? *Відповідь:* $p = 2,2 \cdot 10^4 \text{ Па}$.

21. Обчисліть об'єм 4 кг водню за умови тиску 203 кПа і температури 60 °С. *Відповідь:* $V = 27,23 \text{ м}^3$.
22. Визначте масу хлору, що перебуває у посудині об'ємом 3 л при 30 °С і 200 кПа.
Відповідь: $m_{\text{Cl}_2} = 17 \text{ г}$.
23. Обчисліть молярну масу речовини, знаючи, що маса $0,8 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ його пари при 100 °С і тиску $0,8 \cdot 10^5 \text{ Па}$ дорівнює 1,57 г.
Відповідь: $M = 76 \text{ г/моль}$.
24. Газ, густина якого за повітрям 1,59, міститься у посудині об'ємом $0,03 \text{ м}^3$ під тиском $1,149 \cdot 10^5 \text{ Па}$ при температурі 30 °С. Визначте масу газу у цій посудині. *Відповідь:* $m = 63,2 \text{ г}$.
25. Вуглеводень містить 80 % карбону. Густина його пари за воднем становить 15. Визначте істинну формулу сполуки.
Відповідь: C_2H_6 .
26. Визначте молекулярні формули речовин, до складу яких входять гідроген, карбон і кисень у масових співвідношеннях: а) 1 : 3 : 4, б) 1 : 6 : 2, в) 1 : 6 : 8. Густина речовин у пароподібному стані за воднем відповідно дорівнює 16; 36 і 30.
Відповідь: а) CH_4O , б) $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$, в) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.
27. Визначте формулу гідратованого ванадій хлориду, до складу якого входять V, Cl, H і O у співвідношенні 34 : 71 : 8 : 64.
Відповідь: $\text{VCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
28. Три різні речовини мають однаковий склад: 85,71 % С і 14,29 % Н. За нормальних умов 1 л кожної речовини має масу 1,25; 1,875 і 2,50 г. Які формули цих речовин? *Відповідь:* C_2H_4 , C_3H_6 , C_4H_8 .
29. Розрахуйте молярну масу еквівалента кислоти, якщо 7,3 г кислоти містять 0,2 г гідрогену, що може бути заміщений на метал. *Відповідь:* $M(f_{\text{екв К-ти}}) = 36,5 \text{ г/моль}$.
30. Обчисліть молярну масу еквівалента сульфуру, знаючи, що 1 г її сполучається з 2,04 г цинку, молярна маса еквівалента якого 32,7 г/моль. *Відповідь:* $M(f_{\text{екв S}}) = 16 \text{ г/моль}$.

31. Скільки літрів водню (н.у.) виділиться при розчиненні у кислоті 0,5 г металу, молярна маса еквівалента якого дорівнює 32,7 г/моль?
Відповідь: $V = 0,17$ л.
32. При згорянні 5,5 г металу утворюється 7,9 г оксиду металу. Визначте молярну масу еквівалента металу.
Відповідь: $M(f_{\text{екв м-лу}}) = 18,33$ г/моль.
33. Молярна маса еквівалента металу у 13,5 разів більша, ніж молярна маса еквівалента кисню. Визначте масову частку (%) металу в оксиді. *Відповідь:* $\omega(\text{м-лу}) = 93,1$ %.
34. 0,1635 г цинку розчинили у розчині лугу. Водень, що виділився, має об'єм 67,5 мл при 20 °С і 90 кПа. Обчисліть молярну масу еквівалента цинку.
Відповідь: $M(f_{\text{екв Zn}}) = 32,68$ г/моль.
35. Скільки еквівалентів міститься у зазначеній масі простої речовини: а) 127 г йоду, б) 1 г кисню, в) 10 г водню.
Відповідь: а) $n_E = 1$; б) $n_E = 0,125$; в) $n_E = 10$.
36. Деякий елемент утворює водневу сполуку, в якій він тривалентний, а масова частка гідрогену становить 17,65 %. Розрахуйте відносну атомну масу елемента і складіть формулу даної водневої сполуки.
Відповідь: $M(f_{\text{екв NH}_3}) = 14$ г/моль.
37. Чому дорівнюють молярні маси еквівалентів нітрогену в його оксидах, що містять 30,43; 46,67; 63,64 % нітрогену?
Відповідь: 3; 5; 7; 14 г/моль.
38. На спалювання 5,05 г металу потрібно 1,12 л кисню (н.у.). Знайдіть молярну масу еквівалента цього металу. Який це метал, якщо його ступінь окиснення у добутому оксиді дорівнює 4?
Відповідь: $M(f_{\text{екв Ru}}) = 25,25$ г/моль.
39. При відновленні воднем оксиду металу, масою 1,51 г, утворюється вода масою 0,36 г. Обчисліть еквівалентну й атомну маси, якщо валентність металу дорівнює 4.
40. Масова частка (%) галогену в галогеніді металу дорівнює 64,5 %, а масова частка кисню в оксиді цього ж металу дорівнює 15,4 %. Визначте еквівалентну масу галогену.

41. Визначте еквівалентну масу елементу, якщо при відновленні його оксиду масою 1,3 г алюмінієм одержали алюміній оксид масою 1,02 г. Масова частка кисню в алюміній оксиді дорівнює 47 %.
42. На утворення оксиду металу(II) масою 0,97 г витрачено 0,1 г кисню, а на взаємодію такої ж маси цього металу з хлором – 0,14 л хлору (н.у.). Розрахуйте еквівалентну масу хлору і відносну атомну масу металу.
43. При відновленні воднем оксиду металу масою 0,91 г до металу добули воду масою 0,45 г. Обчисліть еквівалентну й атомну маси, якщо валентність металу дорівнює 5.
44. Калій масою 1,0 г вступає у реакцію взаємодії з хлором масою 0,91 г, а також з бромом масою 2,044 г. Знайдіть еквівалентні маси калію і броду, якщо еквівалентна маса хлору дорівнює 35,5.
45. Метал масою 1,2 г витісняє з розчину солі інший метал масою 6,5 г. Добутий метал розчиняють в кислоті, при цьому виділяється водень масою 0,1 г). Знайдіть еквівалентну масу першого металу.
46. Визначте еквівалентні маси металу і сульфур, якщо в реакціях взаємодії металу масою 3,24 г з киснем добули оксид масою 3,48 г, а при взаємодії цього же металу з сіркою добули сульфід масою 3,72 г.
47. Обчисліть масу магнію, яка необхідна для добування такого ж об'єму водню, який добули при взаємодії 54 г алюмінію з кислотою. Еквівалентна маса алюмінію дорівнює 9 г/моль, а магнію – 12 г/моль.
48. При відновленні манган(IV) оксиду масою 1,305 г алюмінієм було добуто манган масою 0,825 г. Визначте еквівалентну й атомну маси мангану.
49. Масова частка аргентуму(I) в оксиді дорівнює 93,03 %, а масова частка аргентуму(I) в йодиді 45,95 %. Розрахуйте еквівалентну масу йоду.

50. При відновленні воднем станум(IV) оксиду масою 1,168 г було добуто воду масою 0,279 г. Обчисліть еквівалентну масу стануму і відносну атомну масу, якщо валентність металу дорівнює 4.
51. Визначте еквівалентні маси основи, кислоти та солі у таких реакціях:
- $$\text{Ca(OH)}_2 + \text{HCl} = \text{CaOHCl} + \text{H}_2\text{O},$$
- $$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O},$$
- $$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O},$$
- $$\text{HNO}_3 + \text{KOH} = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O},$$
- $$\text{H}_2\text{S} + \text{KOH} = \text{KHS} + \text{H}_2\text{O},$$
- $$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaHPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O},$$
- $$\text{H}_2\text{TiO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{TiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O},$$
- $$\text{Ti(OH)}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ti(SO}_4)_2 + 4\text{H}_2\text{O}.$$
52. Визначте молярні маси еквівалентів реагентів у таких реакціях:
- $$\text{Mg(OH)}_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl} = \text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O},$$
- $$\text{Be(OH)}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Be(OH)}_4],$$
- $$2\text{NaAlSiO}_4 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{SiO}_2 + 4\text{H}_2\text{O},$$
- $$\text{Na}_3[\text{CrF}_6] + 3\text{H}[\text{BF}_4] = \text{CrF}_3 + 3\text{Na}[\text{BF}_4] + 3\text{HF},$$
- $$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O},$$
- $$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_3\text{PO}_4 = 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$$

Питання для самоконтролю

1. На яких законах засновано рівняння приведення об'єму газів до нормальних умов?
2. Що таке парціальний тиск газу в суміші? Сформулюйте закон парціальних тисків. Від чого залежить парціальний тиск газу, який знаходиться в суміші з іншими газами?
3. Що показує відносна густина газу? Як перейти від відносної густини газу за киснем до відносної густини газу за воднем?
4. Дайте визначення відносної молекулярної маси, моля та молярної маси. Як виражають кількість речовини?

5. В яких випадках для обчислення молярної маси газу використовують рівняння Менделєєва-Клапейрона? У чому полягає фізичне значення газової сталої?
6. Які експериментальні дані необхідні для обчислення молярної маси газу або пари?
7. Дайте визначення хімічному еквіваленту, еквівалентної маси та сформулюйте закон еквівалентів. Яке практичне значення має закон еквівалентів?
8. Обчисліть еквівалент нітрогену в таких оксидах: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 .
9. Розрахуйте еквівалентний об'єм водню, кисню, хлору (за н.у.). В яких випадках можна використовувати цю величину?
10. Дайте визначення еквіваленту складної речовини. Як можна розрахувати еквівалент оксиду, гідроксиду, кислоти, солі двома способами (за формулами сполук та як суму еквівалентів складових частин складних сполук)?
11. Обчислити еквіваленти наступних складних речовин двома способами: Fe_2O_3 , N_2O , $Cr(OH)_3$, H_3PO_4 , $Al_2(SO_4)_3$.

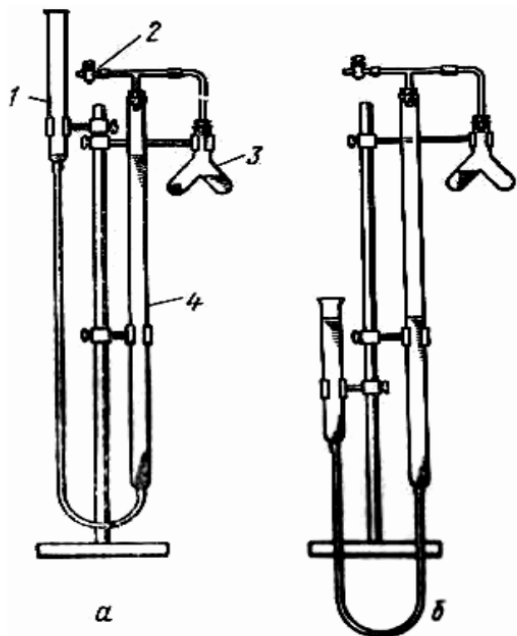
Лабораторна робота

Визначення еквівалентної маси цинку методом витіснення

Метод оснований на вимірюванні об'єму водню, який виділяється внаслідок взаємодії металу з надлишком кислоти.

1. Для виконання досліду необхідно зібрати прилад, який складається з декількох частин: бюретки на 50 мл (4), двоколінної пробірки Оствальда (3), відкритої трубки, яка служить сосудом для зрівнювання (1), скляного крану (2). Бюретка та зрівнювальна трубка з'єднані каучуковою трубкою і містять стільки води, щоб в умовах однакових рівнів води в кожній трубці меніск у бюретці знаходився на нульовій поділці. Прилад закріпіть на штативі Мора держаками та затискувачами.

2. Зважте на аналітичних терезах невелику гранулу металу



*Прилад для вимірювання об'єму газу,
що виділяється:*

- а) до початку досліду;
б) після завершення досліду.*

($\approx 0,1-0,11\text{г}$).

Від'єднайте реакційну двоколінну пробірку Оствальда від приладу, в одне з колін внесіть зважену гранулу цинку, а в друге – піпеткою 3-4 мл розчину хлоридної кислоти з масовою часткою 24 %.

3. Приєднайте двоколінну пробірку до приладу. Приведіть тиск у бюретці до атмосферного (вода в бюретці та зрівнювальній трубці повинна бути на одному рівні, у бюретці – на нульовій поділці).

4. Перевірте герметичність установки. Для цього щільно вставте пробки, закрийте кран (2) та опустіть зрівнювальну трубку на 10-15 см. Якщо прилад герметичний, то рівень води в бюретці трохи знизиться, а потім залишиться без зміни.

5. Вивільнивши двоколінну пробірку з лапки штативу, прилийте кислоту до цинку та закріпіть пробірку. Спостерігайте за перебігом реакції, періодично опускаючи зрівнювальну трубку, щоб рівні води в ній і в бюретці приблизно були однакові, при цьому тиск газу всередині приладу буде близьким до атмосферного. Коли реакція закінчиться (як це визначити?), дайте пробірці охолонути до кімнатної температури, після чого приведіть тиск до атмосферного (зрівняти рівні води в трубці і бюретці) та визначте об'єм водню, що виділився. Запишіть рівняння реакції, дані досліду та розрахунків.

Результати експерименту:

1. Маса цинку – m , г ;
2. Об'єм виділеного водню – V_{H_2} , мл ;
3. Температура – t , °С ;
4. Атмосферний тиск – $P_{\text{бар}}$, кПа ;
5. Тиск насиченої водяної пари – $P_{\text{вод.пари}}$, кПа .

За одержаними експериментальними даними обчисліть еквівалентну масу цинку. Для цього:

- 1) приведіть об'єм виділеного водню до нормальних умов ($t = 0$ °С, $P = 101,325$ кПа)

$$V_0 = \frac{(P_{\text{бар}} - P_{\text{вод.пари}}) \cdot \Delta V \cdot 273}{101,325 \cdot (273 + t_{H_2O})} , \text{ мл} ;$$

- 2) використовуючи еквівалентний об'єм водню ($E_{V(H_2)} = 11,2$ л/моль $= 11200$ мл/моль) розрахуйте еквівалентну масу цинку (практичну)

$$\frac{m_{Zn}}{V_0} = \frac{M_{\text{екв. Zn}}}{E_{V(H_2)}} , \quad M_{\text{екв. Zn}} = \frac{m_{Zn} \cdot E_{V(H_2)}}{V_0} ;$$

- 3) обчисліть теоретичне значення еквівалентної маси цинку

$$M_{\text{екв. Zn}} (\text{теор}) = \frac{65,38}{2} = 32,69 \text{ г/моль} ;$$

- 4) розрахуйте відносну помилку досліду (%)

$$W = \frac{M_{\text{екв. Zn}} (\text{теор}) - M_{\text{екв. Zn}} (\text{практ})}{M_{\text{екв. Zn}} (\text{теор})} \cdot 100\% ;$$

- 5) зробіть аналіз причин помилки.

2. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА

Енергетика хімічних перетворень. Ізохорні та ізобарні процеси. Тепловий ефект реакції. Перший закон термодинаміки. Внутрішня енергія. Ентальпія. Закон Гесса. Термохімічні рівняння та розрахунки. Визначення різних видів ентальпії (фазового перетворення, утворення, розкладу, згоряння та дисоціації речовин, реакції нейтралізації, осадження та гідрогенізації).

Основні положення і поняття

Усі речовини мають певний запас внутрішньої (прихованої) енергії, значну частину якої становить енергія хімічних зв'язків. Перетворення речовин супроводжується розривом одних зв'язків та утворенням інших, що, як правило, приводить до виділення чи поглинання енергії. Енергія виділяється, якщо сумарна внутрішня енергія продуктів реакції менша, ніж реагентів, або поглинається – при зворотному співвідношенні. Енергетичні зміни протягом реакції найчастіше виявляються у виділенні чи поглинанні теплоти. Реакції, що відбуваються з виділенням теплоти, називають **екзотермічними**, а з поглинанням теплоти – **ендотермічними**.

Тепловий ефект хімічної реакції (ΔH_r)^a – це кількість теплоти, яка виділяється чи поглинається при утворенні чи перетворенні певної кількості (як правило, 1 моль) речовини. Він залежить від температури, а якщо в реакції беруть участь гази, то часто і від тиску.

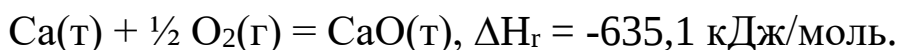
Для спрощення розв'язування багатьох теоретичних та прикладних термохімічних задач уведено так звані стандартні умови: температура 25 °C (або 298 K) та тиск 101,3 кПа. Тепловий ефект реакцій, що відповідає стандартним умовам, позначається як ΔH_r° (298 K). Надалі, коли йтиметься про такі умови, температура (298 K) не вказуватиметься.

^a – індекс «r» означає «реакція» (reaction)

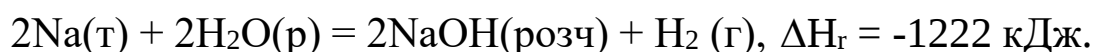
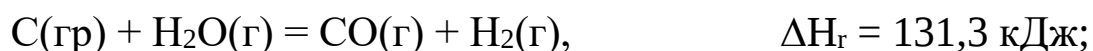
Важливою термодинамічною характеристикою хімічної сполуки є її **ентальпія утворення** (ΔH_f)^б (для стандартних умов ΔH_f°) – кількість теплоти, що виділяється чи поглинається при утворенні 1 моль сполуки із простих речовин. Якщо елемент утворює кілька простих речовин чи існують кілька поліморфних модифікацій простої речовини, то вибирають серед них найстійкішу за даних умов. Зрозуміло, що для останньої $\Delta H_f = 0$.

Значення ентальпій утворення сполук за стандартних умов можна знайти в довідковій літературі. Так, стандартна ентальпія утворення оксиду кальцію $\Delta H_f^\circ(\text{CaO})$ становить -635,1 кДж/моль. Це означає, що при утворенні 56 г (1 моль) оксиду кальцію внаслідок реакції між 40 г (1 моль) кальцію та 16 г кисню (0,5 моль O_2) при температурі 25 °С та тиску 101,3 кПа виділяється 635,1 кДж теплоти. Ця реакція екзотермічна, її тепловий ефект записують із знаком мінус (теплова енергія виділяється, тобто втрачається реакційною системою). Для ендотермічної реакції значення теплового ефекту додатне і його записують із знаком плюс.

Тепловий ефект можна вказувати безпосередньо разом із рівнянням реакції. Відповідний запис називається **термохімічним рівнянням**. У ньому можуть бути і дробові коефіцієнти. Наприклад^в,



Тепловий ефект реакції залежить від агрегатного стану речовин (для твердих кристалічних речовин – від поліморфної модифікації). Тому в термохімічних рівняннях вказують відповідні відомості про реагенти та продукти:



Обчислення теплових ефектів реакцій, в тому числі й тих, які за реальних умов не відбуваються, а також розрахунки термохімічних

^б – індекс «f» означає «утворення» (formation)

^в Тут і далі (т) означає тверда речовина, (р) – рідка речовина, (г) – газ, (розч) – розчинена речовина, (гр) – графіт.

характеристик речовин проводять на підставі термохімічних законів, що є наслідками закону збереження енергії.

Перший закон термохімії (Лавуазьє-Лапласа). Розклад сполуки на прості речовини супроводжується зміною ентальпії (ΔH_d), що дорівнює (але з протилежним знаком) зміні ентальпії при утворенні цієї сполуки із тих самих простих речовин, тобто

$$\Delta H_d = - \Delta H_f.$$

Другий закон термохімії (закон Гесса) встановлює, що тепловий ефект реакції не залежить від шляху її перебігу (тобто від числа проміжних стадій та їх послідовності), а залежить лише від початкового і кінцевого станів речовин (реагентів та продуктів).

Важливий наслідок термохімічних законів формулюється так: тепловий ефект реакції дорівнює різниці між алгебраїчною сумою теплот утворення продуктів та такою самою сумою для реагентів. Водночас кожне значення теплоти утворення множимо на кількість речовини продукту чи реагенту (в молях), вказану коефіцієнтом у рівнянні реакції. Застосування цього спрощує розв'язування багатьох задач. Наприклад, тепловий ефект реакції:



за умови, що значення теплоти утворення NO дорівнює 90 кДж/моль, а N_2O – 82 кДж/моль), можна розрахувати так:

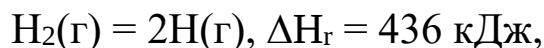
$$\Delta H_f = 2\Delta H_f (\text{N}_2\text{O}) - 4\Delta H_f (\text{NO}) = (2 \cdot 82) - (4 \cdot 90) = -196 \text{ кДж}.$$

Крім теплот утворення існують інші термохімічні характеристики речовин, такі, наприклад, як теплота розчинення (тепловий ефект процесу розчинення 1 моль речовини у достатній кількості розчинника), теплота згоряння (тепловий ефект реакції 1 моль речовини з надлишком кисню). Розрахунки за участю цих величин здійснюють аналогічно.

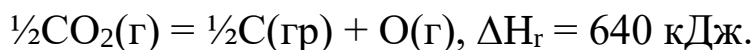
Розпадання молекул на атоми супроводжується енергетичним ефектом – відбувається поглинання теплоти. Величина цього ефекту характеризує міцність (енергію) зв'язків між атомами.

Енергію хімічного зв'язку визначають за кількістю теплоти, що поглинається при розриванні $6,02 \cdot 10^{23}$ зв'язків («1 моль» зв'язків), що

відбувається у газовій фазі. Так, енергія зв'язку Н–Н відповідає тепловому ефекту такого процесу:



а енергія зв'язку С=О:



У термохімічних розрахунках часто використовують значення теплот утворення іонів, енергії кристалічних ґраток іонних сполук. Ентальпію утворення іона визначають тепловим ефектом процесу перетворення простої речовини в 1 моль відповідних іонів. Енергія кристалічної ґратки – величина, що дорівнює кількості теплоти, яка виділяється при утворенні 1 моль кристалічної іонної сполуки із іонів в газоподібному стані.

Хімічні реакції можуть здійснюватися в різних умовах. При проведенні їх у замкненому (сталому) об'ємі зміна внутрішньої енергії речовин дорівнює тепловому ефекту реакції^г. Найчастіше реакції проводять у відкритому реакційному просторі (при сталому тиску). У цьому випадку внаслідок хімічного перетворення може змінюватися об'єм і виконуватися так звана робота розширення. Якщо система не буде виконувати жодної іншої роботи, то загальна енергетична зміна складатиметься із зміни внутрішньої енергії речовин та роботи розширення. Ця величина називається **змінною ентальпії**. Зміна ентальпії відповідає тепловому ефекту хімічного перетворення, здійсненого при сталому тиску. Тому зміну ентальпії та тепловий ефект часто позначають однаково – ΔH . Зауважимо, що робота розширення набагато менша за тепловий ефект, і нею будемо нехтувати.

Якщо хімічна реакція є екзотермічною, то вона здебільшого відбувається самовільно і досить бурхливо. Отже, зменшення внутрішньої енергії для реакційної системи є сприятливою умовою. Однак тепловий ефект реакції сам собою не може бути мірою хімічної спорідненості, визначати рушійну силу реакції, оскільки

^г За відсутності виділення чи поглинання інших видів енергії, крім теплової

відомі ендотермічні реакції, що за певних умов також здійснюються самовільно. В останньому випадку визначальною є друга тенденція – досягнення реакційною системою найбільш ймовірного стану, тобто стану, що реалізується найбільшим числом способів (мікростанів). Кожний мікростан речовини характеризується певним взаємним розташуванням атомів, молекул, іонів. Чим більше число мікростанів є можливим, тим вища неупорядкованість речовини. Мірою неупорядкованості є **ентропія** S (за стандартних умов – S°). Ентропія відноситься до 1 моль речовини і виражається у Дж/(моль·К).

Серед трьох агрегатних станів речовини твердий стан має найменшу ентропію (найбільш упорядкований), а газоподібний – найбільшу ентропію (найменш упорядкований). Значення ентропії неоднакові для різних поліморфних модифікацій кристалічної речовини.

Зміна ентропії у ході реакції дорівнює різниці між сумою ентропій продуктів та сумою ентропій вихідних речовин з урахуванням їх стану та стехіометричних коефіцієнтів.

Отже, для визначення можливості перебігу реакції треба враховувати як ентальпійний, так і ентропійний фактори. У термодинаміці існує функція, що називається **енергією Гіббса**, складовими якої є ентальпія та ентропія:

$$G = H - TS.$$

Зміну енергії Гіббса для ізобарно-ізотермічних процесів, тобто таких, які відбуваються при сталих температурі та тиску, розраховують за формулою:

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

Хімічні реакції можуть відбуватися самовільно у напрямі, що відповідає зменшенню енергії Гіббса в системі ($\Delta G < 0$). Такий висновок узгоджується з обома тенденціями, що сприяють реакції: $\Delta H < 0$ та $\Delta S > 0$. Якщо $\Delta H > 0$, а $\Delta S < 0$, то реакція не відбувається за будь-яких температур, оскільки ΔG завжди буде додатна. Реакції, для яких $\Delta H > 0$, а $\Delta S > 0$ або $\Delta H < 0$, а $\Delta S < 0$, можливі, але за певних температурних умов. У першому випадку ΔG буде від'ємною при

досить високому значенні T , у другому – при досить низькому значенні.

Вираз для зміни енергії Гіббса за стандартних умов запишемо так:

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - 298\Delta S^{\circ}.$$

У довідниках поряд із такими термодинамічними характеристиками речовин, як ΔH_f° та S° , часто наведено значення ΔG_f° . Останні є зміною енергій Гіббса в реакціях утворення сполук із простих речовин за стандартних умов і можуть бути розраховані за формулою

$$\Delta G_f^{\circ} = \Delta H_f^{\circ} - 298\Delta S^{\circ}.$$

Якщо ΔG_f° для деякої речовини – величина додатна, то таку речовину не можна добути із простих речовин за стандартних умов, а якщо $\Delta G_f^{\circ} < 0$, то відповідна реакція за таких умов можлива.

Оскільки значення енергії Гіббса та ентальпії наводять у кілоДжоулях на моль, а ентропії – у Дж/(моль·К), то для узгодження одиниць вимірювання при розрахунках ΔG слід зменшити ентропійний член рівняння у 1000 разів:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S/1000.$$

Вираз для енергії Гіббса використовують також для визначення температури, вище чи нижче якої реакцію можна здійснити. Якщо залежностями ентальпії та ентропії від температури знехтувати, то для таких розрахунків можна взяти стандартні значення ентальпії та ентропії.

Хімічні реакції мають не тільки енергетичні, а й кінетичні характеристики. Серед останніх найважливішими є швидкість реакції, залежність швидкості реакції від різних факторів, механізм перебігу реакції.

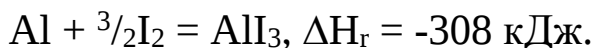
Приклади розв'язання задач

Приклад 1

Під час реакції алюмінію з йодом виділилося 77 кДж теплоти. Які маси речовин прореагували? Ентальпія утворення алюміній йодиду дорівнює -308 кДж/моль. Залежністю теплового ефекту реакції від температури знехтувати.

Розв'язання:

Записуємо термохімічне рівняння:



Складаємо пропорції та розв'язуємо їх:

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}; M(\text{I}_2) = 254 \text{ г/моль};$$

27 г Al (3·127 г I₂) реагують з виділенням 308 кДж теплоти;

$$x \text{ г Al (} y \text{ г I}_2) \text{ — } 77 \text{ кДж};$$

$$x = 6,75 \text{ г}; y = 95,25 \text{ г.}$$

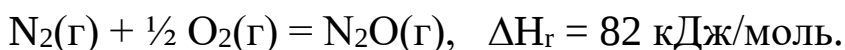
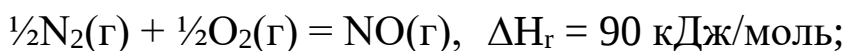
Відповідь: Прореагувало 6,75 г алюмінію та 95,25 г йоду.

Приклад 2

Обчисліть тепловий ефект реакції



використовуючи такі термохімічні дані:

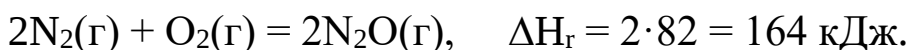


Розв'язання:

Припускаємо, що реакцію з невідомим тепловим ефектом можна провести по стадіях. Спочатку розкладаємо 4 моль NO на кисень та азот:

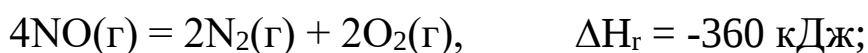


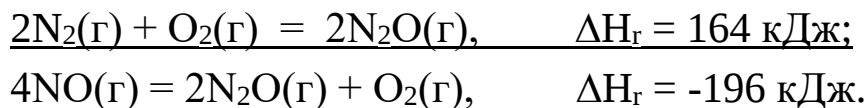
а потім синтезуємо з азоту та кисню 2 моль N₂O:



Зауважимо, що $\Delta H_f(\text{O}_2) = 0$.

Провівши алгебраїчне додавання термохімічних рівнянь, що відповідають двом гіпотетичним стадіям перетворення, дістанемо:





Відповідь: $\Delta H_{\text{г}} = -196 \text{ кДж}$.

Цю задачу можна використати для ілюстрації важливого наслідку термохімічного закону (Гесса), застосування якого спрощує розв'язування багатьох задач:

Тепловий ефект реакції: $4\text{NO}(\text{г}) = 2\text{N}_2\text{O}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$ можна розрахувати так:

$$\Delta H_{\text{г}} = 2 \Delta H_{\text{ф}}(\text{N}_2\text{O}) - 4 \Delta H_{\text{ф}}(\text{NO}) = 2 \cdot 82 - (4 \cdot 90) = -196 \text{ кДж}.$$

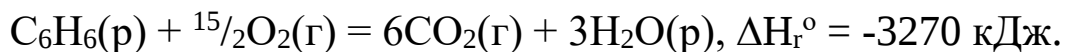
Зауважимо, що $\Delta H_{\text{ф}}(\text{O}_2) = 0$.

Приклад 3

Стандартна теплота згоряння бензолу до рідкої води дорівнює – 3270 кДж/моль. Використовуючи стандартні ентальпії утворення води та вуглекислого газу, обчисліть ентальпію утворення бензолу за стандартних умов.

Розв'язання:

Складаємо термохімічне рівняння реакції бензолу з киснем:



Виражаємо тепловий ефект реакції через ентальпії утворення реагентів та продуктів:

$$\Delta H_{\text{ф}}^{\circ}[\text{CO}_2(\text{г})] + 3\Delta H_{\text{ф}}^{\circ}[\text{H}_2\text{O}(\text{р})] - \Delta H_{\text{ф}}^{\circ}[\text{C}_6\text{H}_6(\text{р})].$$

Розраховуємо ентальпію утворення бензолу:

$$\Delta H_{\text{ф}}^{\circ}[\text{C}_6\text{H}_6(\text{р})] = 6 \cdot (-393,5) + 3 \cdot (-285,8) + 3270 = 51,6 \text{ кДж/моль}.$$

Відповідь: За стандартних умов $\Delta H_{\text{ф}}^{\circ}[\text{C}_6\text{H}_6(\text{р})] = 51,6 \text{ кДж/моль}$.

Приклад 4

Обчисліть енергію зв'язку О–Н в молекулі води, якщо $\Delta H_{\text{ф}}^{\circ}[\text{H}_2\text{O}(\text{г})] = -241,8 \text{ кДж/моль}$, а енергії зв'язків Н–Н та О=О дорівнюють відповідно 436 та 493,5 кДж/моль.

Розв'язання:

Оскільки кожна молекула води має два зв'язки О–Н, то енергія цього зв'язку відповідає тепловому ефекту розщеплення $1/2$ моль води на атоми (атомізація $1/2$ моль води):

$$\frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \frac{1}{2}\text{H}_2(\text{г}) + \frac{1}{4}\text{O}_2(\text{г}), \quad \Delta H_{\text{г}}^{\circ} = (\frac{1}{2}) \cdot 241,8 = 120,9 \text{ кДж};$$

$$\frac{1}{2}\text{H}_2(\text{г}) = \text{H}(\text{г}), \quad \Delta H_{\text{г}}^{\circ} = (\frac{1}{2}) \cdot 436 = 218 \text{ кДж};$$

$$\frac{1}{4}\text{O}_2(\text{г}) = \frac{1}{2}\text{O}(\text{г}), \quad \Delta H_{\text{г}}^{\circ} = (\frac{1}{4}) \cdot 493,6 = 123,4 \text{ кДж}.$$

Склавши три рівняння та значення теплових ефектів, дістанемо:

$$\frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{H}(\text{г}) + \frac{1}{2}\text{O}(\text{г}), \quad \Delta H_{\text{г}}^{\circ} = 120,9 + 218 + 123,4 = 462,3 \text{ кДж}.$$

Відповідь: В молекулі води $\Delta H_{\text{г}}^{\circ}(\text{O-H}) = 462,3 \text{ кДж/моль}$.

Приклад 5

Обчисліть зміну ентропії за стандартних умов для такої реакції:
 $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{р})$, використавши дані, вміщені у додатку.

Розв'язання:

$$\begin{aligned} \Delta S_{\text{г}}^{\circ} &= 2S^{\circ}[\text{H}_2\text{O}(\text{р})] + S^{\circ}[\text{CO}_2(\text{г})] - S^{\circ}[\text{CH}_4(\text{г})] - 2S^{\circ}[\text{O}_2(\text{г})] = \\ &= 2 \cdot 70,1 + 213,7 - 186,3 - 2 \cdot 205,0 = -242,4 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}. \end{aligned}$$

Відповідь: $\Delta S_{\text{г}}^{\circ} = -242,4 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$.

Приклад 6

Обчисліть стандартну енергію Гіббса для амоніаку (або зміну енергії Гіббса в реакції утворення амоніаку з простих речовин за стандартних умов), використовуючи наведені в додатку відповідні значення $\Delta H_{\text{г}}^{\circ}$ та S° . Чи можливий синтез амоніаку за стандартних умов?

Розв'язання:

$$\begin{aligned} \frac{1}{2}\text{N}_2(\text{г}) + \frac{3}{2}\text{H}_2(\text{г}) &= \text{NH}_3(\text{г}), \quad \Delta G_{\text{г}}^{\circ}[\text{NH}_3(\text{г})] = \Delta H_{\text{г}}^{\circ}[\text{NH}_3(\text{г})] - \\ &- 298 \cdot \{S^{\circ}[\text{NH}_3(\text{г})] - \frac{1}{2}S^{\circ}[\text{N}_2(\text{г})] - \frac{3}{2}S^{\circ}[\text{H}_2(\text{г})]\} : 1000 = \\ &= -46,2 - 0,298 \cdot (192,6 - 0,5 \cdot 191,5 - 1,5 \cdot 130,5) = -16,7 \text{ кДж/моль}. \end{aligned}$$

Відповідь: $\Delta G_{\text{г}}^{\circ}[\text{NH}_3(\text{г})] = -16,7 \text{ кДж/моль} < 0$, тобто синтез амоніаку за стандартних умов можливий.

Приклад 7

Обчисліть температуру, вище якої починається розкладання кальцій карбонату, вважаючи, що ентальпія та ентропія не залежать від температури.

Розв'язання:

Записуємо рівняння реакції розкладання кальцій карбонату:



Розраховуємо ΔG_f :

$$\begin{aligned} \Delta G_f &= \Delta H_f^\circ[\text{CaO}(\text{т})] + \Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{г})] - \Delta H_f^\circ[\text{CaCO}_3(\text{т})] - \\ &- 0,001T(S^\circ[\text{CaO}(\text{т})] + S^\circ[\text{CO}_2(\text{г})] - S^\circ[\text{CaCO}_3(\text{т})]) = -635,1 - 393,5 \\ &+ \\ &+ 1206,8 - 0,001T(38,1 + 213,7 - 91,7) = 178,2 - 0,1601T. \end{aligned}$$

При $\Delta G_f = 0$ система знаходиться у стані рівноваги, тобто ні пряма, ні зворотна реакції не домінують. Знаходимо температуру, що відповідає стану рівноваги:

$$\Delta G_f^\circ = 0 = 178,2 - 0,1601T; T = 1113 \text{ К}.$$

При $\Delta G_f < 0$. Отже, розкладання карбонату кальцію почнеться при температурі, вищій за 1113 К (840 °С).

Відповідь: $T > 1113 \text{ К (840 °С)}$.

Задачі для самостійного розв'язання

1. Обчисліть стандартну ентальпію утворення бензолу C_6H_6 (р), якщо теплоти згоряння водню, вуглецю та бензолу відповідно дорівнюють: -285,4, -393,51, -3267,7 кДж/моль.

Відповідь: 49,12 кДж.

2. Визначте стандартну ентальпію утворення сірковуглецю CS_2 , якщо відомо, що



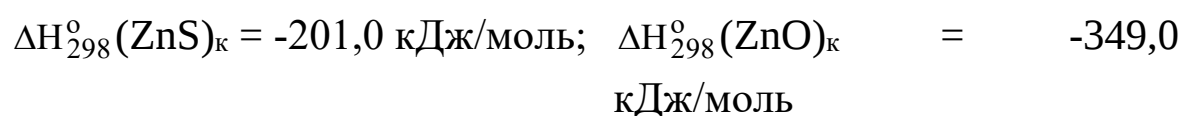
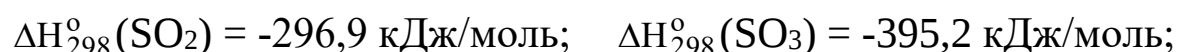
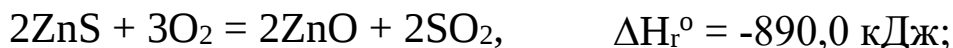
$$\Delta H^\circ\text{SO}_2 = -296,9 \text{ кДж/моль}; \Delta H^\circ\text{CO}_2 = -393,51 \text{ кДж/моль}.$$

Відповідь: 87,69 кДж/моль.

3. При взаємодії 5 г металевого натрію з водою виділяється 40,25 кДж ентальпії, а при взаємодії 10 г оксиду натрію з водою виділяється 36,46 кДж ентальпії. Обчисліть $\Delta H_{298} \text{Na}_2\text{O}$.

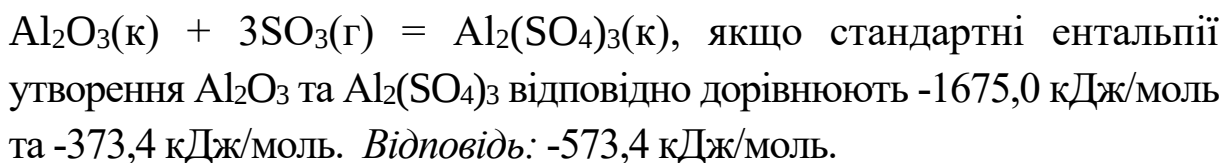
Відповідь: -430608 кДж/моль.

4. Обчисліть $\Delta H_{298}^\circ(\text{ZnSO}_4)$, якщо відомо, що



Відповідь: -978,3 кДж/моль.

5. Обчисліть тепловий ефект реакції



6. Визначте кількість теплоти, яка виділяється при взаємодії 50 г фосфорного ангідриду з водою за реакцією $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_3$, якщо теплові ефекти реакцій дорівнюють:



Відповідь: -45,77 кДж.

7. Знайдіть ентальпію згоряння алмазу, якщо стандартна теплота згоряння графіту дорівнює -393,51 кДж/моль, а теплота фазового перетворення $\text{C}_{\text{граф}} \rightarrow \text{C}_{\text{алм}}$ дорівнює 1,88 кДж/моль.

Відповідь: -395,89 кДж/моль.

8. Визначте ентальпію розчинення KCl у воді, якщо при розчиненні 25 г KCl в 1 л води температура знизилась на 1,5°. Питома теплоємність добутого розчину дорівнює 4,18 Дж/(г·К).

Відповідь: 18,7 кДж.

9. При розчиненні 4,0 г CuSO_4 в 0,2 л води температура збільшилась на 2°. Обчисліть ентальпію гідратації CuSO_4 , якщо теплота

розчинення $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ дорівнює $-11,72$ кДж/моль. Питома теплоємність розчину дорівнює $4,18$ Дж/(г·К).

Відповідь: $-78,44$ кДж/моль.

10. Теплота гідратації Na_2SO_3 дорівнює $58,16$ кДж/моль. Обчисліть ентальпію розчинення Na_2SO_3 у воді, якщо при розчиненні 1 моль $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ в 800 моль води поглинається $46,86$ кДж теплоти.

Відповідь: $-11,3$ кДж/моль.

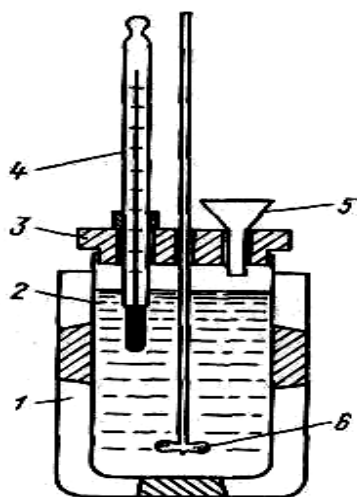
Питання для самоконтролю

1. Що називають внутрішньою енергією? Від чого вона залежить? Чи можна визначити повну внутрішню енергію?
2. Що зветься тепловим ефектом реакції? В яких випадках хімічна реакція супроводжується виділенням енергії (екзотермічний процес), а в яких – поглинанням енергії (ендотермічна реакція)?
3. Чому дорівнює зміна внутрішньої енергії в процесі хімічного перетворення та від чого вона залежить?
4. Які процеси називають ізохорними та ізобарними? Чому дорівнюють зміна внутрішньої енергії (ΔU), ентальпії (ΔH); як вони пов'язані між собою?
5. Що називається ентальпією? Дайте визначення ентальпії процесів гідратації, розчинення, нейтралізації. Як експериментально визначають ці величини?
6. Які закони лежать в основі розрахунків теплових ефектів? Які рівняння хімічних реакцій називають термохімічними?

Лабораторна робота

Визначення ентальпії реакції

Дослід 1. *Визначення сталої калориметра*



1. Зберіть прилад, який складається з калориметричного стакана (2), вставленого в інший стакан (1), між якими прокладено теплоізоляційний матеріал. Калориметричний стакан має кришку (3), у яку через отвори вставлені термометр (4), лійка (5) для внесення речовин у стакан і мішалка (6).

2. В калориметр налейте дистильовану воду об'ємом 100 мл і перемішайте мішалкою.

3. Налийте в хімічний стакан дистильовану воду об'ємом 50 мл і нагрійте приблизно до 90 °С.

4. Коли температура нагрітої в стакані води буде близькою до заданої (~90 °), зафіксуйте початкову температуру води у калориметрі (T_1) з точністю до 0,01° термометром з робочим інтервалом 0-50 °С.

5. Потім термометром з робочим інтервалом 50-100 °С з точністю до 0,01° вимірте і запишіть температуру гарячої води (T_2).

6. Швидко, без розбризкування, долийте гарячу воду в калориметр і слідкуйте за підвищенням температури, зафіксуйте максимальну температуру води в калориметрі (T_3).

Складіть рівняння теплового балансу, права частина якого – кількість тепла, відданого гарячою водою, а ліва частина – кількість тепла, прийнятого калориметром і холодною водою в ньому:

$$K \cdot (T_2 - T_1) + m_1 \cdot C \cdot (T_3 - T_1) = m_2 \cdot C \cdot (T_2 - T_1),$$

де K – стала калориметра (Дж/град); T_1 – початкова температура води у калориметрі; T_2 – температура гарячої води; T_3 – максимальна температура, зафіксована у калориметрі після вливання в нього гарячої води; m_1 – маса холодної води, яка залита у калориметр; C –

питома теплоємність води, Дж/г·град; m_2 – маса гарячої води.

7. Розрахуйте сталу калориметра. Дослід повторіть ще два рази та розрахуйте середню величину сталої калориметра.

Результати досліду запишіть в таблицю:

№ досліду	m_1 , г	m_2 , г	T_1 , °C	T_2 , °C	T_3 , °C	K , Дж/град
1						
2						
3						

Дослід 2. Визначення ентальпії реакції нейтралізації

1. Підготуйте по 100 мл розчинів лугу та кислоти концентрацією 0,5 екв.мас./л.

2. Налийте в калориметр розчин лугу, перемішайте мішалкою та виміряйте температуру з точністю до 0,01 °C ($T_{\text{л}}$).

3. В сухий стакан налейте розчин кислоти та виміряйте температуру з точністю до 0,01 °C ($T_{\text{к}}$).

4. Розчин кислоти влийте через лійку в калориметр, перемішайте мішалкою та зафіксуйте максимальну температуру розчину в калориметрі (T_2). Кількість тепла, виділеного при реакції, розрахуйте за формулою:

$$q = m \cdot C \cdot (T_2 - T_1) + K \cdot (T_2 - T_1),$$

де m – маса залитих розчинів; C – питома теплоємність розчину (прирівнюється до питомої теплоємності води – 4,184 Дж/г·град); T_1 – середня температура вихідних розчинів до реакції, $T_1 = (T_{\text{к}} + T_{\text{л}})/2$; T_2 – максимальна температура, зафіксована в калориметрі після зливання розчинів; K – стала калориметра.

Результати досліду запишіть в таблицю :

V_K , мл	V_L , мл	$V_{p-ну}$, мл	T_K , °C	T_L , °C	T_1 , °C	T_2 , °C	q , Дж

5. Розрахуйте ентальпію реакції нейтралізації $\Delta H_{\text{нейтр}}$ (кДж/моль) і порівняйте її з табличними даними.

- Поясніть, чому реакції нейтралізації йдуть самодовільно? Чи всі реакції нейтралізації екзотермічні?

3. ШВИДКІСТЬ ТА МЕХАНІЗМИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Середня та миттєва швидкість реакції. Поняття про механізм реакцій. Прості та складні реакції. Чинники, що впливають на швидкість хімічних реакцій у гомогенних та гетерогенних системах. Закон дії мас. Константа швидкості хімічної реакції, її фізичний зміст. Порядок та молекулярність реакції. Рівняння константи швидкості реакції першого порядку.

Залежність швидкості реакції від температури (рівняння Арреніуса та правило Вант-Гоффа

Закон дії мас

Швидкість хімічної реакції характеризує інтенсивність хімічного процесу, тобто число елементарних актів взаємодії або розкладання за одиницю часу або в одиниці об'єму або на одиницю поверхні.

Для гомогенних процесів, що відбуваються без зміни об'єму, швидкість хімічної реакції визначають як зміну концентрації реагуючих речовин або продуктів реакції за одиницю часу.

Цю залежність виражає **закон дії мас** К. Гульдберга і П. Вааге (1867 р.): *швидкість хімічної реакції при сталій температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, які дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам, що стоять перед формулами відповідних речовин у рівнянні реакції.*

У загальному вигляді для реакції $aA + bB + dD + \dots$ закон дії мас можна записати так:

$$V = kC_A^a C_B^b C_D^d,$$

де C_A , C_B , C_D – концентрації речовин А та В, моль/л; k – коефіцієнт пропорційності, для кожної реакції при постійній температурі він є сталою величиною, яку називають константою швидкості реакції. Константа швидкості залежить від природи реагуючих речовин і температури. Чим більша константа швидкості, тим більша швидкість перебігу реакції.

Швидкість хімічних реакцій здебільшого зростає з підвищенням температури. Залежність швидкості хімічних реакцій від температури

виражають **правилом Вант-Гоффа** (1884 р.): *при підвищенні температури системи на кожні 10 градусів швидкість реакцій зростає в 2-4 рази.*

Правило Вант-Гоффа виражають співвідношенням:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

V_{t_1} – швидкості реакцій відповідно при початковій t_1 та кінцевій t_2 температурах; γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції, що вказує, у скільки разів зростає швидкість даної реакції в разі підвищення температури системи на кожні 10 градусів.

Оскільки концентрація не залежить від температури, то вплив нагрівання на швидкість реакції в основному визначається збільшенням константи швидкості k . У зв'язку з цим залежність швидкості реакції від температури виражають через відношення константи швидкості (при $t^\circ + 10^\circ$) до константи швидкості тієї ж реакції при t° :

$$\gamma = \frac{k_{(t^\circ + 10^\circ)}}{k_{t^\circ}}.$$

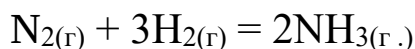
Градуси за шкалою Кельвіна і шкалою Цельсія мають однакові абсолютні значення, але різну початкову точку: 0 К відповідає - 273,15 °С. Значення температурного коефіцієнта γ відповідно до правила Вант-Гоффа найчастіше лежать в межах 2-4, але відомо багато реакцій, де цей коефіцієнт менший за 2 або більший за 4.

Правило Вант-Гофа є наближеним, температурний коефіцієнт можна вважати більш-менш сталим тільки у вузькому інтервалі температур. Точніше зміст залежності швидкості реакції від температури передають за допомогою рівняння Арреніуса.

Приклади розв'язання задач

Приклад 1

Визначити, як зміниться швидкість реакції синтезу амоніаку:



У разі: а) збільшення концентрації реагентів у 3 рази;

б) зниження тиску в реакційній суміші в 2 рази.

Розв'язання:

а) збільшення концентрації реагентів:

запишемо кінетичне рівняння реакції:

$$V_1 = kC_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3$$

запишемо кінетичне рівняння реакції після збільшення концентрації N_2 та H_2 у 3 рази:

$$V_2 = k \cdot 3C_{\text{N}_2} \cdot (3C_{\text{H}_2})^3 = k \cdot 3 \cdot C_{\text{N}_2} \cdot 27 \cdot C_{\text{H}_2}^3 = 81 k \cdot C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3$$

Відношення швидкостей дорівнює: $\frac{V_2}{V_1} = 81$.

б) зниження тиску в реакційній суміші:

концентрації газуватих речовин пропорційні тиску: у разі зниження тиску в 2 рази концентрації газуватих речовин також зменшуються у 2 рази. Тож, якщо до зміни тиску концентрації N_2 і H_2 були рівні, C_{N_2}

та C_{H_2} , то після зниження тиску в 2 рази, вони дорівнюють $\frac{C_{\text{N}_2}}{2}$ та

$\frac{C_{\text{H}_2}}{2}$. Швидкості реакції до і після зміни тиску дорівнюють:

$$V_1 = kC_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3,$$

$$V_2 = k \frac{C_{\text{N}_2}}{2} \left(\frac{C_{\text{H}_2}}{2} \right)^3 = k \frac{C_{\text{N}_2}}{2} \frac{C_{\text{H}_2}^3}{8} = \frac{1}{16} kC_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3$$

Відповідь: у разі а) збільшення концентрацій реагентів у 3 рази, швидкість реакції збільшується у 81 раз; б) зниження тиску в реакційній суміші удвічі, швидкість реакції зменшується у 16 разів.

Приклад 2

Вихідні концентрації CO та Cl₂ у реакції CO_(г) + Cl_{2(г)} ↔ COCl_{2(г)} дорівнюють 0,3 та 0,2 моль/л, відповідно. Визначати, у скільки разів збільшиться швидкість наведеної реакції, якщо концентрацію CO збільшити до 0,6 моль/л, а концентрацію Cl₂ до 1,2 моль/л?

Дано:	Розв'язання:
C _{1вих} (CO) = 0,3 моль/л; C _{1вих} (Cl ₂) = 0,2 моль/л; C _{2вих} (CO) = 0,6 моль/л; C _{2вих} (Cl ₂) = 1,2 моль/л	CO _(г) + Cl _{2(г)} ↔ COCl _{2(г)} V ₁ = k ₁ C _{CO} C _{Cl₂} ; V ₂ = k ₂ C _{CO} C _{Cl₂} ; $\frac{V_2}{V_1} = \frac{k_2 C_{CO} C_{Cl_2}}{k_1 C_{CO} C_{Cl_2}} = \frac{0,6 \cdot 1,2}{0,3 \cdot 0,2} = 12.$
V ₂ /V ₁ = ?	

Відповідь: швидкість реакції збільшиться у 12 разів.

Приклад 3

Константа швидкості реакції 2 A + B = C при C_A = 6 моль/л, C_B = 5 моль/л дорівнює 0,5 моль/л·с. Визначити швидкість наведеної реакції. Як зміниться швидкість реакції, коли в реакційній суміші залишиться 45 % речовини B?

Дано:	Розв'язання:
C _A = 6 моль/л; C _B = 5 моль/л; ω _B = 45 %	2 A + B = C Згідно із законом дії мас V = k C _A ² C _B 1) обчислюємо початкову швидкість реакції
V ₁ = ? V ₂ = ?	V ₁ = 0,5 · 6 ² · 5 = 90,0 моль/л·с

2) Через деякий час після початку реакції в суміші залишиться 45 % речовини B, тобто концентрація речовини B буде дорівнювати

$$C_B = 5 \cdot 0,45 = 2,25 \text{ моль/л,}$$

і це означає, що концентрація речовини B зменшилась на 5 – 2,25 = 2,75 моль/л.

За рівнянням реакції, речовини A та B взаємодіють у співвідношенні 2:1, отже, концентрація речовини A зменшиться на

$2,75 \cdot 2 = 5,5$ моль/л і буде дорівнювати

$$C_A = 6 - 5,5 = 0,5 \text{ моль/л};$$

$$V_2 = 0,5 \cdot (0,5)^2 \cdot 2,25 = 0,28 \text{ моль/л}\cdot\text{с}.$$

Відповідь: $V_1 = 90,0$ моль/л·с, $V_2 = 0,28$ моль/л·с, швидкість реакції зменшиться.

Приклад 4

У разі підвищення температури на 20°C швидкість реакції збільшилась в 9 разів. Чому дорівнює температурний коефіцієнт цієї реакції та у скільки разів збільшиться її швидкість за умови підвищення температури на 30°C та на 100°C ?

Дано:	Розв'язання:
$V_2/V_1 = 9$ $\Delta t_1 = 20^\circ\text{C}$ $\Delta t_2 = 30^\circ\text{C}$ $\Delta t_3 = 100^\circ\text{C}$	Правило Вант-Гоффа $V_2/V_1 = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$; Знаходимо температурний коефіцієнт $V_2/V_1 = \gamma^{\frac{20}{10}}$; $9 = \gamma^{\frac{20}{10}}$; $9 = \gamma^2$; $\gamma = \sqrt{9} = 3$.
$\gamma = ?$ $V_2/V_1 = ?$	Знаходимо, у скільки разів збільшиться швидкість реакцій у разі підвищення температури на 30°C :
	$V_2/V_1 = 3^{\frac{30}{10}}$; $V_2/V_1 = 3^3$; $V_2/V_1 = 27$; на 100°C : $V_2/V_1 = 3^{\frac{100}{10}}$; $V_2/V_1 = 3^{10} = 59049$.

Відповідь: $\gamma = 3$, швидкість реакції збільшиться у 27 та 59049 разів, відповідно.

Задачі для самостійного розв'язання

1. Знайти значення константи швидкості реакції $A + B \rightarrow AB$, якщо при концентраціях речовин А та В 0,05 і 0,01 моль/л, відповідно, швидкість реакції дорівнює $5 \cdot 10^{-5}$ моль/л·хв.

Відповідь: 0,1 л/моль·хв.

2. Початкові концентрації речовин в реакції $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$ складали (моль/л): $C(\text{CO}) = 0,05$; $C(\text{H}_2\text{O}) = 0,06$; $C(\text{CO}_2) = 0,4$;

$C(\text{H}_2) = 0,2$. Визначте концентрації всіх речовин, що беруть участь у реакції після того, як прореагувало 60 % H_2O .

Відповідь (моль/л): $C(\text{CO}) = 0,24$; $C(\text{O}_2) = 0,14$; $C(\text{CO}_2) = 0,76$; $C(\text{H}_2) = 0,56$.

3. Визначити, як зміниться швидкість реакції: $2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{SO}_{3(\text{r})}$ у разі: а) зменшення концентрації реагентів у 2 рази; б) підвищення тиску в 3 рази.

4. У скільки разів зміниться швидкість реакції $\text{CO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{r})}$, якщо тиск в системі зменшити в 3 рази?

5. В системі $\text{CO}_{(\text{r})} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$ концентрацію CO збільшили від 0,3 до 1,2 моль/л, а концентрацію Cl_2 – від 0,2 до 0,6 моль/л. У скільки разів зростає швидкість прямої реакції?

Відповідь: у 12 разів.

6. Обчислити, як зміниться швидкість реакції, температурний коефіцієнт якої дорівнює 2, у разі: а) підвищення температури на 30°C ; б) зниження температури від 70°C до 20°C .

Відповідь: а) збільшиться у 8 разів; б) зменшиться у 32 рази.

7. У скільки разів збільшиться швидкість реакції, якщо температуру підвищити на 40°C ($\gamma = 3$)?

8. На скільки градусів потрібно знизити температуру, щоб швидкість реакції зменшилася у 27 разів, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3?

Відповідь: на 30°C .

9. Чому дорівнює температурний коефіцієнт реакції, якщо при підвищенні температури на 40°C швидкість її збільшується у 256 разів? *Відповідь*: $\gamma = 4$.

10. Температурний коефіцієнт швидкості деякої реакції складає 2,3. У скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції, якщо підвищити температуру на 25°C ?

Відповідь: у 8 разів.

11. Внаслідок збільшення температури на 30°C швидкість реакції збільшилася у 27 разів. Обчислити температурний коефіцієнт реакції. У скільки разів зміниться швидкість реакції, якщо

температура в ході реакції змінилася від 25 °С до 55 °С, а температурний коефіцієнт становить 2?

Питання для самоконтролю

1. Що таке швидкість хімічної реакції, від яких чинників вона залежить і в яких одиницях її виражають?
2. В чому полягає різниця між істиною та середньою швидкістю хімічної реакції?
3. Сформулюйте закон дії мас. Який фізичний зміст константи швидкості реакції?
4. Якою є форма запису рівнянь швидкості реакції? Написати кінетичні рівняння для реакції:
а) розкладання нітроген(V) оксиду; *б)* окиснення нітроген(II) оксиду; *в)* взаємодії феруму з хлором.
5. Що характеризує константа швидкості хімічної реакції? Який її фізичний зміст та від яких факторів вона залежить?
6. Дайте визначення, що таке порядок та молекулярність реакції.
7. Навести приклади реакцій нульового, першого і другого порядку, вказати їх молекулярність.
8. Що таке період напіврозпаду речовини і як його визначити?
9. Чому у більшості випадків швидкість реакції збільшується у разі підвищення температури?
10. Сформулюйте та надайте математичну форму запису правила Вант-Гоффа.
11. Що таке температурний коефіцієнт швидкості реакції?
12. Збільшення швидкості реакції з підвищенням температури, викликається головним чином: *а)* збільшенням середньої кінетичної енергії молекул; *б)* зростанням числа активних молекул; *в)* зростанням числа зіткнень?

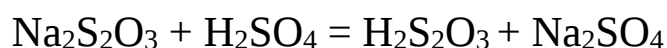
Лабораторна робота

Вивчення залежності швидкості хімічних реакцій від різних чинників

Вплив концентрації й температури на швидкість хімічної реакції зручно вивчати на прикладі реакції розкладання тиосульфатної кислоти



$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ утворюється під дією сильніших кислот на її солі. Наприклад, під дією сульфатної кислоти на сіль натрій тиосульфату реакція практично повністю відбувається за рівнянням



Сіль $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ досить стійка і в розчині не розкладається, кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ нестійка і швидкість її розкладання залежить від концентрації цієї кислоти.

Дослід 1. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації

У досліді визначається час утворення опалесценції (каламуті), обумовленої утворенням сульфуру внаслідок реакції:



1. Приготуйте три розчини натрій тиосульфату різних концентрацій. Для цього у три сухі пробірки внесіть:

1 пробірка		2 пробірка		3 пробірка	
0,01 М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	0,01 М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	0,01 М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O
4 краплі	8 крапель	8 крапель	4 краплі	12 крапель	-

у першу - 4 краплі 0,01 М розчину натрій тиосульфату та 8 крапель води,

у другу - 8 крапель 0,01 М розчину натрій тиосульфату та 4 краплі води,

у третю - 12 крапель 0,01 М розчину натрій тиосульфату.

2. У першу пробірку додайте 1 краплю 2 н розчину сульфатної кислоти, одночасно включіть секундомір. Виміряйте час від моменту додавання кислоти до появи у розчині помітної опалесценції. Аналогічно проведіть досліди з другою та третьою пробірками.

3. Заповніть таблицю:

№ пробірки	Концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, відносні одиниці	Час перебігу реакції, с	$V = \frac{1}{\tau}, \text{с}^{-1}$
1	1/3 (4 краплі)		
2	2/3 (8 крапель)		
3	1 (12 крапель)		

4. Накресліть графік залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин. На осі абсцис відкладіть концентрації натрій тіосульфату, на осі ординат — відповідні їм швидкості у відносних одиницях

$$V = \frac{1}{\tau}, \text{с}^{-1}, \quad \text{де } \tau \text{ — час перебігу реакції.}$$

Зробіть висновок про залежність швидкості реакції від концентрації.

Дослід 2. Вплив температури на швидкість реакції

1. У три пробірки внесіть по 10 крапель 1 н розчину натрій тіосульфату. Вставте їх в отвори кришки стакана з водою. Виміряйте температуру води та додайте в одну з пробірок 1 краплю 2 н розчину сульфатної кислоти. Виміряйте час до появи у розчині помітної опалесценції.

2. Додайте гарячої води в стакан до підвищення температури на 10 °С. Через декілька хвилин у другу пробірку додайте 1 краплю 2 н розчину сульфатної кислоти. Замірте час перебігу реакції.

3. Підвищить температуру води ще на 10 °С. Аналогічно проведіть дослід у третій пробірці.

4. Побудуйте графік залежності швидкості реакції від температури та зробіть відповідний висновок.

4. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Оборотні і необоротні хімічні реакції та стан хімічної рівноваги. Кількісна характеристика стану хімічної рівноваги.

Константа хімічної рівноваги та її зв'язок зі стандартною зміною енергії Гіббса. Принцип Ле Шательє-Брауна.

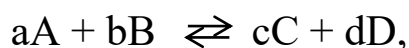
Основні поняття і положення

Хімічні реакції бувають *необоротні* та *оборотні*. **Необоротні реакції** відбуваються доти, доки не витратиться одна з реагуючих речовин, тобто до кінця. **Оборотні реакції** відбуваються не до кінця, при цьому жодна з реагуючих речовин не витрачається повністю. Оборотні реакції відбуваються як у прямому, так і у протилежному напрямках.

У рівняннях оборотних реакцій замість знака дорівнює ставлять протилежно напрямлені *стрілки*. Більшість хімічних реакцій належить до оборотних.

Стан оборотних реакції, при якому швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної реакції, називається **хімічною рівновагою**.

Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є її константа. Для реакції:



згідно з законом дії мас, швидкості прямої V_1 та зворотної V_2 реакцій виражають рівняннями:

$$V_1 = k_{\text{пр}}[A]^a[B]^b,$$

$$V_2 = k_{\text{звор}}[C]^c[D]^d.$$

У стані рівноваги швидкості прямої та зворотної реакцій однакові, тобто $V_1 = V_2$

$$k_{\text{прям}} [A]^a[B]^b = k_{\text{звор}} [C]^c[D]^d ,$$

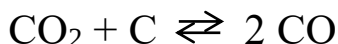
$$K = k_{\text{прям}} / k_{\text{звор}} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} .$$

Отже, в момент встановлення хімічної рівноваги відношення добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції до добутку

рівноважних концентрацій вихідних речовин є сталою величиною. Ця величина називається **константою хімічної рівноваги**.

Рівноважні концентрації – це концентрації, що встановлюються в стані хімічної рівноваги.

Для гетерогенних реакцій у вираз константи рівноваги, аналогічно виразу закону дії мас, входять концентрації тільки тих речовин, які перебувають у газовій або рідкій фазі. Тому для реакції



вираз константи хімічної рівноваги запишеться так: $K = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$.

Константа хімічної рівноваги визначає глибину перебігу процесу в момент досягнення стану рівноваги. Чим більша величина K , тим повніше взаємодіють речовини. Повнота перебігу процесу залежить від концентрації реагентів. Величина константи хімічної рівноваги залежить від природи реагуючих речовин, температури і не залежить від тиску (в разі не дуже високого його значення), концентрації реагуючих речовин і продуктів реакції та від наявності або відсутності домішок.

Зміщення (зсув) хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє

Хімічна рівновага є динамічною рівновагою і залежить від зовнішніх умов, зміна яких впливає на швидкості прямої і зворотної реакцій.

Перехід реакційної системи з одного стану рівноваги в інший називають **зміщенням (зсувом) хімічної рівноваги**

Напрямок зміщення рівноваги визначається за принципом, який був сформульований французьким вченим А.Л. Ле Шательє (1884 р.): *якщо на рівноважну систему впливають іззовні, то рівновага зміщується у бік тієї реакції (прямої або зворотної), яка зменшує цей вплив.*

Найважливішими зовнішніми чинниками, які можуть призводити до зміщення хімічної рівноваги, є: а) концентрації реагентів; б) температура; в) тиск.

Вплив концентрації на стан рівноваги

Додавання в систему однієї з вихідних речовин спричинює зміщення рівноваги вправо, а додавання продуктів реакції – вліво.

Вплив змін умов на стан хімічної рівноваги

Зміни умов		Напрямок зміщення рівноваги
Концентрація вихідних речовин	↑ підвищення	Рівновага зміщується в бік продуктів реакції
	↓ зниження	Рівновага зміщується в бік вихідних речовин
Температура	↑ підвищення	Рівновага зміщується в бік ендотермічної реакції ($Q < 0$; $\Delta H > 0$)
	↓ зниження	Рівновага зміщується в бік екзотермічної реакції ($Q > 0$; $\Delta H < 0$)
Тиск	↑ підвищення	Рівновага зміщується в бік зменшення об'єму системи, тобто в бік зменшення числа молекул газів.
	↓ зниження	Рівновага зміщується в бік збільшення об'єму системи, тобто в бік збільшення числа молекул газів.

Вплив тиску на стан рівноваги

Для газових систем на стан хімічної рівноваги впливає тиск, оскільки зі збільшенням тиску зростає концентрація газових компонентів у даній системі.

Реакції, що супроводжуються зменшенням об'єму, легше йдуть при підвищеному тиску. Підвищення тиску зумовлює зміщення хімічної рівноваги в напрямку процесу, який супроводжується зменшенням об'єму, а зниження тиску – викликає зміщення рівноваги у протилежний бік.

В разі підвищення тиску рівновага зміщується в бік зменшення числа молекул газів, тобто в бік зниження тиску, а в разі зниження тиску – в бік збільшення числа молекул газів, тобто в бік підвищення тиску.

Вплив температури на стан рівноваги

Вплив температури на хімічну рівновагу пов'язаний з тим, що екзотермічна та ендотермічна реакції неоднаково чутливі до температури. Згідно з принципом Ле Шательє, у разі підвищення температури системи (нагрівання), рівновага зміщується в бік процесу, який супроводжується поглинанням теплоти, тобто в бік ендотермічної реакції

У разі зниження температури рівновага зміщується в бік того процесу, який супроводжується виділенням теплоти, тобто в бік екзотермічної реакції. Отже, нагрівання сприяє перебігу ендотермічного, а охолодження – екзотермічного процесу.

Таким чином, підвищення температури зміщує рівновагу в бік ендотермічної реакції, а зниження – в бік екзотермічної реакції.

Приклади розв'язання задач

Приклад 1

Визначте константу рівноваги реакції $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Cl}_{2(г)}$, якщо рівноважні концентрації дорівнюють (моль/л): $[\text{Cl}_2] = 0,04$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,20$; $[\text{HCl}] = 0,08$; $[\text{O}_2] = 0,10$.

Дано:	Розв'язання:
$[\text{Cl}_2] = 0,04$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,20$ моль/л; $[\text{HCl}] = 0,08$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,10$ моль/л	$4 \text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2 \text{Cl}_{2(г)}$, $K_p = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 [\text{O}_2]} = \frac{[0,2]^2 \cdot [0,04]^2}{[0,08]^4 \cdot [0,1]} =$ $= \frac{0,04 \cdot 0,0016}{0,00004 \cdot 0,1} = 1,6 \cdot 10^3$
$K_p = ?$	

Відповідь: $K_p = 1,6 \cdot 10^3$.

Приклад 2

Реакція перебігає за рівнянням $A + B \leftrightarrow 2 C$. Визначити рівноважні концентрації реагуючих речовин, якщо вихідні концентрації речовин А та В дорівнюють 0,5 і 0,7 моль/л, відповідно, а константа рівноваги становить 50.

Дано:	Розв'язання:			
$C_{\text{вих}}(A) = 0,5 \text{ моль/л}$ $C_{\text{вих}}(B) = 0,7 \text{ моль/л}$ $K_p = 50$	$K_p = \frac{[C]^2}{[A][B]}$			
		[A]	[B]	2[C]
[A], [B] = ?	Вихідні концентрації	0,5	0,7	-
	Прореагувало молей	x	x	-
	Утворилось продуктів реакції	-	-	2x
	Рівноважні концентрації	0,5 – x	0,7 – x	2x

$$K_p = \frac{(2x)^2}{(0,5-x)(0,7-x)} = 50$$

$$\frac{4x^2}{0,35 - 0,5x - 0,7x + x^2} = 50 ;$$

$$4x^2 = 17,5 - 60x^2 + 50x^2;$$

$$4x^2 - 17,5 + 60x^2 - 50x^2 = 0 ;$$

$$-46x^2 + 60x - 17,5 = 0 ;$$

$$D = b^2 - 4ac = 60^2 - 4 \cdot (-46) \cdot (-17,5) = 3600 - 3220 = 380$$

$$x_{1,2} = \frac{-b \pm \sqrt{D}}{2a} = \frac{-60 \pm \sqrt{380}}{2(-46)} ;$$

$$x_1 = \frac{-60 - 19,5}{2(-46)} = \frac{-79,5}{-92} = 0,86 ; \quad x_2 = \frac{-60 + 19,5}{2(-46)} = \frac{-40,5}{-92} = 0,44$$

моль/л;

$$[A] = 0,5 - 0,44 = 0,06 \text{ моль/л}; \quad [B] = 0,7 - 0,44 = 0,26 \text{ моль/л}.$$

Відповідь: $[A] = 0,06 \text{ моль/л}; [B] = 0,26 \text{ моль/л}.$

Приклад 3

Як вплине на стан рівноваги оборотних реакцій:



- 1) зниження температури;
- 2) збільшення концентрації кисню;
- 3) підвищення тиску.

Розв'язання:

1) зниження температури



Реакція перебігає з виділенням теплоти (реакція екзотермічна, $\Delta H^\circ < 0$), тому зниження температури буде зміщувати рівновагу в бік екзотермічної реакції, тобто у бік прямої реакції $\rightarrow$.



Реакція ендотермічна ($\Delta H^\circ > 0$), тому зниження температури буде зміщувати рівновагу реакції у протилежному напрямку, тобто у бік екзотермічної реакції (зворотної реакції $\leftarrow$).

2) збільшення концентрації кисню



Збільшення концентрації кисню (вихідної речовини) призведе до зміщення рівноваги у бік продуктів реакції у випадку обох реакцій.

3) збільшення тиску

Підвищення тиску зумовлює зміщення хімічної рівноваги в бік зменшення об'єму системи, тобто в бік зменшення числа (кількості) молекул газів.



В прямій реакції беруть участь 4 молекули HCl та 1 молекула O_2 , загалом 5 молекул. У зворотній реакції беруть участь 2 молекули H_2O та 2 молекули Cl_2 , загалом 4 молекули. Тобто в прямій реакції взаємодіють 5 молекул, а у зворотній – 4, тому рівновага буде зміщена у бік прямої реакції $\rightarrow$.

У випадку реакції $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2 NO$, $\Delta H^\circ = 180,7$ кДж, тиск не буде впливати на стан рівноваги, тому що кількість молекул прямої реакції дорівнює кількості молекул зворотної реакції (2 молекули).

Приклад 4

Рівновага в системі $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2 HI$ встановилась при наступних концентраціях: $[H_2] = 0,25$ моль/л; $[I_2] = 0,05$ моль/л; $[HI] = 0,9$ моль/л. Визначити вихідні концентрації йоду та водню.

Дано:	Розв'язання:
$[H_2] = 0,25$ моль/л; $[I_2] = 0,05$ моль/л; $[HI] = 0,9$ моль/л. $C_{\text{вих}}(I_2) = ?$ $C_{\text{вих}}(H_2) = ?$	$H_2 + I_2 \leftrightarrow 2 HI$ $K_p = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$ 1. За рівнянням реакції з 1 моль H_2 утворюється 2 моль HI x моль H_2 – 0,9 моль HI

$$x = 0,9/2 = 0,45 \text{ моль,}$$

тобто x – це кількість моль H_2 , що прореагувала

з 1 моль I_2 утворюється 2 моль HI

x моль I_2 – 0,9 моль HI

$$x = 0,9/2 = 0,45 \text{ моль,}$$

x – кількість моль I_2 , що прореагувала

$$C_{\text{вих}} = C_{\text{рівнов}} + C_{\text{прореаг}}$$

$$C_{\text{вих}}(H_2) = 0,25 + 0,45 = 0,7 \text{ моль/л; } C_{\text{вих}}(I_2) = 0,05 + 0,45 = 0,5 \text{ моль/л}$$

2.

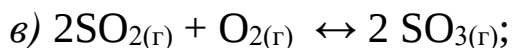
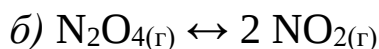
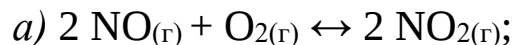
	$[H_2]$	$[I_2]$	$2[HI]$
Вихідні концентрації	x	x	-
Прореагувало молей	$0,9/2=0,45$	$0,9/2=0,45$	-
Утворилось продуктів реакції	-	-	0,9
Рівноважні концентрації	0,25	0,5	0,9

$$C_{\text{вих}}(H_2) = 0,25 + 0,45 = 0,7 \text{ моль/л; } C_{\text{вих}}(I_2) = 0,05 + 0,45 = 0,5 \text{ моль/л}$$

Відповідь: $C_{\text{вих}}(H_2) = 0,7$ моль/л; $C_{\text{вих}}(I_2) = 0,5$ моль/л.

Приклад 5

Як можна, змінюючи тиск, підвищити вихід продуктів наступних реакцій:



Розв'язання:

Реакції а) та в) в прямому напрямку призводять до зменшення загальної кількості молекул газів тому, згідно з принципом Ле Шательє, підвищення тиску призведе до зміщення рівноваги у бік продуктів реакції. Тому для підвищення виходу продуктів у разі реакцій а) та в) треба підвищити тиск в системі.

Реакції б) та г) в прямому напрямку призводять до збільшення молекул газів, а підвищення тиску призведе до зміщення рівноваги у бік зворотної реакції, тому для збільшення виходу продуктів реакцій б) та г) тиск в системі необхідно зменшити.

Задачі для самостійного розв'язання

1. Константа рівноваги оборотної реакції $\text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{C}_{(\text{г})} + \text{D}_{(\text{г})}$ дорівнює 1. Обчислити рівноважні концентрації цих речовин, якщо відомо, що вихідні концентрації речовин А і В дорівнюють, відповідно, 6 моль/л і 4 моль/л.

Відповідь: $[\text{A}] = 3,6$ моль/л; $[\text{B}] = 1,6$ моль/л; $[\text{C}] = 2,4$ моль/л;

$[\text{D}] = 2,4$ моль/л.

2. При деякій температурі рівноважні концентрації реагентів оборотної реакції $2 \text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{г})} \leftrightarrow 2 \text{C}_{(\text{г})}$ складали: $[\text{A}] = 0,04$ моль/л, $[\text{B}] = 0,06$ моль/л, $[\text{C}] = 0,02$ моль/л. Обчислити константу рівноваги та вихідні концентрації речовин А і В.

Відповідь: $K = 4,16$; $\text{C}_{\text{вих}}(\text{A}) = 0,06$ моль/л; $\text{C}_{\text{вих}}(\text{B}) = 0,07$ моль/л.

3. У скільки разів необхідно збільшити концентрації реагуючих речовин в системі $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$, щоб швидкість реакції збільшилась у 74 рази.

Відповідь: у 4,2 рази.

4. Знайти константу рівноваги реакції $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2 \text{NO}_2$, якщо початкова концентрація N_2O_4 становила 0,08 моль/л, а на момент встановлення рівноваги дисоціювало 50 % N_2O_4 .
Відповідь: $K_p = 0,16$.
5. У стані рівноваги системи $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ концентрації речовин дорівнюють: $[\text{N}_2] = 3$ моль/л; $[\text{H}_2] = 9$ моль/л; $[\text{NH}_3] = 4$ моль/л. Визначити константу рівноваги та вихідні концентрації нітрогену та водню.
Відповідь: $K_p = 7,3 \cdot 10^{-3}$; $C_{\text{вих}}(\text{H}_2) = 15$ моль/л; $C_{\text{вих}}(\text{N}_2) = 5$ моль/л.
6. У гомогенній системі $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ рівноважні концентрації дорівнюють $[\text{CO}] = 0,1$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0,4$ моль/л; $[\text{COCl}_2] = 4$ моль/л. Знайдіть константу рівноваги системи та початкові концентрації хлору, карбон(II) оксиду.
Відповідь: $K_p = 100$; $C_{\text{вих}}(\text{CO}) = 4,1$ моль/л; $C_{\text{вих}}(\text{Cl}_2) = 4,4$ моль/л.
7. Рівновага в системі $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(\text{г})}$ встановилась при наступних концентраціях: $[\text{H}_2] = 0,025$ моль/л; $[\text{I}_2] = 0,005$ моль/л; $[\text{HI}] = 0,09$ моль/л. Визначити вихідні концентрації йоду і водню.
Відповідь: $C_{\text{вих}}(\text{H}_2) = 0,07$ моль/л; $C_{\text{вих}}(\text{I}_2) = 0,05$ моль/л.
8. Константа рівноваги системи $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + \text{CO}_2$ при деякій температурі дорівнює 1. Вихідні концентрації $C_{\text{вих}}(\text{CO}) = 1$ моль/л, $C_{\text{вих}}(\text{H}_2\text{O}) = 3$ моль/л. Визначити концентрації цих речовин та кінцевих продуктів у момент досягнення рівноваги.
Відповідь: $[\text{CO}] = 0,25$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 2,25$ моль/л;
 $[\text{H}_2] = 0,75$ моль/л; $[\text{CO}_2] = 0,75$ моль/л.
9. У системі $\text{A}_{(\text{г})} + 2 \text{B}_{(\text{г})} = \text{C}_{(\text{г})}$ рівноважні концентрації речовин становлять: $[\text{A}] = 0,6$ моль/л; $[\text{B}] = 1,2$ моль/л; $[\text{C}] = 2,16$ моль/л. Знайдіть константу рівноваги (K_p) і вихідні концентрації речовин А і В.
Відповідь: $K_p = 2,5$; $C_{\text{вих}}(\text{A}) = 2,76$ моль/л; $C_{\text{вих}}(\text{B}) = 5,52$ моль/л.
10. Константа рівноваги реакції $\text{FeO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{Fe}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ при деякій температурі дорівнює 0,5. Знайти рівноважні концентрації CO і CO_2 , якщо вихідні концентрації цих речовин становили: $C_{\text{вих}}(\text{CO}) = 0,05$ моль/л, $C_{\text{вих}}(\text{CO}_2) = 0,01$ моль/л.

Відповідь: $[\text{CO}] = 0,04$ моль/л; $[\text{CO}_2] = 0,02$ моль/л.

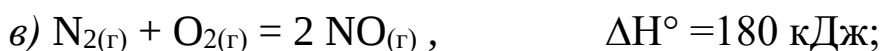
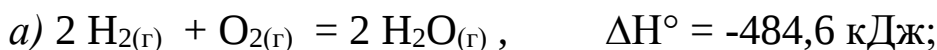
11. Константа рівноваги реакції $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \leftrightarrow 2 \text{NH}_3$ дорівнює 0,1. Рівноважні концентрації $[\text{H}_2] = 0,2$ моль/л, $[\text{NH}_3] = 0,08$ моль/л. Визначити початкову та рівноважну концентрації нітрогену.

Відповідь: 0,804 та 8 моль/л.

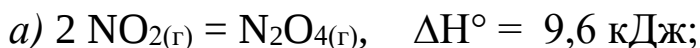
12. За деяких умов рівновага у системі $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + \text{CO}_2$ встановлюється при наступних концентраціях: $[\text{CO}] = 1$; $[\text{H}_2\text{O}] = 4$, $[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = 2$ моль/л. Визначити рівноважні концентрації, які встановлюються у системі після збільшення концентрації CO у три рази, порівнюючи з початковою. В який бік буде зміщуватись рівновага?

Відповідь: $[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = 2,73$ моль/л.

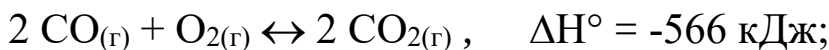
13. В якому напрямі зміщується рівновага з підвищенням температури та тиску для наступних оборотних реакцій:



14. В який бік зміщується рівновага в таких рівноважних системах у разі підвищення температури:



15. Як вплине на стан рівноваги наступних реакцій



а) підвищення тиску; б) зниження температури?

Питання для самоконтролю

1. Який фізичний зміст константи рівноваги? Від яких факторів залежить константа хімічної рівноваги? В яких випадках оборотні хімічні реакції можуть стати практично необоротними?
2. Сформулюйте принцип Ле Шательє-Брауна. Як впливають тиск та температура на стан рівноваги?

3. В якому напрямку зміститься рівновага в системі
 $4 \text{ Fe}_{(\text{т})} + 3 \text{ O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})}$ у разі збільшення тиску: а) у бік прямої реакції; б) у бік зворотної реакції; в) не зміститься?
4. Які реакції називаються послідовними, ланцюговими, спряженими, і які з них відбуваються в організмі?
5. Назвіть характерну ознаку ланцюгової реакції. Дана ланцюгова реакція $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$, вкажіть, яка з наведених стадій не є стадією обриву ланцюга цієї реакції:
 - а) $\text{CH}_3\cdot + \text{Cl}\cdot \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}$;
 - б) $\text{CH}_3\cdot + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_4 + \text{Cl}\cdot$;
 - в) $\text{CH}_3\cdot + \text{CH}_3\cdot \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$;
 - г) $\text{Cl}\cdot + \text{Cl}\cdot \rightarrow \text{Cl}_2$.
6. Які речовини називають каталізаторами, інгібіторами, промоторами? Наведіть приклади.
7. Чим пояснюється підвищення швидкості реакції у разі введення в систему каталізатора: а) зменшенням енергії активації; б) збільшенням середньої кінетичної енергії молекул; в) зростанням числа зіткнень; г) зростанням числа активних молекул?
8. Що таке ферменти та металоферменти? Який механізм їх дії? Наведіть конкретні приклади.
9. Як впливає концентрація субстрату і ферменту та температура на швидкість ферментних реакцій?

Лабораторна робота

Вивчення впливу різних чинників на зміщення хімічної рівноваги

Дослід 1. Вплив концентрації реагуючих речовин на хімічну рівновагу

1. У чотири пробірки внесіть по 5-7 крапель 0,0025 н розчину ферум(III) хлориду. Додайте до них 5-7 крапель 0,0025 н розчину калій роданіду. Вміст пробірок перемішайте скляною паличкою.

2. Одну пробірку залиште для порівняння (контроль). В інші додайте:

у 1 пробірку - 1 краплю насиченого розчину ферум(III) хлориду,

у 2 пробірку - 1 краплю насиченого розчину калій роданіду,

у 3 пробірку - декілька кристалів калій хлориду.

3. Порівняйте інтенсивність забарвлення розчинів з розчином у контрольній пробірці.

4. Складіть рівняння оборотної реакції та напишіть вираз константи рівноваги.

5. Заповніть таблицю.

№ пробірки	Спостереження за зміною інтенсивності забарвлення при додаванні			Напрямок зміщення рівноваги
	насиченого розчину FeCl_3	насиченого розчину KSCN	кристалів KCl	
1				
2				
3				

РОЗЧИНИ ТА РЕАКЦІЇ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ

5.1. СПОСОБИ ВИРАЗУ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ

Поняття концентрації, основні способи виразу концентрації розчинів: масова частка, молярна концентрація, еквівалентна концентрація, моляльна концентрація, мольна частка.

Концентрація – це величина, що вказує на співвідношення між кількістю розчиненої величини та розчинника в розчині. Концентрацією можна охарактеризувати будь-який розчин на відміну від розчинності, яка характеризує концентрацію лише в насиченому 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. Для характеристики саме таких розчинів і використовують не концентрацію, а розчинність.

Існує багато способів виразу концентрації розчину. Розглянемо ті, які найбільше використовуються в хімії.

Концентрації повинні мати розмірність, тому необхідно відокремити частки, які є відносними величинами і не можуть мати розмірність.

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

Склад газуватих і рідких розчинів можна задавати будь-якою з наведених часток. У випадку газоподібних розчинів перевагу слід

віддати об'ємній або мольній часткам, а у випадку рідких – масовій частці. Склад твердих розчинів можна задавати масовими або мольними частками, що на практиці однаково зручно.

1. Масова частка – це маса розчиненої речовини в 100 г розчину (% або безрозмірна величина).

Наприклад, розчин з масовою часткою кальцій хлориду 5 % містить 5 г кальцій хлориду в 100 г розчину. Оскільки маса розчину дорівнює сумі мас розчинника та розчиненої речовини, то в наведеному прикладі кожен 100 г розчину містять 5 г кальцій хлориду та 95 г води.

Зв'язок між масовою часткою ω , масою розчиненої речовини m_1 та масою розчину m_2 виражають формулою:

$$\omega = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}}$$
$$\omega\% = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\% ,$$

ω виражають у частках одиниці або у відсотках.

Маса розчину дорівнює сумі мас розчиненої речовини і розчинника:

$$m_{\text{розчину}} = m_{\text{речовини}} + m_{\text{розчинник}}$$
$$\omega\% = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчинник}} + m_{\text{речов}}} \cdot 100\% .$$

Обчислення масової частки розчиненої речовини при розбавленні розчину розчинником (якщо розчинник вода, $m_{\text{H}_2\text{O}}$):

$$\omega\% = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100\% .$$

Обчислення масової частки розчиненої речовини при змішуванні двох розчинів:

$$\omega = \frac{m_{\text{речов1}} + m_{\text{речов2}}}{m_{\text{розчину1}} + m_{\text{розчину2}}}$$
$$\omega\% = \frac{\omega_1 \cdot m_{\text{речов1}} + \omega_2 \cdot m_{\text{речов2}}}{m_{\text{розчину1}} + m_{\text{розчину2}}} \cdot 100\%$$

Об'ємна частка речовини в розчині – відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину (% або безрозмірна величина):

$$\omega_{об\%} = \frac{V_{речов}}{V_{розчину}} \cdot 100\% .$$

Якщо до вихідного розчину додають воду, то концентрація розчину зменшується, тобто розчин розбавляють. Отже, маса розчину зростає на масу доданої води, а маса розчиненої речовини, що містилась у вихідному розчині, залишається тією ж самою.

Якщо до вихідного розчину деякої речовини додають ще певну порцію цієї ж речовини, то концентрація вихідного розчину зростає. Отже, маса розчину та маса розчиненої речовини зростають на масу доданої речовини.

2. Мольна частка (N(X)) – відношення кількості розчиненої речовини або розчинника до суми кількостей речовин всіх компонентів розчину (% або безрозмірна величина):

$$N_{речов} = \frac{n_{речов}}{n_{розчинник} + n_{речов}} .$$

Для розчину, який складається з компонентів А, Б, В:

$$N_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_V} ; \quad N_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_V} ; \quad N_V = \frac{n_V}{n_A + n_B + n_V} .$$

Мольна частка – кількість розчиненої речовини в 1 моль розчину, тому сума мольних часток компонентів розчину дорівнює одиниці:

$$N_A + N_B + N_V = 1.$$

3. Молярна концентрація розчину (C_М). Визначають кількістю розчиненої речовини, яка міститься в одному літрі розчину. Розраховують як відношення числа моль розчиненої речовини до об'єму розчину. Одиниці виміру – моль/л:

$$C_M = \frac{n_{речов}}{V_{розчину}} = \frac{m_{речов}}{M_{речов} \cdot V_{розчину}} , [моль/л]$$

Молярну концентрацію позначають таким чином:

1 М – одномолярний розчин (C_М = 1 моль/л),

0,1 М – децимолярний розчин ($C_M = 0,1$ моль/л),
0,01 М – сантимольярний розчин ($C_M = 0,01$ моль/л),
0,001 М – мілімолярний розчин ($C_M = 0,001$ моль/л).

4. Моляльна концентрація розчину (моляльність) показує, яка кількість розчиненої речовини припадає на 1 кг розчинника в даному розчині; розраховується як відношення числа моль розчиненої речовини до маси розчинника. Одиниці виміру – моль/кг.

$$C_m = \frac{n_{\text{речов}}}{m_{\text{розчинника}}} = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчинника}}}, [\text{моль/кг}].$$

У чисельнику з'являється 1000, якщо маса розчинника ($m_{\text{розчинника}}$) задається в грамах.

5. Молярна концентрація еквівалента (нормальна концентрація) показує кількість моль-еквівалентів розчиненої речовини, яка міститься в 1 л розчину. Розраховується як відношення числа моль-еквівалентів розчиненої речовини до об'єму. Одиниці виміру – моль/л:

$$C_n = \frac{n_{\text{еквів}}}{V_{\text{розчину}}}, [\text{моль/л}],$$
$$C_n = \frac{m_{\text{речов}}}{E_m \cdot V_{\text{розчину}}}, [\text{моль/л}].$$

Молярна концентрація еквівалента завжди більше або дорівнює молярній концентрації. Це положення використовують під час перевірки отриманих даних.

Молярну концентрацію еквівалента ще називають нормальною та позначають 0,1 н.; 0,5 н. ...

Наприклад, 1 н розчин сульфатної кислоти містить 1 моль-еквівалент H_2SO_4 або 49 г в 1 л розчину; 0,01 н – 0,01 моль-еквівалент або 0,49 г H_2SO_4 в 1 л розчину.

Особливістю розчинів з молярною концентрацією еквівалентів є те, що розчини з однаковою концентрацією реагують між собою у рівних об'ємах, оскільки містять рівні кількості моль-еквівалентів.

Якщо розчини мають різні концентрації, то відповідно до закону еквівалентів їх об'єми обчислюють, виходячи із співвідношення:

$$C_{H_1} V_1 = C_{H_2} V_2, \quad \frac{C_{H_1}}{C_{H_2}} = \frac{V_2}{V_1},$$

де V_1 і V_2 – об'єми розчинів реагуючих речовин, C_{H_1} і C_{H_2} – молярні концентрації еквівалентів цих розчинів.

Таким чином, об'єми розчинів реагуючих речовин обернено пропорційні молярним концентраціям їх еквівалентів. Ці властивості розчинів використовують не лише для обчислення об'ємів, але й навпаки, за об'ємами розчинів, які витрачені на реакцію, визначають їх концентрації.

Перейти від молярної до нормальної концентрації і навпаки можна за формулами:

$$C_M = \frac{C_H E_m}{M}, \quad C_H = \frac{M \cdot C_M}{E_m}.$$

Наприклад, для двоосновних кислот та двокислотних основ:

$$C_H = 2 C_M, \quad C_M = \frac{C_H}{2},$$

$$2 \text{ н } H_2SO_4 = 1 \text{ М } H_2SO_4,$$

$$1 \text{ н } H_2SO_4 = 0,5 \text{ М } H_2SO_4,$$

$$3 \text{ н } Ca(OH)_2 = 1,5 \text{ М } Ca(OH)_2.$$

6. Масова концентрація – відношення маси речовини, що міститься в розчині, до об'єму цього розчину:

$$\rho = \frac{m_{p-ни}}{V_{p-ну}}, \text{ [г/л]}.$$

Одиницями вимірювання можуть бути кг/м^3 , г/см^3 , г/л , г/мл . Для двокомпонентних розчинів числові значення масової концентрації та густини збігаються. Найбільш поширеним виразом масової концентрації є **титр**, що виражає кількість грам розчиненої речовини в 1 мл розчину.

7. Титр розчину (Т) показує, скільки грамів або міліграмів розчиненої речовини міститься в одному мілілітрі розчину. Одиниці виміру – г/мл або мг/мл .

$$T = \frac{m_{\text{речов}}}{V_{\text{розчину}}}.$$

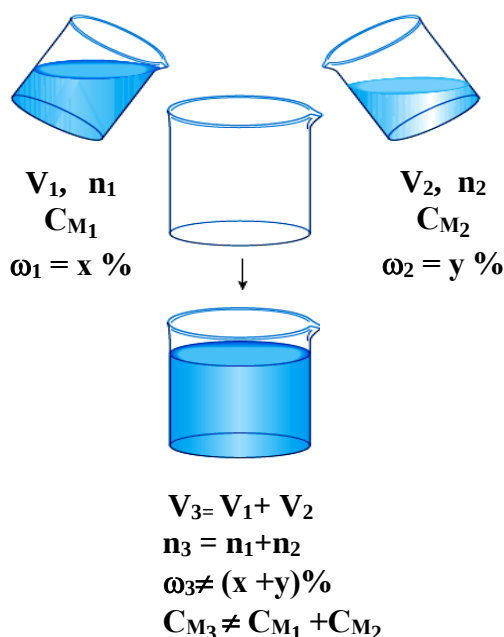
Так, якщо в 1 л розчину міститься 40 г натрій гідроксиду, то титр цього розчину дорівнює: $T = 40/1000 = 0,0400$ г/мл.

Між титром та молярною концентрацією еквівалента існує залежність:

$$T = \frac{C_n \cdot E_m}{1000}.$$

На практиці при приготуванні розчинів часто використовують вже готові розчини, які можна змішувати.

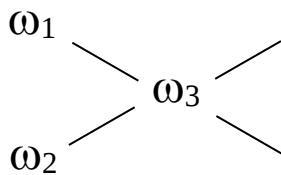
При змішуванні двох розчинів об'єми та число моль є аддитивними величинами, але масова частка молярність – ні.



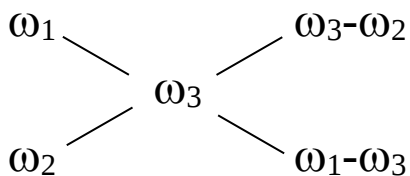
При розрахунках підсумків змішування в хімії можна скористатися «правилом хреста». Зазвичай, змішують два розчини 1 і 2 та отримують розчин 3 з параметрами цих розчинів:

Розчини		Масова частка, %	Маса розчину, г
Змішують	Отримують		
1		ω_1	m_1
2		ω_2	m_2
	3	ω_3	$m_3 = m_1 + m_2$

У такому разі концентрація зменшується в ряді $\omega_1 > \omega_3 > \omega_2$, а маса підкоряється закону адитивності $m_3 = m_1 + m_2$. Щоб скласти хрест, треба найбільшу ω_1 записати вище, найменшу ω_2 – нижче, а середню ω_3 – посередині.



В правій частині на діагоналі записуємо значення, які отримали відніманням від більшої концентрації меншої.



m_1 маса більш концентрованого вихідного розчину

m_2 маса більш розведеного вихідного розчину

Складаємо рівняння, в якому відношення різниць дорівнює відношенню мас розчинів, що змішують, отже: в чисельнику стоятиме маса того розчину, концентрація якого більша, а в знаменнику – того, концентрація якого менша.

$$\frac{\omega_3 - \omega_2}{\omega_1 - \omega_3} = \frac{m_1}{m_2}$$



В одержаному рівнянні замість m_1 або m_2 можна записати їхній вираз через масу кінцевого розчину:

$$\frac{\omega_3 - \omega_2}{\omega_1 - \omega_3} = \frac{m_1}{m_3 - m_1} = \frac{m_3 - m_2}{m_2}.$$

Правило хреста спрощує розрахунки, які зазвичай виконують під час приготування розчинів з використанням кристалогідратів. Умовно припускається, що кристалогідрат являє собою розчин безводної солі у власній кристалогідратній воді або як розчин, схожий на рідкий розчин безводної солі, але в твердому агрегатному стані. У такому разі можна розрахувати масову частку безводної солі в кристалогідраті та розглядати її як концентрацію розчину $\omega_{\text{к.г.}} = \omega_1$ разом з $\omega_2 = 0$ для води та ω_3 розчину безводної солі, який слід приготувати з цього кристалогідрату.

За наявності трьох значень ω з них можна скласти хрест:

$$\begin{array}{ccc} \omega_{\text{к.г.}} & & \omega_3 - 0 \\ & \diagdown & \diagup \\ & \omega_3 & \\ & \diagup & \diagdown \\ 0 & & \omega_{\text{к.г.}} - \omega_3 \end{array}$$

$$\frac{\omega_3}{\omega_{\text{к.г.}} - \omega_3} = \frac{m_{\text{к.г.}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ де } m_{\text{к.г.}} - \text{маса кристалогідрату}.$$

Для розрахунку $\omega_{\text{к.г.}}$ скористаємося тим, що ω не залежить від маси розчину. Ось чому можна розглянути 1 моль кристалогідрату, тоді маса розчину дорівнювати його молярній масі ($M_{\text{к.г.}}$), а маса розчиненої речовини – молярній масі безводної солі ($M_{\text{б.с.}}$):

$$\omega_{\text{к.г.}} = \frac{M_{\text{б.с.}}}{M_{\text{к.г.}}} \cdot 100\%$$

Особливість розрахункових задач з кристалогідратами полягає в тому, що в розчині розчиненою речовиною є сіль – складова кристалогідрату. Тобто, необхідно робити перерахунок з маси кристалогідрату на масу безводної солі, яка й буде розчиненою речовиною:

$$\omega = \frac{m_{\text{б.с.}}}{m_{\text{к.г.}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100\%$$

$$m_{\text{к.г.}} = m_{\text{б.с.}} + m(\text{H}_2\text{O})$$

Серед різних способів виразу концентрацій найпростішими за використанням є: молярна концентрація (молярність), молярна концентрація еквівалента (нормальність), моляльність, масова концентрація та титр. Нормальність та титр знайшли широке використання в аналітичній хімії. *Молярність* та *моляльність* поряд із мольною часткою – це концентрації, які використовуються у фізичній хімії. Неорганічна хімія надає об'єкт дослідження та використовує закони фізичної хімії, прийоми та методи аналізу аналітичної хімії, і має справу з будь-якими способами виразу концентрацій.

Способи переходу між різними видами концентрацій розчинів

Розрахунок молярної концентрації, якщо відома масова частка

Використовуємо основні формули:

$$\omega = \frac{m_{\text{речов.}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%, \quad C_M = \frac{n_{\text{речов.}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{m_{\text{речов.}}}{M_{\text{речов.}} \cdot V_{\text{розчину}}}, \quad \rho = \frac{m_{\text{р-ну}}}{V_{\text{р-ну}}}.$$

Для C_M слід перевести об'єм з «л» у «мл»:

$$C_M = \frac{n_{\text{речов.}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{m_{\text{речов.}} \cdot 1000}{M_{\text{речов.}} \cdot V_{\text{розчину}}} \text{ [моль/мл]}.$$

З виразу для масової частки знаходимо m речовини:

$$m_{\text{речов.}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{розчину}}}{100}.$$

Підставляємо у вираз для C_M :

$$C_M = \frac{n_{\text{речов.}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ну}} \cdot 1000}{M_{\text{речов.}} \cdot V_{\text{р-ну}} \cdot 100} = \frac{\omega\% \cdot \rho \cdot 10}{M_{\text{речов.}}};$$

$$\boxed{C_M = \frac{\omega\% \cdot \rho \cdot 10}{M_{\text{речов.}}}}, \quad C_M = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 1000}{M_{\text{речов.}}}.$$

Розрахунок молярної концентрації еквівалента, якщо відома масова частка

Використовуємо основні формули:

$$\omega = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%, \quad C_{\text{н}} = \frac{n_{\text{еквів}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{m_{\text{речов}}}{E_{\text{м}} \cdot V_{\text{розчину}}}, \quad \rho = \frac{m_{\text{р-ну}}}{V_{\text{р-ну}}}$$

Для $C_{\text{н}}$ також слід перевести об'єм з «л» у «мл»:

$$C_{\text{н}} = \frac{n_{\text{еквів}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{E_{\text{м}} \cdot V_{\text{розчину}}}$$

З виразу для масової частки знаходимо $m_{\text{речовини}}$:

$$m_{\text{речов}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{розчину}}}{100}$$

Підставляємо у вираз для $C_{\text{н}}$:

$$C_{\text{н}} = \frac{n_{\text{еквів}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{\omega \cdot \underbrace{m_{\text{р-ну}} \cdot 1000}_{\substack{\rho \cdot V_{\text{р-ну}} \cdot 1000}}}{E_{\text{м}} \cdot \underbrace{V_{\text{р-ну}}}_{\substack{\cdot 1000}} \cdot 100} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{E_{\text{м}}};$$

$$\boxed{C_{\text{н}} = \frac{\omega\% \cdot \rho \cdot 10}{E_{\text{м}}}}, \quad C_{\text{н}} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 1000}{E_{\text{м}}}$$

Розрахунок масової частки, якщо відома молярна концентрація

$$\omega = \frac{C_{\text{М}} \cdot M}{10 \cdot \rho}$$

Розрахунок масової частки, якщо відома молярна концентрація еквівалента

$$\omega = \frac{C_{\text{н}} \cdot E_{\text{м}}}{10 \cdot \rho}$$

Розрахунок молярної концентрації, якщо відома масова частка

$$\omega = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%;$$

$$C_m = \frac{n_{\text{речов}}}{m_{\text{розчинника}}} = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчинника}}} .$$

З виразу для масової частки знаходимо $m_{\text{речовини}}$

$$m_{\text{речов}} = \frac{\omega \cdot m_{\text{розчину}}}{100} ;$$

$$C_m = \frac{\omega \cdot m_{\text{розчину}} \cdot 1000}{100 \cdot M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчинника}}} .$$

З визначення ω (маса речовини в 100 г розчину) запишемо рядок:

Розчин	Речовина	Розчинник
100 г	ω , г	$(100 - \omega)$, г

$$C_m = \frac{\omega \cdot 100 \cdot 1000}{100 \cdot M_{\text{речов}} \cdot (100 - \omega)} = \frac{\omega \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot (100 - \omega)} ;$$

$$C_m = \frac{\omega \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot (100 - \omega)} .$$

Розрахунок масової частки, якщо відома молярна концентрація розчину

З формули C_m отримаємо формулу для перерахунку масової частки

$$C_m \cdot M_{\text{речов}} \cdot (100 - \omega) = \omega \cdot 1000$$

$$100 \cdot C_m \cdot M_{\text{речов}} - C_m \cdot M_{\text{речов}} \omega = \omega \cdot 1000 ,$$

$$100 \cdot C_m \cdot M_{\text{речов}} = \omega \cdot 1000 + C_m \cdot M_{\text{речов}} \omega ,$$

$$100 \cdot C_m \cdot M_{\text{речов}} = \omega (1000 + C_m \cdot M_{\text{речов}}) ,$$

$$\omega = \frac{100 \cdot C_m \cdot M}{1000 + C_m \cdot M}$$

Розрахунок масової концентрації, якщо відома масова частка

$$\rho = \frac{m_{\text{р-ни}}}{V_{\text{р-ну}}} ; \quad \omega = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} , \quad m_{\text{речов}} = \omega \cdot m_{\text{р-ну}} ;$$

$$\rho = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ну}}}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot V}{V_{\text{р-ну}}} = \omega \cdot \rho .$$

Способи вираження складу розчинів				
	$\omega, \%$	$C_M, \text{моль/л}$	$C_m, \text{моль/кг}$	$C_H, \text{моль/л}$
$\omega, \%$	—	$\omega = \frac{C_M \cdot M}{10 \cdot \rho}$	$\omega = \frac{100 \cdot C_m \cdot M}{1000 + C_m \cdot M}$	$\omega = \frac{C_H \cdot E_m}{10 \cdot \rho}$
$C_M, \text{моль/л}$	$C_M = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M}$	—	$C_M = \frac{1000 \cdot C_m \cdot \rho}{1000 + C_m \cdot M}$	$C_M = \frac{C_H \cdot E_m}{M}$
$C_m, \text{моль/кг}$	$C_m = \frac{\omega \cdot 1000}{M \cdot (100 - \omega)}$	$C_m = \frac{1000 \cdot C_M}{1000 \cdot \rho - C_M \cdot M}$	—	$C_m = \frac{1000 \cdot C_H}{1000 \cdot \rho - C_H \cdot E_m}$
$C_H, \text{моль/л}$	$C_H = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{E_m}$	$C_H = \frac{C_M \cdot M}{E_m}$	$C_H = \frac{1000 \cdot C_m \cdot \rho}{1000 + C_m \cdot E_m}$	—

Приклади розв'язування задач (1-12)

Обчислення масової частки розчиненої речовини

Приклад 1

Обчислити масову частку натрій хлориду в розчині, утвореному при розчиненні 40 г NaCl в 280 мл води.

Дано:	Розв'язання:
$V(\text{H}_2\text{O}) = 280 \text{ мл}$ $m(\text{NaCl}) = 40 \text{ г}$	1. Для розрахунку використовуємо формулу: $\omega\% = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%.$
$\omega(\text{NaCl}) = ?$	2. Знаходимо масу розчину: $m_{\text{р-ну}} = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O}) ;$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho \cdot V = 1 \text{ г/мл} \cdot 280 \text{ мл} = 280 \text{ г} ; m_{\text{р-ну}} = 40 + 280 = 320 \text{ г}.$$

3. Знаходимо масову частку NaCl:

$$\omega\% = \frac{40}{320} \cdot 100\% = 12,5 \%$$

Відповідь: $\omega(\text{NaCl}) = 12,5 \%$.

Приклад 2

У воді масою 150 г розчинили мідний купорос масою 50 г. Визначити масову частку купрум(II) сульфату в одержаному розчині.

Дано:	Розв'язання:
$m(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ г}$ $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 50 \text{ г}$	1. Визначаємо масу розчиненої речовини $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4$
$\omega(\text{CuSO}_4) = ?$	$\begin{array}{cc} 1 \text{ моль} & 1 \text{ моль} \end{array}$

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль} ; M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}$$

$$m = 250 \text{ г}$$

$$50 \text{ г}$$

$$m = 160 \text{ г}$$

$$x \text{ г}$$

$$x = 32 \text{ г} - \text{це } m(\text{р.р.})$$

2. Визначаємо масову частку безводної солі в утвореному розчині:

$$\omega(\text{CuSO}_4) = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{к.г.}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100\% = \frac{32}{50 + 150} \cdot 100\% = 16 \%$$

Відповідь: $\omega(\text{CuSO}_4) = 16 \%$.

Приклад 3

У 87,7 г води розчинили 12,3 г магній сульфату гептагідрату $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Розрахуйте масову частку солі в розчині.

Дано:	Розв'язання:
$m(\text{H}_2\text{O}) = 87,7 \text{ г}$ $m(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 12,3 \text{ г}$	Масові частки солей в розчинах розраховують на безводну сіль незалежно від того, в якому вигляді було взято вихідну речовину.
$\omega(\text{MgSO}_4) = ?$	

При розчиненні кристалогідрату вода, що в ньому міститься, об'єднується з іншою водою, взятою для розчинення.

$$M(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 246 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{MgSO}_4) = 120 \text{ г/моль}$$

Знаходимо масу безводної солі MgSO_4 :

$$246 \text{ г } \text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} - 120 \text{ г } \text{MgSO}_4$$

$$12,3 \text{ г} \quad \quad \quad - x \text{ г } \text{MgSO}_4 \quad \quad \quad x = 6 \text{ г}$$

$$\omega(\text{MgSO}_4) = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{к.г.}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100\% = \frac{6}{12,3 + 87,7} \cdot 100\% = 6 \%$$

Відповідь: $\omega(\text{MgSO}_4) = 6 \%$.

Обчислення маси розчиненої речовини або розчинника за масою розчину

Приклад 4

Визначити масу натрій нітрату та води, які необхідні для приготування 800 г розчину, $\omega(\text{NaNO}_3) = 12 \%$.

Дано:	Розв'язання:
$m_{\text{р-ну}} = 800 \text{ г}$ $\omega(\text{NaNO}_3) = 12 \%$ (0,12)	Знаходимо масу розчиненої речовини з формули: $\omega = \frac{m_{\text{NaNO}_3}}{m_{\text{розчину}}}$;
$m(\text{NaNO}_3) = ?$ $m(\text{H}_2\text{O}) = ?$	

$$m(\text{NaNO}_3) = \omega(\text{NaNO}_3) \cdot m_{\text{р-ну}} = 0,12 \cdot 800 \text{ г} = 96 \text{ г}.$$

1. Знаходимо масу розчину:

$$m_{\text{р-ну}} = m(\text{NaNO}_3) + m(\text{H}_2\text{O}).$$

2. Знаходимо масу розчинника:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{NaNO}_3), \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 800 - 96 = 704 \text{ г.}$$

Відповідь: $m(\text{H}_2\text{O}) = 704 \text{ г}; m(\text{NaNO}_3) = 96 \text{ г.}$

Приклад 5

Визначити масу кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ та води, які необхідні для приготування 0,4 кг розчину з $\omega(\text{CuSO}_4) = 8 \%$.

Дано:	Розв'язання:
$m_{\text{р-ну}} = 0,4 \text{ кг}$ $\omega\%(\text{CuSO}_4) = 8 \% (0,08)$	З формули для обчислення масової частки розчину знайдемо масу безводної солі CuSO_4 $\omega\%(\text{CuSO}_4) = \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\% =$ $\frac{m_{\text{CuSO}_4}}{m_{\text{к.г.}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100\%$
$m_{\text{к.г.}} = ?$ $m(\text{H}_2\text{O}) = ?$	$m(\text{CuSO}_4) = \omega \cdot m_{\text{р-ну}} = 0,08 \cdot 400 \text{ г} = 32 \text{ г}$ $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4$ 1 моль $M = 250 \text{ г/моль}$ 1 моль $M = 160 \text{ г/моль}$

Знаходимо кількість речовини CuSO_4 :

$$n(\text{CuSO}_4) = \frac{m}{M} = \frac{32 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}), \quad n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0,2 \text{ моль.}$$

Знаходимо масу кристалогідрату та води:

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = n \cdot M = 0,2 \text{ моль} \cdot 250 \text{ г/моль} = 50 \text{ г};$$

$$m_{\text{р-ну}} = m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 400 - 50 \text{ г} = 350 \text{ г.}$$

Відповідь: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 50 \text{ г}; m(\text{H}_2\text{O}) = 350 \text{ г.}$

Приклад 6

Визначити об'єм хлороводню, вимірюваного за н.у., та об'єм води, які необхідні для приготування 500 г розчину з масовою часткою HCl 20 %.

Дано:	Розв'язання:
$m_{\text{р-ну}} = 500 \text{ г}$ $\omega(\text{HCl}) = 20 \%$	1. Знаходимо масу HCl: $m(\text{HCl}) = \omega(\text{HCl}) \cdot m_{\text{р-ну}} = 0,2 \cdot 500 = 100 \text{ г}.$
$V(\text{HCl}) = ?$ $V(\text{H}_2\text{O}) = ?$	2. Знаходимо об'єм HCl : $V(\text{HCl}) = n \cdot V_m = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} \cdot V_m;$

$$V(\text{HCl}) = \frac{100 \text{ г}}{36,5} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 61,37 \text{ л}.$$

3. Обчислюємо масу води:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{HCl}) = 500 \text{ г} - 100 \text{ г} = 400 \text{ г};$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{400}{1} = 400 \text{ мл}.$$

Відповідь: $V(\text{H}_2\text{O}) = 400 \text{ мл}; V(\text{HCl}) = 61,37 \text{ л}.$

Приклад 7

Визначити масу мідного купоросу, яку слід взяти для приготування 100 г 5 %-го розчину купрум(II) сульфату.

Дано:	Розв'язання:
$m(\text{CuSO}_4) = 100 \text{ г}$ $\omega(\text{CuSO}_4) = 5\%$	Знаходимо молярну масу мідного купоросу та купрум(II) сульфату: $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 64 + 32 + 16 \cdot 4 + 5 \cdot 18 = 250 \text{ г/моль};$
$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = ?$	$M(\text{CuSO}_4) = 64 + 32 + 16 \cdot 4 = 160 \text{ г/моль}.$

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – розглядаємо як розчин безводної солі CuSO_4 у власній кристалогідратній воді (розчин у твердому агрегатному стані).

Обчислимо масову частку CuSO_4 в $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ та будемо розглядати її як концентрацію розчину $\omega_{\text{к.г.}}$.

$$\omega_{\text{к.г.}} = \frac{M(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\% = \frac{160}{250} \cdot 100\% = 64\%$$

$$\begin{array}{ccc} 64\% & \diagdown & 5\text{ г} \\ & 5\% & \\ 0\% & \diagup & 59\text{ г} \end{array}$$

$$\frac{5}{59} = \frac{m_{\text{к.г.}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} ;$$

$$m_{\text{р-ну}} = m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 100 - m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}).$$

$$\frac{5}{59} = \frac{m_{\text{к.г.}}}{100 - m_{\text{к.г.}}};$$

$$5(100 - m_{\text{к.г.}}) = 59 m_{\text{к.г.}} ;$$

$$500 - 5m_{\text{к.г.}} = 59 m_{\text{к.г.}};$$

$$500 = 64 m_{\text{к.г.}};$$

$$m_{\text{к.г.}} = 7,81\text{ г.}$$

Відповідь: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 7,81\text{ г.}$

Приклад 8

Розрахуйте масу залізного купоросу, що потрібна для підвищення вдвічі концентрації ферум(II) сульфату в 100 г 3 %-го розчину.

Дано:	Розв'язання:
$M = 100\text{ г}$	Вихідна концентрація $\omega_1(\text{FeSO}_4) = 3\%$, після
$\omega_1(\text{FeSO}_4) = 3\%$	підвищення вдвічі концентрації FeSO_4
	$\omega_2(\text{FeSO}_4) = 3 \cdot 2 = 6\%$.
$m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = ?$	$M(\text{FeSO}_4) = 152\text{ г/моль}$; $M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 278\text{ г/моль}$

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – розчин безводної солі FeSO_4 у кристалогідратній воді.

Розрахуємо масову частку FeSO_4 в $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ та будемо розглядати її як концентрацію розчину $\omega_{\text{к.г.}}$.

$$\omega_{\text{к.г.}} = \frac{M(\text{FeSO}_4)}{M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\% = \frac{152}{278} \cdot 100\% = 54,7\%$$



$$\frac{3}{48,7} = \frac{m_{\text{к.г.}}}{100}$$

$$m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 6,16 \text{ г.}$$

Відповідь: $m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 6,16 \text{ г.}$

Обчислення масової частки розчиненої речовини у розчині, утвореному при додаванні розчинника або розчиненої речовини до розчину. Розбавлення та концентрування

Якщо до вихідного розчину додають воду, то концентрація розчину зменшується, тобто розчин розбавляють. Отже, маса розчину зростає на масу доданої води, а маса розчиненої речовини, що містилась у вихідному розчині, залишається тією ж самою.

Приклад 9

До 300 г 5 %-го розчину натрій гідроксиду додали 200 г води. Визначте масову частку розчиненої речовини в отриманому розчині.

Дано:	Розв'язання:
$m_1(\text{р-ну}) = 300 \text{ г}$ $\omega_1(\text{NaOH}) = 0,05$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г}$	Для розрахунку масової частки розчиненої речовини в утвореному розчині необхідно: - визначити масу розчиненої речовини у вихідному розчині; - визначити масу утвореного розчину.
$\omega_2(\text{NaOH}) = ?$	1. Для розрахунку маси розчиненої речовини у вихідному розчині з формули: $\omega\% = \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%$

2. Знаходимо $m(\text{NaOH})$:

$$m(\text{NaOH}) = m_1(\text{р-ну}) \cdot \omega_1;$$

$$m(\text{NaOH}) = 300 \text{ г} \cdot 0,05 = 15 \text{ г.}$$

3. Визначаємо масу утвореного розчину:

$$m_2(\text{р-ну}) = m_1(\text{р-ну}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ г} + 200 \text{ г} = 500 \text{ г}.$$

4. Обчислюємо масову частку розчиненої речовини в утвореному розчині:

$$\omega_2(\text{NaOH}) = \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{2(\text{р-ну})}} \cdot 100\% = \frac{15 \text{ г}}{500 \text{ г}} \cdot 100\% = 3 \% (0,03).$$

Відповідь: $\omega_2(\text{NaOH}) = 3 \% (0,03)$.

Приклад 10

Визначити масову частку хлоридної кислоти в розчині, утвореному при додаванні 200 мл води до 300 г 40 % її розчину.

Дано:	Розв'язання:
$V(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ мл}$ $m_1(\text{розч.}) = 300 \text{ г}$ $\omega_1(\text{HCl}) = 25\%$	1. Визначаємо масу HCl у вихідному розчині: $\omega\% = \frac{m_{\text{HCl}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\% , \quad m(\text{HCl}) = \frac{\omega\% \cdot m_{\text{розчину}}}{100\%};$
$\omega_2(\text{HCl}) = ?$	

$$m(\text{HCl}) = \frac{25 \cdot 300}{100\%} = 75 \text{ г}.$$

2. Визначаємо масу води, що додали до розчину:

$$m = \rho \cdot V, \quad \rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 200 \text{ г}.$$

3. Визначаємо масу утвореного розчину:

$$m_{\text{р-ну}2} = m_{\text{р-ну}1} + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m_{\text{р-ну}2} = 300 + 200 = 500 \text{ г}.$$

4. Визначаємо масу HCl у розчині 2 (після додавання води):

$$\omega_2 = \frac{m_{\text{HCl}}}{m_{\text{р-ну}2}} \cdot 100\% ; \quad \omega_2 = \frac{75}{500} \cdot 100\% .$$

Відповідь: $\omega_{\text{HCl}} = 15 \%$.

Якщо до вихідного розчину деякої речовини додають ще певну порцію цієї ж речовини, то концентрація вихідного розчину зростає. Отже, маса розчину та маса розчиненої речовини зростають на масу доданої речовини.

Приклад 11

Визначити масову частку натрій хлориду в розчині, одержаному при додаванні 60 г NaCl до 200 г розчину з масовою часткою солі 0,25 (25 %).

Дано:	Розв'язання:
$m(\text{NaCl}) = 60 \text{ г}$ $m_{\text{р-ну}} = 200 \text{ г}$ $\omega_1(\text{NaCl}) = 0,25$ $\omega_2\% (\text{NaCl}) = ?$	1. Визначаємо масу NaCl у вихідному розчині: $\omega\% = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%, \quad m(\text{NaCl}) = \frac{\omega \cdot m_{\text{розчину}}}{100\%};$ $m(\text{NaCl}) = 200 \cdot 0,25 = 50 \text{ г}.$

2. Визначаємо масу розчиненої речовини в утвореному розчині:

$$m_2(\text{NaCl}) = m_1(\text{NaCl}) + m(\text{NaCl}) = 50 + 60 = 110 \text{ г}.$$

3. Маса утвореного розчину дорівнює:

$$m_{2\text{р-ну}} = m_{1\text{р-ну}} + m(\text{NaCl}) = 200 + 60 = 260 \text{ г}.$$

4. Розраховуємо масову частку утвореного розчину:

$$\omega_2\% = \frac{m_2(\text{NaCl})}{m_{2\text{р-ну}}} \cdot 100\% = \frac{110 \text{ г}}{260 \text{ г}} \cdot 100\% = 42,3 \text{ \%}.$$

Відповідь: $\omega(\text{NaCl}) = 42,3 \text{ \%}$.

Приклад 12

Визначити масу натрій нітрату, яку треба розчинити в 240 г 10 % розчину натрій нітрату, щоб утворився розчин з масовою часткою розчиненої речовини 0,2.

Дано:	Розв'язання:
$m_1(\text{р-ну}) = 240 \text{ г}$ $\omega_1(\%) = 10 \text{ \% (0,1)}$ $\omega_2 = 0,2 \text{ (20 \%)}$ $m_1(\text{NaNO}_3) = ?$	I спосіб Знаходимо масу NaNO_3 у першому розчині: $m_1(\text{NaNO}_3) = m_1(\text{р-ну}) \cdot \omega_1;$ $m_1(\text{NaNO}_3) = 240 \cdot 0,1 = 24 \text{ г}.$ Запишемо формулу для обчислення масової частки розчиненої речовини в розчині:

$$\omega = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} , \quad \omega_2 = \frac{m_{1\text{NaNO}_3} + m_{2\text{NaNO}_3}}{m_{1\text{розчину}} + m_{2\text{NaNO}_3}} .$$

Позначимо $m_2(\text{NaNO}_3)$ за x г, тоді:

$$0,2 = \frac{m_{1\text{NaNO}_3} + m_{2\text{NaNO}_3}}{m_{1\text{розчину}} + m_{2\text{NaNO}_3}} = \frac{24 + m_{2\text{NaNO}_3}}{240 + m_{2\text{NaNO}_3}} ;$$

$$0,2(240 + m_2(\text{NaNO}_3)) = 24 + m_2(\text{NaNO}_3) ;$$

$$48 + 0,2x = 24 + x ;$$

$$48 - 24 = x - 0,2x ;$$

$$24 = 0,8x ;$$

$$x = 30 \text{ г} .$$

$$m_2(\text{NaNO}_3) = 30 \text{ г} .$$

II спосіб

1. Знаходимо масу NaNO_3 у першому розчині:

$$m_1(\text{NaNO}_3) = m_1(\text{р-ну}) \cdot \omega_1 ;$$

$$m_1(\text{NaNO}_3) = 240 \cdot 0,1 = 24 \text{ г} ;$$

2. $m_1(\text{H}_2\text{O}) = m_1(\text{р-ну}) - m_1(\text{NaNO}_3) = 240 - 24 = 216 \text{ г} ;$

$$\omega \% (\text{H}_2\text{O}) = 100 - 20 = 80\% \text{ або } \omega (\text{H}_2\text{O}) = 1 - 0,2 = 0,8 ;$$

$$m_2(\text{р-ну}) = \frac{216 \text{ г}}{0,8} = 270 \text{ г} ;$$

$$m_2(\text{NaNO}_3) = 270 - 240 = 30 \text{ г} .$$

Відповідь: $m_2(\text{NaNO}_3) = 30 \text{ г} .$

Задачі для самостійного розв'язання

1. Яку масу калій гідроксиду необхідно розчинити в 400 г розчину з масовою часткою розчиненої речовини 0,1 , щоб отримати 14,3 % розчин лугу? *Відповідь:* 20 г.
2. До 150 г спиртового розчину йоду з масовою часткою йоду 3 % додали 5 г кристалічного йоду. Розрахувати масову частку йоду в отриманому розчині. *Відповідь:* 6,1 %.
3. До 50 мл розчину H_2SO_4 ($\omega = 48 \%$, $\rho = 1,38 \text{ г/мл}$) додали 950 мл

води. Визначити масову частку H_2SO_4 в отриманому розчині.
Відповідь: 3,2 %.

4. З 500 г розчину натрій хлориду з масовою часткою розчиненої речовини 0,1 випарили 100 г води. Визначити масову частку розчиненої речовини в утвореному розчині. *Відповідь:* 12,5 %.
5. До 500 г розчину калій хлориду з масовою часткою 5 % додали 300 г води. Визначити масову частку калій хлориду в отриманому розчині. *Відповідь:* 3,1 %.
6. Яку масу ортофосфатної кислоти H_3PO_4 необхідно додати до 150 г 8 %-го розчину кислоти, щоб отримати 15 %-вий розчин H_3PO_4 ?
Відповідь: 12,35 г.
7. Визначити масу калій хлориду та масу розчину з масовою часткою KCl 0,06 , які необхідні для приготування 240 г 15 % розчину калій хлориду. *Відповідь:* 30 г KCl та 210 г 6 % розчину.
8. Яку масу води необхідно додати до 625 г розчину нітратної кислоти з масовою часткою розчиненої речовини 0,4 , щоб утворився розчин з масовою часткою кислоти 10 %?
Відповідь: 1875 г.
9. Знайти маси води та мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необхідні для приготування одного літру розчину, що містить 8 % безводної солі. Густина 8 %-го розчину CuSO_4 дорівнює 1,084 г/мл. *Відповідь:* 948 г; 135,6 г.
10. З 400 г 50 %-го (за масою) розчину H_2SO_4 випаровуванням видалили 100 г води. Чому дорівнює масова частка H_2SO_4 в отриманому розчині? *Відповідь:* 66,7 %.
11. Скільки грамів 30 %-го (за масою) розчину NaCl потрібно додати до 300 г води, щоб отримати 10 %-вий розчин солі? *Відповідь:* 150 г.
12. Яку масу 20 %-го (за масою) розчину калій гідроксиду треба додати до 1 кг 50 %-го (за масою) розчину, щоб отримати 25 % розчин? *Відповідь:* 5 кг.
13. Визначити масову частку речовини в розчині, який отримали змішуванням 300 г 25 %-го та 400 г 40 %-го (за масою) розчинів цієї речовини. *Відповідь:* 33,6 %.

14. Який об'єм води треба додати до 100 мл 20 %-го (за масою) розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,14$ г/мл), щоб отримати 5 % розчин? *Відповідь:* 342 мл.
15. До 500 мл 32 % (за масою) HNO_3 ($\rho = 1,20$ г/мл) додали 1 л води. Чому дорівнює масова частка HNO_3 в отриманому розчині? *Відповідь:* 12 %.
16. Розрахувати масу води, яку необхідно додати до 50 г розчину калій перманганату з масовою часткою KMnO_4 5 %, щоб отримати розчин з масовою часткою калій перманганату 1 %. *Відповідь:* 200 г.
17. Для приготування 5 % розчину MgSO_4 взяли 400 г $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Розрахувати масу одержаного розчину. *Відповідь:* 3,9 кг.
18. Скільки молей $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ необхідно додати до 100 мл води, щоб отримати 10 %-вий розчин MgSO_4 . *Відповідь:* 1,88 моль.
19. Визначити масову частку CuSO_4 у розчині, отриманому при розчиненні 50 г мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ у 450 г води. *Відповідь:* 6,4 %.
20. В якій масі води потрібно розчинити 25 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, щоб отримати 8 % розчин CuSO_4 ? *Відповідь:* 175 г.
21. Скільки грамів $\text{NaSO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ треба розчинити у 800 г воді, щоб отримати 10 %-вий розчин NaSO_4 ? *Відповідь:* 234,6 г.
22. Розрахувати масу кристалогідрату та об'єм води, необхідні для приготування 500 мл таких розчинів.
- 1) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\rho = 1,06$ г/мл, $\omega(\text{CuSO}_4) = 0,25$ %;
- 2) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\rho = 1,11$ г/мл, $\omega(\text{FeSO}_4) = 6$ %;
- 3) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\rho = 1,13$ г/мл, $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 15$ %;
- 4) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\rho = 1,04$ г/мл, $\omega(\text{FeSO}_4) = 0,085$ %.
- Відповідь:* 1) 2,07; 527,93; 2) 60,98; 494,1; 3) 192,18; 372,82; 4) 0,91; 519,09.
23. Розрахувати масову частку натрій сульфату у розчині, одержаному при розчиненні 6 г глауберової солі ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) в 50 г води. *Відповідь:* 4,7 %.

24. Яку масу залізного купоросу ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) необхідно розчинити у 100 г води, щоб отримати розчин з масовою часткою FeSO_4 10 %? *Відповідь:* 19,23 г.
25. Скільки грамів мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ потрібно розчинити в 500 г розчину купрум(II) сульфату з масовою часткою CuSO_4 5 % для отримання 10 % розчину купрум(II) сульфату? *Відповідь:* 46,3 г.
26. Яку масу кристалогідрату $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ необхідно використати, щоб приготувати 360 г розчину з масовою часткою MgSO_4 5 %? *Відповідь:* 36,9 г.
27. Визначити масу кристалогідрату $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ і води, які необхідно взяти для приготування розчину масою 540 г з масовою часткою натрій карбонату 15 %.
Відповідь: 219 г $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; 321 г води.
28. Скільки грамів $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, що застосовується як послаблюючий засіб, необхідно розчинити в 250 г води для одержання розчину, який містить 5 % безводної солі?
Відповідь: 32 г.
29. Для змащування ясен приготували розчин з 5 мл 30 %-го розчину H_2O_2 та 15 мл дистильованої води. Розрахуйте масову частку H_2O_2 в отриманому розчині ($\rho_{\text{р-ну}} = 1$ г/мл). *Відповідь:* 7,5 %.
30. Розрахувати об'єми 2,5 %-го розчину KMnO_4 та води, які необхідно взяти для приготування 40 мл 0,05 %-го розчину. Густина 0,05 %-го розчину дорівнює 1,003 г/мл, а 2,5 %-го дорівнює 1,017 г/мл.
Відповідь: $V(\text{H}_2\text{O}) = 39$ мл; $V(\text{KMnO}_4) = 0,8$ мл.
31. Яку масу кристалогідрату $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ необхідно розчинити в розчині масою 1000 г з масовою часткою 2%, щоб отримати розчин з масовою часткою 3%. *Відповідь:* 19,1 г
32. Який об'єм (н.у.) амоніаку необхідно розчинити у розчині амоніаку ($\omega = 10$ %, $\rho = 0,958$ г/мл) об'ємом 1500 мл для одержання розчину з масовою часткою 20 %? *Відповідь:* 236,6 м³.

Приклади розв'язування задач (13-18)
Обчислення масової частки розчиненої речовини у розчині,
утвореному при змішуванні декількох розчинів

Приклад 13

Визначити масову частку розчиненої речовини натрій гідроксиду у розчині, утвореному при змішуванні 200 г 10 %-го розчину натрій гідроксиду та 150 г 40 %-го розчину натрій гідроксиду.

Дано:	Розв'язання:
$m_1(\text{р-ну}) = 200 \text{ г}$ $m_2(\text{р-ну}) = 150 \text{ г}$ $\omega_1(\text{NaOH}) = 0,1$ $\omega_2(\text{NaOH}) = 0,4$ $\omega_3(\text{NaOH}) = ?$	Для розрахунку масової частки розчиненої речовини в утвореному розчині необхідно визначити маси розчиненої речовини у першому та другому вихідних розчинах та масу утвореного розчину. Для розрахунку маси розчиненої речовини у вихідних розчинах необхідно знайти $m_{\text{речов}}$ з формули:

$$\omega\% = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\% ; \quad \omega_{1\%} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{1\text{розчину}}} \cdot 100\% ,$$

Знаходимо $m_1(\text{NaOH})$

$$m_1(\text{NaOH}) = m_1(\text{р-ну}) \cdot \omega_1, \quad m_1(\text{NaOH}) = 200 \text{ г} \cdot 0,1 = 20 \text{ г};$$

$$\omega_{2\%} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{2\text{розчину}}} \cdot 100\% .$$

Знаходимо $m_2(\text{NaOH})$:

$$m_2(\text{NaOH}) = m_2(\text{р-ну}) \cdot \omega_1, \quad m_2(\text{NaOH}) = 150 \text{ г} \cdot 0,4 = 60 \text{ г}.$$

Визначаємо масу отриманого розчину:

$$m_3(\text{р-ну}) = 200 \text{ г} + 150 \text{ г} = 350 \text{ г}.$$

Знаходимо масу розчиненої речовини в утвореному розчині:

$$m_3(\text{NaOH}) = 20 \text{ г} + 60 \text{ г} = 80 \text{ г}.$$

Знаходимо масову частку розчиненої речовини в утвореному розчині: $\omega_{3\%} = \frac{80 \text{ г}}{350 \text{ г}} \cdot 100\% = 22,8 \% (0,228).$

Відповідь: $\omega_{3\%} = 22,8 \% (0,228).$

Приклад 14

Змішали 100 г 12 %-го і 400 г 8 %-го розчинів солі. Розрахувати масову частку солі в отриманому розчині.

Дано:	Розв'язання:
$m_1(\text{р-ну}) = 100 \text{ г}$ $m_2(\text{р-ну}) = 400 \text{ г}$ $\omega_1(\text{солі}) = 12\%$ $\omega_2(\text{солі}) = 8\%$	Використовуємо правило хреста $ \begin{array}{ccc} 12 & & \omega - 8 \\ & \diagdown & / \\ & \omega & \\ & / & \diagdown \\ 8 & & 12 - \omega \end{array} $ $\frac{\omega - 8}{12 - \omega} = \frac{100}{400};$

$$400(\omega - 8) = 100(12 - \omega);$$

$$400\omega - 3200 = 1200 - 100\omega;$$

$$500\omega = 1200 + 3200;$$

$$500\omega = 4400;$$

$$\omega = 8,8\%.$$

Відповідь: $\omega\% = 8,8\%$ (0,088).

За використанням масової концентрації ω можливе тільки масове співвідношення розчинів. Якщо ж кількість розчину задається об'ємом, слід останній перевести в масу, скориставшись рівнянням для розчинів, $\rho = m/V$, в якому ρ – густина, m – маса, V – об'єм розчину.

Приклад 15

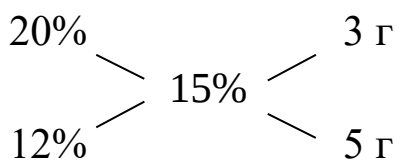
Визначити маси 12- та 20 %-го розчинів кислоти, потрібних для приготування 250 г 15 %-го розчину.

Дано:	Розв'язання:
$m_3(\text{р-ну}) = 250 \text{ г}$ $\omega_1(\text{к-ти}) = 20\%$ $\omega_2(\text{к-ти}) = 12\%$ $\omega_3(\text{к-ти}) = 15\%$	Використовуємо правило хреста, враховуючи, що $m_3 = m_1 + m_2 = 250 \text{ г}$: $ \begin{array}{ccc} \omega_1 & & \omega_3 - \omega_2 & m_1 \\ & \diagdown & / & \\ & \omega_3 & \\ & / & \diagdown & \\ \omega_2 & & \omega_1 - \omega_3 & m_2 \end{array} $ $\frac{\omega_3 - \omega_2}{\omega_1 - \omega_3} = \frac{m_1}{m_2};$

$$\omega_3(\text{солі}) = ?$$

Замість m_1 або m_2 можна записати їхній вираз через масу

кінцевого розчину: $\frac{\omega_3 - \omega_2}{\omega_1 - \omega_3} = \frac{m_1}{m_3 - m_1} = \frac{m_3 - m_2}{m_2}$;



$$\frac{3}{5} = \frac{m_1}{250 - m_1};$$

$$3(250 - m_1) = 5m_1;$$

$$750 - 3m_1 = 5m_1;$$

$$750 = 5m_1 + 3m_1;$$

$$m_1 = 93,75 \text{ г } 20\text{ \%-го розчину};$$

$$m_2 = 250 - 93,75 = 156,25 \text{ г } 12\text{ \%-го розчину}.$$

Відповідь: $m_{20\%} = 93,75 \text{ г}$; $m_{12\%} = 156,25 \text{ г}$.

Приклад 16

Розрахувати масову частку розчину лугу, якщо при змішуванні 20 г його з 7 %-вим розчином утворюється 36 мл 10 %-го розчину з густиною 1,08 г/см³.

Дано:	Розв'язання:
$m_1(\text{р-ну}) = 20 \text{ г}$ $\omega_2(\text{лугу}) = 7\%$ $\omega_3(\text{лугу}) = 10\%$ $V_3 = 36 \text{ мл}$ $\rho_3 = 1,08 \text{ г/см}^3$	1. Маса отриманого розчину $m_3 = \rho_3 \cdot V_3$ $m_3 = 36 \cdot 1,08 = 38,88 \text{ г};$ ω_1 ω_3 ω_2 $\omega_3 - \omega_2$ $\omega_1 - \omega_3$ m_1 m_2 $\frac{\omega_3 - \omega_2}{\omega_1 - \omega_3} = \frac{m_1}{m_2}$ $\frac{\omega_3 - \omega_2}{\omega_1 - \omega_3} = \frac{m_1}{m_3 - m_1} = \frac{m_3 - m_2}{m_2};$
$\omega_3(\text{солі}) = ?$	

$$\begin{array}{ccc} \omega_1 & & 3 \text{ г} \\ & \searrow & / \\ & 10\% & \\ & / & \searrow \\ 7\% & & \omega_1 - 10 \\ \frac{3}{\omega_1 - 10} = \frac{20}{38,88 - 20} ; \end{array}$$

$$3(38,88 - 20) = 20(\omega_1 - 10) ;$$

$$\omega_1 = 12,83 \%.$$

Відповідь: $\omega_1 = 12,83 \%$.

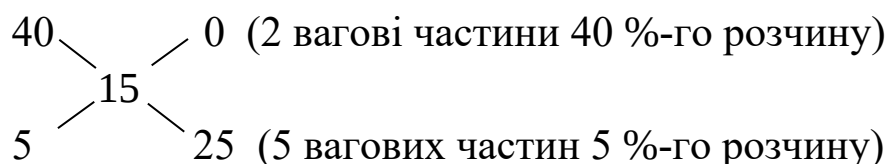
Приклад 17

В яких об'ємних відношеннях треба змішати 40 %-вий розчин H_2SO_4 ($\rho = 1,32 \text{ г/мл}$) з 5 %-вим розчином цієї ж кислоти, щоб отримати 600 мл 15 %-го розчину ($\rho = 1,24 \text{ г/мл}$) H_2SO_4 ?

Дано:	Розв'язання:		
$\rho_1 = 1,32 \text{ г/мл}$ $\rho_3 = 1,24 \text{ г/мл}$ $\omega_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 40\%$ $\omega_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5\%$ $\omega_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 15\%$ $V_3 = 600 \text{ мл}$	Для	розв'язування	задачі
	використовуємо правило хреста		
	$\begin{array}{ccc} 40 & & 15 \\ & \searrow & / \\ & 15 & \\ & / & \searrow \\ 5 & & 5 \end{array}$ (I)	$\begin{array}{ccc} 40 & & 15 \\ & \searrow & / \\ & 15 & \\ & / & \searrow \\ 5 & & 25 \end{array}$ (II)	$\begin{array}{ccc} 40 & & 10 \\ & \searrow & / \\ & 15 & \\ & / & \searrow \\ 5 & & 25 \end{array}$ (III)
$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = ?$	Для цього початкові концентрації розчинів записують зліва, а концентрацію заданого розчину праворуч (схема I).		

З більшої концентрації вираховують задану концентрацію і різницю записують правіше по діагоналі, як показано на схемі (II), а із заданої концентрації вираховують меншу концентрацію і теж записують правіше по діагоналі, як показано на схемі (III).

Отримані числа (10 і 25), які можна ще скоротити на 5 і отримати (2 і 5), показують, в якому масовому відношенні потрібно змішувати 40 %-вий та 5 %-вий розчини, відповідно, щоб одержати 15 %-вий розчин кислоти.



Маса 15 %-го розчину, який потрібно приготувати, дорівнює:
 $m_3 = V_3 \cdot \rho_3 = 600 \text{ мл} \cdot 1,24 \text{ г/мл} = 744 \text{ (г)}$, що становить $2 + 5 = 7$ вагових частин.

На одну вагову частину припадає: $744/7 = 106,3 \text{ (г)}$.

Маса 40 %-го розчину дорівнює: $m_1 = 106,3 \cdot 2 = 212,6 \text{ г}$,

а маса 5 %-го розчину дорівнює: $m_2 = 106,3 \cdot 5 = 531,5 \text{ г}$.

Визначаємо об'єм 40 %-го розчину: $V_1 = \frac{m_1}{\rho} = \frac{212}{1,32} = 161,06 \text{ мл}$.

Густину 5 %-го розчину вважатимемо за 1, тому об'єм чисельно дорівнює масі розчину $V_2 = 531,5 \text{ (мл)}$.

Отже, розчини потрібно змішати в об'ємних відношеннях:

$V_1 : V_2 = 161,06 : 531,5 = 1,0 : 3,3$.

Відповідь: $V_1 : V_2 = 1,0 : 3,3$.

Приклад 18

Розрахувати об'єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 56 % ($\rho = 1,460 \text{ г/мл}$) та об'єм води, які необхідні для приготування 100 мл розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 20 % ($\rho = 1,143 \text{ г/мл}$).

Дано:	Розв'язання:
$\omega_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 56\%$ $\rho_1 = 1,460 \text{ г/мл}$ $V_3 = 100 \text{ мл}$ $\omega_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 20\%$ $\rho_3 = 1,143 \text{ г/мл}$	Варіант 1 1. Знаходимо масу 100 мл 20 %-го розчину: $m_3 = \rho \cdot V = 1,143 \cdot 100 = 114,3 \text{ г}$. 2. Знаходимо масу сульфатної кислоти в цьому розчині:
$V_1, V(\text{H}_2\text{O}) = ?$	

$$\omega\% = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\% ;$$

$$m_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = \omega \cdot m_3 = 0,20 \cdot 114,3 = 22,86 \text{ г.}$$

Оскільки змішували розчин з масовою часткою $\text{H}_2\text{SO}_4 = 56\%$ та воду, в якій масова частка $\text{H}_2\text{SO}_4 = 0\%$, то знайдена маса сульфатної кислоти в отриманому розчині буде відповідати масі сульфатної кислоти у вихідному (першому розчині), тобто $m_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 22,86 \text{ г.}$

Знаючи масу сульфатної кислоти та її масову частку, можна знайти масу вихідного розчину m_1 :

$$m_1 = \frac{m_{\text{речов}}}{\omega} \cdot 100\% = \frac{22,86}{0,56} = 40,82 \text{ г;}$$

$$V_1 = \frac{m_1}{\rho} = \frac{40,82}{1,460} = 27,95 \text{ мл} \approx 28 \text{ мл;}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = V_3 - V_1 = 100 - 28 = 72 \text{ мл.}$$

Варіант 2

$$\begin{array}{rcl} 56\% & \searrow & 20 \quad (20 \text{ вагових частин } 56\% \text{-го розчину}) \\ & 20\% & \\ 0\% & \nearrow & 36 \quad (36 \text{ вагових частин води}) \end{array}$$

Всього 56 вагових частин.

Маса 20 %-го розчину: $m_3 = \rho \cdot V = 1,143 \cdot 100 = 114,3 \text{ г.}$

Знаходимо масу 1 вагової частки: $114,3/56 = 2,04 \text{ г.}$

Маса 56 %-го розчину дорівнює: $m_1 = 2,04 \cdot 20 = 40,82 \text{ г;}$

$$V_1 = \frac{m_1}{\rho} = \frac{40,82}{1,460} = 27,95 \text{ мл} \approx 28 \text{ мл;}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = V_3 - V_1 = 100 - 28 = 72 \text{ мл.}$$

Відповідь: $V_1 = 28 \text{ мл, } V(\text{H}_2\text{O}) = 72 \text{ мл.}$

Задачі для самостійного розв'язання

1. Яку масу 30 %-го розчину нітратної кислоти HNO_3 треба додати до 250 г 5 %-го розчину цієї ж кислоти, щоб отримати 25 %-вий розчин нітратної кислоти. *Відповідь:* 1000 г.
2. В якому масовому співвідношенні необхідно змішати 10 %-вий

розчин сульфатної кислоти і 75 %-вий розчин цієї ж кислоти, щоб одержати 1000 г акумуляторної кислоти (25 %-вий розчин H_2SO_4). *Відповідь:* 770 г; 230 г.

3. В якому масовому співвідношенні необхідно змішати 5 %-вий і 15 %-вий розчини натрій гідроксиду, щоб одержати 7 %-вий розчин лугу. *Відповідь:* 8 масових частин 5 %-го розчину і 2 масових частини 15 %-го розчину.
4. У 250 г води розчинено 50 г кристалогідрату $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Обчислити масову частку кристалогідрату і безводного ферум(II) сульфату у розчині. *Відповідь:* $\omega_{\text{к.г.}} = 16,7$; $\omega_{\text{б.с.}} = 9,1$ %.
5. Обчислити масу бури $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ та води, які необхідні для приготування 2 кг розчину з масовою часткою $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ 5 %. *Відповідь:* 189,5 г; 1810,5 г.
6. Внаслідок розчинення у 400 г води деякої кількості мідного купоросу отримано розчин з масовою часткою CuSO_4 5 %. Обчислити масу використаного кристалогідрату та масу отриманого розчину.
Відповідь: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 34$ г; $m_{\text{розчину}} = 434$ г.
7. Обчислити об'єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 92 % ($\rho = 1,824$ г/мл) та масу води, які необхідні для приготування 200 мл розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 18 % ($\rho = 1,124$ г/мл). *Відповідь:* 24,0 мл; 176 г.
8. Яку масу 30 %-го розчину нітратної кислоти HNO_3 треба додати до 250 г 5 %-го розчину цієї ж кислоти, щоб отримати 25 %-вий розчин HNO_3 . *Відповідь:* 1000 г.
9. Знайдіть маси води та барій хлориду дигідрату, необхідні для приготування 400 мл розчину барій хлориду ($\rho = 1,20$ г/см³) з масовою часткою солі 0,2. *Відповідь:* 367 г; 113 г.
10. Обчислити масу мідного купоросу та води, необхідних для приготування розчину купрум(II) сульфату масою 200 г з масовою часткою солі 16 %. *Відповідь:* 50 г; 150 г.
11. Яку масу розчину натрій карбонату з масовою часткою солі 0,1 та кристалічної соди $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ необхідно взяти для

приготування розчину масою 540 г з масовою часткою натрій карбонату 0,15? *Відповідь:* 489,1 г; 50,9 г.

12. Визначити масу кристалогідрату купрум(II) броміду тетрагідрату, яку потрібно розчинити в 702 г розчину купрум(II) броміду з масовою часткою CuBr_2 1,61 %, щоб утворився 10,68 % розчин. *Відповідь:* 98 г.
13. Визначити масову частку купрум(II) сульфату в розчині, утвореному внаслідок розчинення 80 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в 320 г 4 %-го розчину купрум(II) сульфату. *Відповідь:* 16%.
14. Яку масу 20 %-го (за масою) розчину KOH треба додати до 1 кг 50 %-го (за масою) розчину, щоб отримати 25 %-вий розчин? *Відповідь:* 5 кг.
15. Визначити масову частку речовини в розчині, отриманому змішуванням 300 г 25 %-го та 400 г 40 %-го (за масою) розчинів цієї речовини. *Відповідь:* 33,6 %.
16. Скільки грамів 32 %-го розчину HNO_3 слід додати до 600 г 80 % розчину тієї ж кислоти для отримання 64 %-го розчину? *Відповідь:* 300 г.
17. Скільки молей води слід додати до 1,6 кг 25 % розчину NaOH для отримання 16 % розчину? *Відповідь:* 50 моль.

Приклади розв'язування задач (19-23)

Обчислення молярної, моляльної, масової концентрації та молярної концентрації еквівалента розчину

Приклад 19

Визначити молярну концентрацію розчину натрій гідроксиду з масовою часткою 30 %, густина розчину 1,29 г/мл.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язання:</i>
$\omega(\text{NaOH}) = 30 \% (0,3)$	Знаходимо масу 1 л розчину (1 л = 1000 мл): $m_{\text{р-ну}} = V \cdot \rho_{\text{р}} = 1000 \text{ мл} \cdot 1,29 \text{ г/мл} = 1290 \text{ г}.$
$\rho = 1,29 \text{ г/мл}$	
$C_{\text{М}}(\text{NaOH}) = ?$	Знаходимо масу речовини NaOH :

$$\omega = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\% , m(\text{NaOH}) = \omega \cdot m_{\text{р-ну}} = 0,3 \cdot 1290 = 387 \text{ г.}$$

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль.}$$

Знаходимо молярну концентрацію:

$$C_M = \frac{n_{\text{речов}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{m_{\text{речов}}}{M_{\text{речов}} \cdot V_{\text{розчину}}} ; C_M = \frac{387}{40 \cdot 1} = 9,68 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: $C_M = 9,68 \text{ моль/л.}$

Приклад 20

Обчислити молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента, моляльну концентрацію та титр розчину з масовою часткою манган(II) хлориду 8 % ($\rho = 1,085 \text{ г/мл}$).

Дано:	Розв'язання:
$\rho = 1,085 \text{ г/мл}$	Обчислюємо масу 1 л (1000 мл) даного розчину та масу розчиненого MnCl_2 :
$\omega_1(\text{MnCl}_2) = 8 \%$	
$C_m, C_M, C_H, T = ?$	$m_{\text{розч}} = V \cdot \rho = 1000 \text{ мл} \cdot 1,085 \text{ г/мл} = 1085 \text{ г};$ $m(\text{MnCl}_2) = \omega \cdot m_{\text{розч}} = 0,08 \cdot 1085 \text{ г} = 86,80 \text{ г};$

$$M(\text{MnCl}_2) = 55 + 35,5 \cdot 2 = 126 \text{ г/моль};$$

$$C_M = \frac{m_{\text{речов}}}{M_{\text{речов}} \cdot V_{\text{розчину}}} = \frac{86,80}{126 \cdot 1} = 0,69 \text{ моль/л};$$

$$C_H = \frac{m_{\text{речов}}}{E_m \cdot V_{\text{розчину}}}, E_m(\text{MnCl}_2) = \frac{M(\text{MnCl}_2)}{n(\text{Mn}^{2+})B(\text{Mn})} = \frac{126}{1 \cdot 2} = 63 \text{ г/моль};$$

$$C_H = \frac{86,80}{63 \cdot 1} = 1,38 \text{ моль/л};$$

$$C_m = \frac{n_{\text{речов}}}{m_{\text{розчинника}}}, n(\text{MnCl}_2) = \frac{m}{M} = \frac{86,80}{126} = 0,69 \text{ моль};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1085 - 86,80 = 998,2 \text{ г} = 0,9982 \text{ кг};$$

$$C_m = \frac{0,69}{0,9982} = 0,69 \text{ моль/кг}; T = \frac{m_{\text{речов}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{86,80}{1000} = 0,0868 \text{ г/мл.}$$

Відповідь: $C_m = 0,69 \text{ моль/кг}; C_M = 0,69 \text{ моль/л}; C_H = 1,38 \text{ моль/л};$
 $T = 0,0868 \text{ г/мл.}$

Приклад 21

В 200 мл розчину міститься 8,55 г барій гідроксиду. Розрахувати масову концентрацію, молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалента розчину $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Дано:	Розв'язання:
$m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 8,55 \text{ г}$ $V(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 200 \text{ мл}$ $M(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 171 \text{ г/моль}$	$\rho = \frac{m_{\text{Ba}(\text{OH})_2}}{V_{\text{р-ну}}}, \rho = \frac{8,55}{0,2} = 42,75 \text{ г/л};$
$\rho, C_M, C_H = ?$	$C_M = \frac{m_{\text{речов}}}{M_{\text{речов}} \cdot V_{\text{розчину}}};$

$$C_M = \frac{8,55 \text{ г}}{171 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ л}} = 0,25 \text{ моль/л};$$

$$C_H = \frac{m_{\text{речов}}}{E_m \cdot V_{\text{розчину}}}, E_m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = \frac{M(\text{Ba}(\text{OH})_2)}{n(\text{OH}^-)} = \frac{171}{2} = 85,55 \text{ г/моль};$$

$$C_H = \frac{8,55 \text{ г}}{88,5 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ л}} = 0,5 \text{ моль/л}.$$

Відповідь: $\rho = 42,75 \text{ г/л}$, $C_M = 0,25 \text{ моль/л}$, $C_H = 0,5 \text{ моль/л}$.

Приклад 22

Обчислити масову концентрацію, молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалента натрій карбонату в розчині з масовою часткою Na_2CO_3 11,6 %, якщо густина розчину 1,12 г/мл.

Дано:	Розв'язання
$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 11,6 \%$ $\rho(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1,12 \text{ г/мл}$	$\rho = \frac{m_{\text{р-ни}}}{V_{\text{р-ну}}};$
$\rho, C_M, C_H = ?$	$\omega = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}}, m_{\text{речов}} = \omega \cdot m_{\text{р-ну}};$

$$\rho = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ну}}}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot V}{V_{\text{р-ну}}} = \omega \cdot \rho = 0,116 \cdot 1,12 \text{ г/мл} = 0,13 \text{ г/мл} = 130 \text{ г/л};$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль};$$

$$C_M = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 1000}{M_{\text{речов}}} = \frac{0,116 \cdot 1,12 \text{ г/мл} \cdot 1000}{106 \text{ г/моль}} = 1,22 \text{ моль/л};$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль};$$

$$E_M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{2 \cdot 1} = \frac{106}{2} = 53 \text{ г/моль};$$

$$C_n = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 1000}{E_m} = \frac{0,116 \cdot 1,12 \text{ г/мл} \cdot 1000}{53 \text{ г/моль}} = 2,45 \text{ моль/л}.$$

Відповідь: $\rho = 42,75 \text{ г/л}$; $C_M = 0,25 \text{ моль/л}$, $C_n = 0,5 \text{ моль/л}$.

При змішуванні розчинів кількість речовини (кількість речовини еквівалента) в отриманому розчині дорівнює сумі кількості речовини (кількість речовини еквівалентів) розчинів, що змішуються:

$$n(X) = n_1(X) + n_2(X) + n_3(X) + \dots,$$

де: $n(X)$ – кількість речовини в отриманому розчині; $n_1(X)$, $n_2(X)$, $n_3(X)$ – кількість речовини у розчинах, що змішуються.

При змішуванні розчинів різної концентрації об'єм отриманого розчину **не дорівнює сумі** об'ємів розчинів, що змішуються. Це називають контракцією розчинів. Тому, об'єм отриманого розчину необхідно розраховувати. При вирішенні завдань на змішування розчинів, часто доводиться робити перерахунок однієї концентрації в іншу.

Приклад 23

Змішали 3 л розчину H_3PO_4 ($C_M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,1 \text{ моль/л}$) та 2 л розчину H_3PO_4 $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 90 \%$, $\rho = 1,05 \text{ г/мл}$. Обчислити молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалента отриманого розчину (контракцією можна знехтувати).

Дано:	Розв'язання:
$V_1 = 3 \text{ л}$ $C_M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,1 \text{ моль/л}$ $V_2 = 2 \text{ л}$ $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 90 \% (0,9)$ $\rho = 1,05 \text{ г/мл}$	Оскільки за умовою задачі контракцією можна знехтувати, розраховуємо об'єм отриманого розчину як суму вихідних розчинів: $V_3 = V_1 + V_2 = 3 \text{ л} + 2 \text{ л} = 5 \text{ л};$ $n(\text{H}_3\text{PO}_4) = n_1(\text{H}_3\text{PO}_4) + n_2(\text{H}_3\text{PO}_4).$
$C_M, C_n = ?$	

З формули для C_M знаходимо $n_1(\text{H}_3\text{PO}_4)$:

$$C_M = \frac{n_{\text{речов}}}{V_{\text{розчину}}}, \quad n_1(\text{H}_3\text{PO}_4) = C_M \cdot V_1 = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 3 \text{ л} = 0,3 \text{ моль}.$$

З формули для масової частки знаходимо $n_2(\text{H}_3\text{PO}_4)$:

$$\omega = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} = \frac{M \cdot n}{\rho \cdot V};$$

$$n_2(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot \rho \cdot V}{M(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{0,9 \cdot 1,05 \text{ г/мл} \cdot 2000 \text{ мл}}{98 \text{ г/моль}} = 1,928$$

моль;

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,3 + 1,928 = 2,228 \text{ моль};$$

$$C_M = \frac{n_{\text{речов}}}{V_{\text{розчину}}} = \frac{2,228 \text{ моль}}{5 \text{ л}} = 0,446 \text{ моль/л};$$

$$C_H = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot C_M}{E_m(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot C_M}{\frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{3}} = 3C_M;$$

$$C_H = 3 \cdot 0,446 = 1,337 \text{ г/моль}.$$

Відповідь: $C_M = 0,446 \text{ моль/л}; C_H = 1,337 \text{ г/моль}.$

Задачі для самостійного розв'язання

1. Розрахувати молярну концентрацію розчину нітратної кислоти з масовою часткою HNO_3 30 %. Густина розчину 1,18 г/мл.
Відповідь: 5,619 моль/л.
2. Яку масу 30 %-го і 5 %-го розчинів глюкози потрібно взяти для приготування 50 г 10 %-го розчину з густиною 1,1 г/мл. Яка молярна концентрація отриманого розчину?
Відповідь: 10 г, 40 г; $C_M = 0,61 \text{ моль/л}, 611 \text{ ммоль/л}.$
3. Для отримання нашатирного спирту в 500 г води розчинили 54,75 г амоніаку. Розрахувати масову частку, масову концентрацію та молярну концентрацію амоніаку в отриманому розчині. Густина розчину 0,958 г/мл.
Відповідь: $\omega = 9,87 \%; \rho = 94,54 \text{ г/л}; C_M = 5,561 \text{ моль/л}.$
4. Розчин кальцій хлориду з масовою часткою CaCl_2 10 %

застосовується в медицині як протиалергійний та протизапальний засіб. Розрахувати масову та молярну концентрації цього розчину. Густина розчину 1,083 г/мл.

Відповідь: $\rho = 108,3$ г/л; $C_M = 0,975$ моль/л.

5. Розрахувати молярну концентрацію еквівалента ортофосфорної кислоти в розчині з масовою часткою H_3PO_4 10,32 %. Густина розчину 1,055 г/мл; $M(H_3PO_4) = 98$ г /моль.

Відповідь: 3,333 моль/л.

6. Розрахувати молярну концентрацію та масову частку натрій хлориду у розчині, отриманому при розчиненні 14,63 г сухої солі в 100 мл води ($\rho = 1,146$ г/мл).

Відповідь: 12,76 %; 2,5 моль/л.

7. У 64 мл води розчинили 16 г NaOH та отримали розчин з густиною $\rho = 1,22$ г/мл. Визначити ω , C_M , C_N , та C_m отриманого розчину.

Відповідь: $C_N = 6,1$ моль/л; $C_M = 6,1$ моль/л; $C_m = 6,25$ моль/кг.

8. Знайти молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента та молярну концентрацію 15 %-го розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,10$ г/мл).

Відповідь: $C_N = 3,37$ моль/л; $C_M = 1,68$ моль/л; $C_m = 1,80$ моль/кг.

9. Розрахувати: а) молярну концентрацію; б) молярну концентрацію еквівалента; в) мольну частку розчиненої речовини 49 %-го розчину ортофосфатної кислоти H_3PO_4 ($\rho = 1,33$ г/мл).

Відповідь: а) $C_M = 6,6$ моль/л; б) $C_N = 19,9$ моль/л; в) $N = 0,149$.

10. Який об'єм 2 М і 6 М розчинів HCl потрібно змішати для приготування 500 мл 3 М розчину хлоридної кислоти? Зміною об'єму при змішуванні знехтувати.

Відповідь: 125 мл; 375 мл.

11. Змішали 0,8 л 1,5 н NaOH та 0,45 л 0,6 н NaOH. Обчислити молярну концентрацію еквівалента отриманого розчину луку.

Відповідь: 1,2 моль/л.

12. Водний розчин містить 577 г сульфатної кислоти в 1 л. Густина розчину 1335 кг/л. Обчислити: масову частку H_2SO_4 в розчині,

молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента, моляльність та мольні частки H_2SO_4 та H_2O .

Відповідь: 43,22 %; 11,76 моль/л; 5,88 моль/л; 7,76 моль/кг; 0,123; 0,877.

13. Визначити масову частку 12,2 М розчину нітратної кислоти HNO_3 ($\rho = 1,35 \text{ г/см}^3$). Відповідь: 56,7 %.
14. Визначити молярну концентрацію 36 %-го розчину натрій гідроксиду ($\rho = 1,39 \text{ г/см}^3$). Відповідь: 12,5 моль/л.
15. Які об'єми 2 М та 6 М розчинів хлоридної кислоти HCl потрібно змішати для приготування 500 мл 3 М розчину? Концентрацією розчинів при змішуванні знехтувати.
Відповідь: 125 мл, 375 мл.
16. Густина 40 %-го (за масою) розчину HNO_3 дорівнює 1,25 г/мл. Обчислити молярну та моляльну концентрації цього розчину.
Відповідь: 7,94 моль/л; 10,6 моль/кг.
17. Молярна концентрація еквівалента розчину натрій гідроксиду 9,28 моль/л ($\rho = 1,310 \text{ г/мл}$). Обчислити масову частку NaOH в цьому розчині. Відповідь: 28,3 %.
18. В 1 кг води розчинено 666 г KOH ; густина розчину дорівнює 1,395 г/мл. Знайти: а) масову частку KOH ; б) молярність; в) моляльність; г) мольні частки лугу та води. Відповідь: а) 40,0 %; б) 9,95 моль/л; в) 11,9 моль/кг; г) 0,176; 0,824.
19. Густина 15 %-го (за масою) розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 дорівнює 1,105 г/мл. Обчислити: а) нормальність; б) молярність; в) моляльність розчину.
Відповідь: а) 3,38 н.; б) 1,69 моль/л; в) 1,80 моль/кг.
20. Густина 9 %-го розчину сахарози $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ дорівнює 1,035 г/мл. Розрахувати масову концентрацію, молярну концентрацію та моляльну концентрацію розчину сахарози.

Питання для самоконтролю

1. Що виражає концентрація розчину?
2. На які дві групи поділяються способи вираження концентрації? В якому випадку концентрація оцінюється безрозмірними величинами (в частках від одиниці або відсотках)?
3. Що таке масова частка речовини у розчині? В яких одиницях вона виражається?
4. Молярна концентрація розчину. В яких одиницях її вимірюють?
5. Молярна концентрація еквівалента (нормальність розчину). В яких одиницях її вимірюють?
6. Що таке титр розчину? Вивести формулу, яка зв'язує титр і нормальність розчину.
7. Для яких речовин значення молярної і молярної концентрації еквівалента збігаються? Навести приклади.
8. Як пов'язані між собою молярна концентрація та масова частка речовини. Вивести формулу, яка зв'язує молярну концентрацію та масову частку речовини.
9. Вивести формулу, яка зв'язує нормальну та молярну концентрації речовини?
10. Як пов'язані між собою нормальна концентрація та масова частка речовини?

Лабораторна робота
Приготування розчинів заданої концентрації

Дослід 1. *Визначення масової частки розчиненої речовини*

Приготуйте розчин, який містить 10 г натрій хлориду та 100 г води.

1. На технічних терезах зважте на годинниковому склі 10 г NaCl.
2. Відмірте циліндром 100 мл води.
3. Перенесіть сіль у стакан на 200-250 мл, залишки вмісту годинникового скла змийте водою із циліндра та влийте у стакан воду, яка залишилась.
4. Розмішайте розчин скляною паличкою та вилийте його у мірний циліндр на 100 мл до 4/5 об'єму.
5. Визначте густину розчину ареометром.
6. Обчисліть масову частку натрій хлориду в приготованому розчині та порівняйте її з даними довідкової таблиці.
7. Обчисліть відносну похибку дослідів.
8. Для приготованого розчину обчисліть молярну, моляльну концентрації та титр.

Дослід 2. *Приготування розчину з певною масовою часткою речовини*

1. Обчисліть маси солі – натрій нітрату і води, які потрібні для приготування 200 г 10 %-го розчину NaNO_3 .
2. Зважте на технохімічних терезах обчислену масу солі. Наважку солі перенесіть в стакан або колбу та розчиніть її у відміряному мірним циліндром об'ємі води.
3. Визначте густину утвореного розчину ареометром.
4. За експериментальними даними обчисліть об'єм утвореного розчину і суму об'ємів води і чистої солі ($\rho_{\text{солі}} = 2,257 \text{ г/см}^3$) до розчинення.
5. Порівняйте результати обчислень та поясніть причини відмінності між об'ємом розчину і сумою об'ємів води і солі до розчинення.
6. Обчисліть молярну та нормальну концентрації отриманого розчину.

Дослід 3. Приготування розчину із заданою масовою часткою змішуванням двох розчинів

Додаванням розчину з масовою часткою натрій хлориду 20 % до 100 мл розчину з масовою часткою натрій хлориду 3 % одержте розчин з масовою часткою 8 або 10 %.

1. Визначте масу розчину з масовою часткою 20 %, яку необхідно додати до 3 %-го розчину для отримання 10 %-го розчину.

2. Визначте масу розчину з масовою часткою 20 %, яку необхідно додати до 3 %-го розчину для отримання 8 %-го розчину

3. Приготуйте 8 % та 10 % розчини натрій хлориду, визначте їх густину ареометром та порівняйте її з даними довідкової таблиці

Дослід 4. Приготування 0,1 М або 0,1 н розчину кальцій хлориду розчиненням кристалогідрату

1. Обчисліть масу $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ та води, які необхідні для приготування 50 мл 0,1 М або 0,1 н розчину. Перевірте обчислення у викладача.

2. Зважте обчислену масу солі на технічних терезах на годинниковому склі.

3. У мірну колбу на 50 мл вставте лійку, перенесіть до неї наважку та обмийте годинникове скло очищеною водою.

4. Розчин у мірній колбі перемішайте, додаючи невеликими порціями воду до повного розчинення солі. Потім рівень розчину в мірній колбі доведіть до мітки таким чином, щоб нижній рівень меніска рідини торкався мітки. Закрийте колбу пробкою та старанно перемішайте розчин.

5. За допомогою ареометру визначте густину отриманого розчину. Визначену густину розчину повідомте викладачу для перевірки точності виконаної роботи.

6. Обчисліть молярну та нормальну концентрації отриманого розчину.

5.2. РОЗЧИННІСТЬ ТВЕРДИХ І ГАЗОПОДІБНИХ РЕЧОВИН

Розчини. Їхня відмінність від механічних сумішей і хімічних сполук. Насичені та пересичені розчини.

Поняття “розчинність”. Способи вираження розчинності твердих речовин і газів від температури та тиску. Закони Генрі та Дальтона. Парціальний тиск газів. Теплові ефекти при розчиненні.

Розчинами називають однорідні (гомогенні) системи, які складаються з двох або більше компонентів, відносна кількість яких може змінюватися в широких межах без порушення однорідності. До складу розчину входять розчинник та розчинені речовини.

Розчинник – це середовище, в якому розчинені речовини, рівномірно розподілені у вигляді молекул або іонів.

Компонент, агрегатний стан якого не змінюється під час утворення розчину, вважають розчинником. Наприклад, при розчиненні цукру у воді, незалежно від кількостей цих речовин, розчинником є вода.

У випадку, коли розчинник та розчинена речовина знаходяться в одному агрегатному стані (при змішуванні газу з газом, рідини з рідиною, твердої речовини з твердою), розчинником вважають компонент, об’єм якого більший, а у разі однакових об’ємів компонентів розчину не важливо, який компонент буде розчинником, а який розчиненою речовиною.

Характерною ознакою розчинів є їх однорідність.

Розчинена речовина. Частинками розчиненої речовини є окремі молекули або іони з розміром менше 1 нм, які рівномірно розподілені між молекулами розчинника.

Розчини посідають проміжне місце між механічними сумішами та хімічними сполуками. Від суміші розчин відрізняє те, що будь-який його мікроскопічний об’єм, який знаходиться у стані динамічної рівноваги, має однаковий хімічний склад і фізичні властивості, як і вся маса розчину. Важливо, що утворення розчинів супроводжується тепловим ефектом та зміною об’єму.

На відміну від хімічних сполук, склад розчинів може змінюватись залежно від кількості взятих компонентів. Отже, розчини не підлягають законам сталості складу і кратних відношень, тому їх називають сполуками змінного складу. Крім того, для розчинів характерні слабкі Ван-дер-ваальсові взаємодії, а в деяких випадках – виникнення водневих зв'язків між компонентами розчину.

Класифікація розчинів

Розчини класифікують за наступними ознаками:

- залежно від природи розчинника розчини поділяють на водні та неводні (спиртові, бензольні тощо);
- залежно від концентрації іонів водню розчини можуть бути кислотними, нейтральними та лужними;
- залежно від агрегатного стану розчинника та розчиненої речовини розчини поділяють на газоподібні, рідкі та тверді;
- залежно від вмісту розчиненої речовини розчини поділяють на розведені та концентровані.

Розведеним вважають розчин, у якому вміст розчиненої речовини не перевищує 30 %, а у концентрованому розчині масова частка розчиненої речовини становить понад 30 %.

Розведений розчин містить досить малу масу розчиненої речовини порівняно з масою розчинника (наприклад, в 100 г води розчинено 5 г хлороводню). Розчин, який містить 36,5 г хлороводню в 100 г води, вважають концентрованим. Однак, межі між розведеними та концентрованими розчинами умовні. Наприклад, для сульфатної кислоти концентрованим вважається розчин, який містить 96 г H_2SO_4 , для нітратної – 63 г HNO_3 , для хлоридної – 37 г HCl в 100 г води.

- залежно від здатності речовини розчинятись за даних умов у даній масі розчинника розчини бувають ненасиченими, насиченими, пересиченими.

Насичений розчин – це розчин, у якому встановилася термодинамічна рівновага між нерозчиненою речовиною та речовиною в розчині (при сталих температурі і тиску). Він являє

собою динамічно рівноважну систему, в якій швидкість процесу розчинення дорівнює швидкості процесу кристалізації (випадання осаду розчиненої речовини з розчину).

Ненасиченим називається розчин, який містить менше розчиненої речовини, ніж потрібно для насичення, у такому розчині ще може розчинятися речовина за даної температури.

Перенасиченим називається розчин, який при певній температурі містить більше розчиненої речовини, ніж це зумовлено межею насичення (при зниженні температури надлишок речовини випадає у вигляді кристалів).

Основні параметри стану розчину – це температура, тиск та концентрація.

Найбільш поширеними і вивченими є рідкі водні розчини.

Значення водних розчинів у фармації та медицині

Розчини відіграють важливу роль у живій та неживій природі. В людському організмі міститься багато різних біологічних рідин від простих розчинів солей і кислот до складних дисперсних систем. Вода – це те середовище, у якому відбуваються фізіологічні та біохімічні процеси у живих організмах (засвоєння їжі, всмоктування в кров поживних речовин, транспортування метаболітів).

Важливіші біологічні системи (цитоплазма, кров, лімфа, слина, сеча, піт тощо) є водними розчинами солей, білків, вуглеводів, ліпідів. Плазма крові складається з води (90-92 %) та сухої речовини (8-10 %). З органічних речовин в ній містяться білки (альбуміни, глобуліни, фібриноген), небілкові нітрогеновмісні сполуки (амінокислоти, поліпептиди), продукти розпаду білків і нуклеїнових кислот (сечовина, креатин, сечова кислота, креатинін), глюкоза, жири, ліпоїди та ін. Мінеральні речовини – це солі з катіонами Натрію, Калію, Кальцію, Магнію та аніонами Хлору, гідрокарбонат- і гідрофосфат-іонами.

У тілі новонародженої дитини міститься приблизно 80 % води, у дорослих чоловіків – 60 %, у жінок – 55 %. Вміст води в різних

тканинах складає від 10 % (у жирових) до 85-90 % (у нирках та крові).

В організмі дорослої людини вагою 70 кг містить 45-50 л води, з яких 3,5 л приходить на плазму крові, 10,5 л на лімфу та позаклітинну воду тканин. Добова потреба дорослої людини у воді коливається в межах 1,5-3 л.

Добовий водний баланс дорослої людини

<i>Надходження води в організм</i>	<i>Виділення води з організму</i>
1,1-1,4 л (з рідкою їжею, питвом)	1,2-1,5 л через нирки
0,8-1,0 л (із твердою їжею)	0,1-0,3 л з випорожненнями
0,3 л ендогенна метаболічна вода	0,4 л через легені
	0,5-0,6 л через шкіру
Разом 2,2-2,7 л	Разом 2,2-2,7 л

Розчинність

При розчиненні процес утворення розчину в багатьох випадках перебігає самодовільно до тих пір, поки не досягається певна гранична концентрація (настає насичення). Це відбувається, коли досягається рівновага $\Delta G = 0$, тобто, коли ентальпійний та ентропійний фактори дорівнюють один одному.

$$\Delta H = T\Delta S$$

Здатність речовин розчинятися в тому чи іншому розчиннику за даних умов називають розчинністю. Вона тим більша, чим сильніша взаємодія між компонентами розчину.

Кількісною мірою розчинності є концентрація речовини в насиченому розчині, або частка речовини в насиченому розчині. Тому кількісно розчинність може визначатись тими ж способам, що і склад розчину (масова частка, молярна концентрація).

В довідниках часто наводиться коефіцієнт розчинності (K_s), який визначається масою речовини, яка може розчинитися у 100 г розчинника і утворити, за певної температури, насичений розчин.

Коефіцієнт розчинності – це маса розчиненої речовини в грамах,

що може за даних умов розчинитись у 100 г розчинника з утворенням насиченого розчину.

Кількісною мірою розчинності газів є об'ємний коефіцієнт або коефіцієнт абсорбції.

Об'ємний коефіцієнт або коефіцієнт абсорбції – це об'єм газу в літрах, який може поглинутись 1 л розчинника з утворенням насиченого розчину за даної температури. Наприклад, коефіцієнт абсорбції HCl дорівнює 505, отже 1 л води може поглинути 505 л HCl .

За розчинністю речовини поділяються на:

- добре розчинні (розчиняється більше 10 г у 100 г води);
- малорозчинні (розчиняється від 10 г до 0,01 г у 100 г води);
- нерозчинні (розчиняється менше 0,01 г у 100 г води).

Таким чином, концентрація насиченого розчину є кількісною характеристикою здатності речовин розчинятися у даному розчиннику при заданій температурі. Наприклад, при 20 °C в 100 г води розчиняється 35,9 г натрій хлориду, 31,6 г калій нітрату, 0,16 г кальцій гідроксиду. Відповідно, коефіцієнти розчинності цих сполук дорівнюють 35,9; 31,6 та 0,16.

Наведені значення коефіцієнтів розчинності показують, що за даних умов найменш розчинною речовиною є кальцій гідроксид, а найбільш розчинною – натрій хлорид. Значення K_s наводяться у довідниках.

На розчинність речовин впливають: природа розчиненої речовини і розчинника, температура, тиск.

Розчинність рідин і твердих речовин у рідинах залежить від:

- ❖ природи розчинника та речовини, що розчиняється;
- ❖ температури;
- ❖ наявності в розчині інших речовин.

Вплив природи речовин на розчинність

Здатність речовин розчинятись визначається характером сил взаємодії між молекулами компонентів розчину: розчинник-розчинник, розчинена речовина-розчинена речовина, розчинник-

розчинена речовина.

З практики відомо, що найбільша взаємна розчинність досягається, коли сили мають подібний характер, тобто діє правило «подібне розчиняється в подібному». Неполлярні та мало полярні сполуки добре розчиняються в неполярних та мало полярних розчинниках (ацетон, сірковуглець, бензол тощо). Речовини, для яких характерні іонний та полярний типи зв'язку, краще розчиняються у полярних розчинниках (вода, спирти, рідкий амоніак, оцтова кислота тощо).

Розчинність рідин і твердих речовин у рідинах

При розчиненні рідин та твердих речовин у воді об'єм системи зазвичай змінюється незначно, тому тиск практично не впливає на розчинність таких речовин.

Залежність розчинності твердих речовин від температури визначається знаком та чисельним значенням теплоти розчинення $\Delta H_{\text{розч.}}$.

Застосовуючи принцип Ле Шательє до рівноважної системи

тверда речовина + розчинник = насичений розчин,

прийдемо до висновку:

- в тих випадках, коли розчинення – це ендотермічний процес ($\Delta H > 0$), підвищення температури призводить до збільшення розчинності;
- коли розчинення – це екзотермічний процес ($\Delta H < 0$), з підвищенням температури розчинність зменшується.

Оскільки процес розчинення більшості твердих речовин є ендотермічним ($\Delta H > 0$), що пов'язано з витратою енергії на руйнування кристалічної ґратки, то розчинність більшості твердих речовин зростає з підвищенням температури (NaCl).

У процесі приготування розчинів можна спостерігати як розігрівання (температура підвищується), так і охолодження (температура знижується). При розчиненні CaCl_2 розчин стає гарячим, а при розчиненні NH_4NO_3 йде таке сильне охолодження, що

зовні на стінках судини з повітря конденсується та замерзає вода.

Однак, існують тверді речовини, розчинність яких практично не змінюється або навіть зменшується з підвищенням температури (CaSO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$).

Залежність між розчинністю та температурою прийнято зображати графічно у вигляді кривих розчинності, які будують за експериментальними даними. Для побудови кривих розчинності на горизонтальній осі позначають температуру, а на вертикальній – розчинність речовини при відповідній температурі (рис. 5.1).

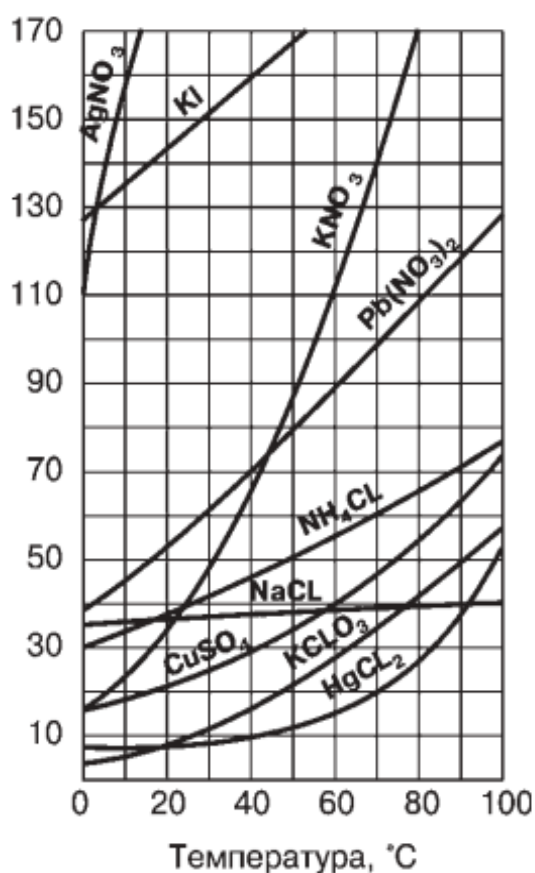


Рис. 5.1. Криві розчинності твердих речовин

Для аргентум, калій і плюмбум нітратів криві розчинності різко підіймаються ввєрх, тобто розчинність наведених речовин суттєво зростає. Для натрій хлориду крива розчинності має горизонтальний хід, що свідчить про незначну зміну розчинності з підвищенням температури.

Розчинність більшості твердих речовин зменшується із зниженням температури, тому при охолодженні таких насичених розчинів надлишок розчиненої речовини виділяється у вигляді кристалів.

Виділення речовини при охолодженні насиченого розчину називають кристалізацією (перекристалізацією) з розчинів. Її застосовують для очистки речовин, які розчиняються у воді або інших розчинниках.

Найбільш поширені речовини, які розчиняються у воді:

- нітрати, ацетати, хлориди, броміди та йодиди, за виключенням солей аргентуму, плюмбуму, меркурію(I);

- усі сульфати, за винятком сульфатів Ba^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Pb^{2+} ;
- усі солі амонію, натрію, калію, рубідію, цезію зі звичайними аніонами.

Не розчиняються у воді:

- усі гідроксиди, крім гідроксидів лужних металів, амонію та лужноземельних металів;
- усі карбонати, фосфати, арсенати, борати й силікати, за винятком солей лужних металів і амонію;
- усі сульфіді, за винятком сульфідів лужних і лужноземельних металів, а також амонію.

Будь-яку з рідин можна розглядати в якості розчинника. Тому часто використовують поняття взаємної розчинності рідин. Деякі рідини можуть змішуватись в будь-яких співвідношеннях – це повна або необмежена розчинність (спирт-вода, вода-сульфатна кислота).

Усі рідини поділяють на:

- практично нерозчинні (меркурій-вода, олія-вода);
- обмежено розчинні (анілін-вода, бензин-вода, ефір-вода);
- необмежено розчинні (етанол-вода, ацетон-вода, толуен-бензен).

Рідини, що не змішуються між собою, утворюють емульсії.

При змішуванні рідин з обмеженою розчинністю завжди утворюються два шари. Наприклад, при змішуванні етеру та води можна говорити про розчинність етеру $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$ у воді і про розчинність води в етері. Внаслідок інтенсивного перемішування цих рідин в закритій посудині утворюються два шари рідини: верхній – розчин води в етері, і нижній – розчин етеру у воді (рис. 5.2).



Рис. 5.2. Взаємна розчинність етеру та води

Розчинність обмежено розчинних рідин залежить від температури та тиску. Підвищення температури таких систем призводить до збільшення взаємного розчинення рідин до тих пір, поки не буде досягнута температура, вище якої утворюються гомогенні розчини. Наприклад, для системи вода-анілін за температури вище 168 °С та при певному тиску спостерігається їх повна взаємна розчинність.

Температуру, при якій обмежена взаємна розчинність рідин переходить в необмежену, називають критичною температурою розчинення.

Якщо до системи, яка складається з двох рідин, що не змішуються, додати третю речовину, яка здатна розчинятися в кожній з цих рідин, то розчинна речовина буде певним чином розподілятися між двома розчинниками так, що співвідношення її рівноважних концентрацій в обох фазах C_1 та C_2 буде величиною сталою. Це положення відомо як закон розподілу Нернста:

$$K_{\text{розп.}} = \frac{C_1}{C_2},$$

де C_1 , C_2 – концентрації речовини, що розподіляється; K – коефіцієнт розподілу.

У розведених багатокомпонентних розчинах розподіл кожної розчиненої речовини між двома фазами визначається індивідуальним коефіцієнтом розподілу, величина якого не залежить від наявності інших речовин.

На законі розподілу ґрунтується екстрагування – процес вилучення із розчину одного або кількох розчинених компонентів за допомогою іншого розчинника. Екстрагування відбуватиметься тим повніше, чим більший коефіцієнт розподілу відносно взятого розчинника. Екстрагування широко використовують у виробництві алкалоїдів, антибіотиків, вітамінів тощо.

На основі закону розподілу пояснюють проникнення речовин крізь клітини мембрани. Так, водонерозчинні неполярні речовини (жирні кислоти, жири, холестерин) проникають у клітину шляхом

розчинення у ліпідному шарі мембрани. Вони важко розчиняються у водному середовищі і їх нагромадження у ліпідному шарі мембран підлягає закону розподілу.

За умов розчинення рідини в рідині об'єм змінюється незначно (найчастіше у бік скорочення). Тому, відповідно до принципу Ле-Шательє, тиск незначно впливає на величину взаємної розчинності.

- Якщо процес розчинення відбувається ендотермічно, то з підвищенням температури розчинність зростає, а якщо екзотермічно, то – зменшується.
- При розчиненні твердих речовин у воді, об'єм системи звичайно змінюється незначно. Тому розчинність речовин, які знаходяться в твердому стані, практично не залежить від тиску.
- На розчинність твердих речовин суттєво впливає температура.
- Рідини можуть розчинятися в рідинах. З підвищенням температури взаємна розчинність рідин збільшується доти, поки не буде досягнута температура, при якій обидві рідини змішуються в будь-яких пропорціях.
- Взаємне розчинення рідин не супроводжується значною зміною об'єму.
- Взаємна розчинність рідин мало залежить від тиску і помітно зростає лише при дуже високих тисках (порядку тисяч атмосфер).

Розчинність газів у рідині

Гази можуть розчинятися у рідині, а також виділятися з розчину. Розчинність газів залежить від T , P та наявності електролітів.

Залежність розчинності газів від температури

Розчинність газів у воді майже завжди супроводжується виділенням теплоти ($\Delta H < 0$, екзотермічний процес), тому з підвищенням температури розчинність газів зменшується (табл. 5.1, рис. 5.3). З цим пов'язана поява бульбашок при нагріванні води, якщо у теплому приміщенні залишити стакан з холодною водою, то на внутрішніх стінках склянки з'являться бульбашки газу – це повітря, яке розчинилося у воді та виділяється внаслідок нагрівання.

Таблиця 5.1

Розчинність деяких газів у воді за різних температур

Газ	Температура, (°C)	Розчинність (мл/100 мл води)
Нітроген	0	2,35
	40	1,42
	60	1,32
Вуглекислий газ	0	171,3
	20	86,04
	40	49,38
	60	29,53
Кисень	0	4,89
	20	3,10
	50	2,09
	80	0,84

У теплу погоду риби піднімаються на поверхню води, через зменшення розчинності кисню у воді. Кип'ятінням води можна видалити з води всі розчинені гази.

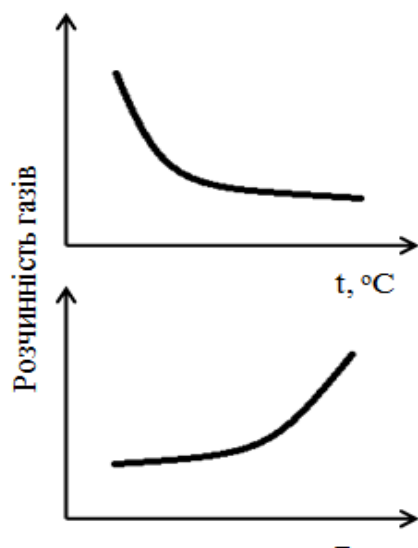


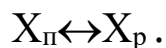
Рис. 5.3. Залежність розчинності газів від температури та тиску

Іноді розчинність газів супроводжується поглинанням теплоти, наприклад, розчинність благородних газів у деяких органічних розчинниках. В цьому випадку при підвищенні температури збільшується розчинність газів.

Розчинність газів в органічних рідинах супроводжується поглинанням теплоти, в таких випадках зі зростанням температури розчинність збільшується.

Залежність розчинності газів від тиску

Газ не розчиняється у рідині необмежено. При певній концентрації газу X встановлюється рівновага:



При розчиненні газу в рідині об'єм системи значно зменшується. Тому підвищення тиску, відповідно до принципу Ле Шательє, зміщує рівновагу вправо, збільшуючи розчинність газу (рис. 5.3, 5.4). За умови невеликого тиску та малої розчинності газу в рідині розчинність газу пропорційна його тиску. Ця залежність визначається законом Генрі: *маса газу, що розчиняється за сталої температури в певному об'ємі рідини, прямо пропорційна до парціального тиску газу %*

$$C = k p,$$

де C – масова концентрація газу в насиченому розчині; p – парціальний тиск газу; k – коефіцієнт пропорційності, який називається константою (коефіцієнтом) Генрі.

Чисельне значення коефіцієнта k відображає залежність розчинності від природи газу, розчинника й температури.

Закон Генрі дійсний лише для дуже розведених розчинів при порівняно невисокому тиску і відсутності хімічної взаємодії молекул газів, що розчиняються, з розчинником або один з одним.

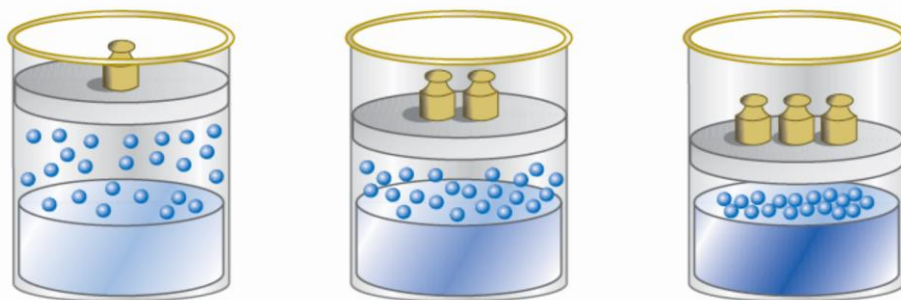


Рис. 5.4. Зі збільшенням парціального тиску газу розчинність газу збільшується

Найбільш часто доводиться мати справу з розчиненням не індивідуальних газів, а газових сумішей. Розчинність газу, що міститься в газовій суміші, залежить не від загального тиску газу, а

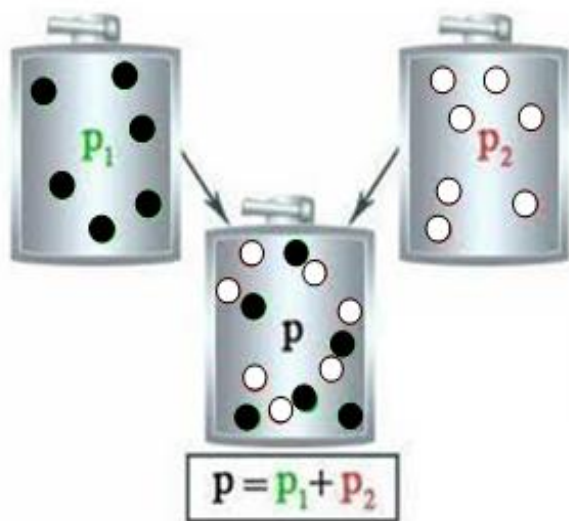
від парціального тиску даного газу.

У випадку газових сумішей їх розчинність у рідині описують двома законами Дальтона.

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

$$P_{\text{заг}} = P_1 + P_2 + \dots P_n$$

Парціальним тиском називають частину загального тиску, яка



припадає на частку кожного компонента у газовій суміші. Якщо, наприклад, у повітрі кисню міститься 20,95 % за об'ємом, то його парціальний тиск дорівнює: $101,325 \text{ кПа} \cdot 0,2095 = 21,23 \text{ кПа}$ або $0,2095 \text{ атм}$. Парціальний тиск нітрогену, якого в повітрі 79 %, за об'ємом дорівнює $101,325 \text{ кПа} \cdot 0,7902 = 80,067 \text{ кПа}$ або $0,79 \text{ атм}$.

Рис 5.5. Загальний тиск газової суміші дорівнює сумі парціальних тисків всіх газів, що входять до неї

Цей закон справедливий тільки для ідеальних газів, для реальних газів – лише за

невисоких тисків.

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

$$m_i = k_i p_i ,$$

де m_i – маса кожного розчиненого компонента газової суміші; p_i – парціальний тиск кожного компонента газової суміші; k – коефіцієнт пропорційності.

Знання законів Генрі й Дальтона дозволяє правильно аналізувати газообмін в організмі людини, який відбувається в

основному в легенях. Парціальний тиск кисню в артеріальній крові становить 12,0-12,6 кПа, у венозній – 4,6-6,0 кПа, а парціальний тиск CO_2 в артеріальній крові – 4,64-5,98, у венозній – 6,1-7,7 кПа. У повітрі, що надходить в легені, парціальний тиск кисню більший, ніж відповідна йому концентрація кисню у крові, а парціальний тиск CO_2 менший, ніж концентрація CO_2 у крові. Тому в легенях кисень розчиняється у крові, а CO_2 видаляється з крові.

Приклади розв'язування задач

Розчинність. Коефіцієнт розчинності

Кількісно розчинність твердих тіл виражають коефіцієнтом розчинності – масою речовини в грамах, яку потрібно розчинити в 100 г за даної температури для отримання насиченого розчину:

$$K_s = \frac{m_{\text{р-ни}}}{100 \text{ г } \text{H}_2\text{O}}.$$

Визначення розчинності речовини

Приклад 1

У 200 г насиченого при 60 °С розчину міститься 105 г калій нітрату. Обчислити розчинність даної солі у грамах на 100 г води.

Дано:	Розв'язання:
$m_{\text{р-ну}} = 200 \text{ г}$	Знаходимо масу води:
$m(\text{KNO}_3) = 105 \text{ г}$	$m(\text{р-ну}) = m(\text{солі}) + m(\text{H}_2\text{O})$
$K_s(\text{KNO}_3) = ?$	$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ну}) - m(\text{солі})$
	$m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г} - 105 \text{ г} = 95 \text{ г}$

Знаходимо розчинність солі у грамах на 100 г води:

В 95 г H_2O розчиняється 105 г KNO_3

в 100 г H_2O — х г KNO_3

$$K_s = \frac{100 \cdot 105}{95} = 110,5 \text{ г}.$$

Відповідь: Розчинність солі становить $K_s = 110,5 \text{ г}/10,0 \text{ г } \text{H}_2\text{O}$.

Приклад 2

За температури 60 °С насичений розчин KNO_3 містить 52,4 % солі. Розрахувати коефіцієнт розчинності солі за цієї температури.

Дано:	Розв'язання:
$\omega(\text{KNO}_3) = 52,4\%$	$\omega(\text{KNO}_3) = 52,4\%$, відповідно масова частка розчинника складає 47,6 %.
$K_S(\text{KNO}_3) = ?$	Коефіцієнт розчинності находимо з пропорції:

в 47,6 г H_2O розчиняється 52,4 г KNO_3

в 100 г H_2O розчиняється x г KNO_3

$$x = \frac{100 \cdot 52,4}{47,6} = 110 \text{ г.}$$

Відповідь: $K_S(\text{KNO}_3) = 110 \text{ г/100 г H}_2\text{O}$.

Приклад 3

Коефіцієнт розчинності CuSO_4 при 25 °С дорівнює 25 г. Скільки грамів солі міститься у 200 г насиченого розчину?

Дано:	Розв'язання:
$K_{S_{25^\circ}}(\text{CuSO}_4) = 25 \text{ г}$ $m_{\text{р-ну}} = 200 \text{ г}$	$m(\text{р-ну}) = m(\text{солі}) + m(\text{H}_2\text{O})$ $K_{S_{25^\circ}}(\text{CuSO}_4)$ показує, що 25 г солі
$m(\text{CuSO}_4) = ?$	розчиняється у 100 г води, тобто у такому разі $m(\text{р-ну}) = 100 + 25 = 125 \text{ г}$.

Складаємо пропорцію:

125 г розчину містить 25 г CuSO_4

200 г розчину містить x г CuSO_4

маса CuSO_4 у 200 г насиченого розчину

$$m(\text{CuSO}_4) = \frac{200 \cdot 25}{125} = 40 \text{ г}$$

Відповідь: $m(\text{CuSO}_4) = 40 \text{ г}$.

Приклад 4

В якій масі води необхідно розчинити 20 г натрій хлориду, щоб при 30 °С утворився насичений розчин? Розчинність натрій хлориду за цієї температури становить 36,3 г на 100 г води.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язання:</i>
$m(\text{NaCl}) = 20 \text{ г}$	В 100 г H_2O розчиняється 36,3 г NaCl
$K_{S_{30}^\circ}(\text{NaCl}) = 36,3 \text{ г/100 г}$	В $x \text{ г}$ H_2O ----- 20 г NaCl
H_2O	$x = \frac{100 \cdot 20}{36,3} = 55,1 \text{ г}$
$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$	

Відповідь: $m(\text{H}_2\text{O}) = 55,1 \text{ г}$.

Визначення маси розчиненої речовини, що кристалізується з насиченого розчину при його охолодженні

Приклад 5

При охолодженні 300 г 15 %-го розчину певна кількість речовини випала в осад та концентрація розчину стала дорівнювати 8 %. Розрахувати масу речовини, що утворила осад.

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язання:</i>
$m_{\text{р-ну}} = 300 \text{ г}$	$m_{\text{речов}} = \omega \cdot m_{\text{р-ну}}$
$\omega_1 = 15\%$	$m_{\text{речов}} = 0,15 \cdot 300 = 45 \text{ г}$
$\omega_2 = 8\%$	$m_{\text{р-ну}} = m_{\text{речов}} + m_{\text{розчинника}}$
$m_{\text{осаду}} = ?$	$m_{\text{розчинника}} = m_{\text{р-ну}} - m_{\text{речов}} = 300 \text{ г} - 45 \text{ г} = 255 \text{ г}$

В 300 г 15 %-го розчину міститься 45 г розчиненої речовини та 255 г розчинника.

Під час охолодження кількість розчинника не змінюється, а кількість розчиненої речовини у 255 г розчинника знаходимо з пропорції:

$$\begin{array}{ccc} \text{У } 92 \text{ г розчинника} & - & 8 \text{ г речовини} \\ 255 \text{ г} & & x \text{ г} \end{array}$$

$$x = \frac{8 \cdot 255}{92} = 22,2 \text{ г}.$$

Таким чином, при охолодженні розчину осад утворило $45 - 22,2 = 22,8 \text{ г}$ розчиненої речовини.

Відповідь: 22,8 г.

Приклад 6

Розчинність натрій нітрату при 20 °С становить 88 г в 100 г води, а при 60 °С – 124,8 г в 100 г води. Розрахувати масу натрій нітрату, яка викристалізується при охолодженні до 20 °С 300 г насиченого при 60 °С розчину.

Дано:	Розв'язання:
$K_{S_{20^{\circ}}}(\text{NaNO}_3) = 88 \text{ г/100 г H}_2\text{O}$	1. Різниця розчинностей становить
$K_{S_{60^{\circ}}}(\text{NaNO}_3) = 124,8 \text{ г/100 г H}_2\text{O}$	$K_S = 124,8 \text{ г} - 88 \text{ г} = 36,8 \text{ г}$
$m_{\text{р-ну}} = 300 \text{ г}$	2. Маса насиченого при 60 °С
$m(\text{NaNO}_3) = ?$	розчину становить:
$100 \text{ г} + 124,8 \text{ г} = 224,8 \text{ г}$	
з 224,8 г розчину викристалізується 36,8 г NaNO_3	
з 300 г розчину ----- х г NaNO_3	
$x = \frac{300 \cdot 36,8}{224,8} = 49,1 \text{ г}$	

Відповідь: $m(\text{NaNO}_3) = 49,1 \text{ г}$.

Визначення маси солі і води, які необхідно взяти для одержання певної маси перекристалізованої солі

а) перекристалізована сіль – безводна

Приклад 7

Розчинність $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ при 100 °С дорівнює 50,5 г, а при 10 °С дорівнює 7,5 г на 100 г розчину. Яку кількість солі і води треба взяти для одержання 215 г чистої солі, перекристалізованої в інтервалі зазначених температур?

Розв'язання:

При охолодженні вихідного розчину до 10 °С

в 92,5 г води залишається 7,5 г солі

в 49,5 г ----- х г солі

$x = 49,5 \cdot 7,5 / 92,5 = 4,1 \text{ г солі}$.

Випадає в осад з 100 г розчину: $50,5 - 4,1 = 46,4 \text{ г}$.

Тоді: а) визначимо, з якої кількості солі випадає 125 г солі:

з 50 г солі випадає 46,4 г солі

x ----- 215 г солі

$x = 50,5 \cdot 215 / 46,4 = 237$ г солі необхідно взяти.

б) визначимо, з якої кількості води випаде 215 г солі:

з 49,5 г води випаде 46,4 г солі

x ----- 215 г солі

$x = 49,5 \cdot 215 / 46,4 = 230$ г води.

Відповідь: 237 г солі $K_2Cr_2O_7$; 230 г води.

б) перекристалізована сіль – кристалогідрат

Приклад 8

Розчинність $FeSO_4$ при 60 °C дорівнює 35,5 г, а при 0 °C – 13,5 г відносно маси розчину. Обчислити, скільки грамів води і залізного купоросу $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ необхідно взяти для приготування такої кількості насиченого при 60 °C розчину, при охолодженні якої до 0 °C виділиться 534,3 г $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.

Розв'язання:

$M_r(FeSO_4 \cdot 7H_2O) = 278$; $M_r(FeSO_4) = 152$.

При 60 °C: 35,5 г $FeSO_4$ розчиняється в 100 г розчину

0 °C: 13,5 г ----- в 100 г розчину.

Перерахуємо розчинність на кристалогідрат при 60 °C:

в 278 г $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ міститься 152 г $FeSO_4$

x г ----- 35,5 г

$$x = \frac{278 \cdot 35,5}{152} = 64,93 \text{ г.}$$

При 60 °C розчиняється 64,93 г $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ в 35,07 г води.

Перерахуємо розчинність на кристалогідрат при 0 °C:

в 278 г $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ міститься 152 г $FeSO_4$

x г ----- 13,5 г

$$x = \frac{278 \cdot 13,5}{152} = 24,69 \text{ г.}$$

При 0 °C розчиняється 24,69 г $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ в 75,31 г води.

Обчислимо, скільки кристалогідрату залишиться в 35,07 г води при

охолодженні вихідного розчину до 0 °С:

в 75,31 г води залишиться 24,69 г $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

в 35,07 ----- х

$$x = \frac{35,07 \cdot 24,69}{75,31} = 11,5 \text{ г.}$$

При охолодженні розчину від 60 °С до 0 °С із 35,07 г води випаде:

$$64,94 - 11,50 = 53,43 \text{ (г) } \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$$

Обчислимо, скільки води треба взяти для одержання при охолодженні 534,4 г $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$:

53,43 г $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ виділяється з 35,07 г води

534,4 г ----- х

$$x = 350,7 \text{ г.}$$

Обчислимо, скільки залізного купоросу необхідно взяти для одержання 534,4 г перекристалізованої солі:
якщо розчинено

64,93 г $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, то виділяється 53,43 г солі

х г ----- 534,4 г

$$x = 649,3 \text{ г.}$$

Відповідь: 350,7 г води; 649,3 г $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Задачі для самостійного розв'язання

1. Розрахувати розчинність барій хлориду за температури 0 °С, якщо в 13,1 г розчину міститься 3,1 г BaCl_2 .
Відповідь: $K_S = 31 \text{ г/100 г H}_2\text{O}$.
2. Розрахувати розчинність $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ у воді при 20 °С, якщо в 545 г розчину барій нітрату за цієї температурі міститься 45 г солі.
Відповідь: $K_S = 9 \text{ г/100 г H}_2\text{O}$.
3. Розрахувати масову частку K_2SO_4 та його коефіцієнт розчинності, якщо за температури 0 °С 50 г розчину містить 3,44 г калій сульфату. *Відповідь:* 6,88 % ; $K_S = 7,40 \text{ г/100 г H}_2\text{O}$.
4. Розчинність NH_4Br при 30 °С дорівнює 81,8 г. При охолодженні насиченого при 30 °С розчину масою 300 г до 0 °С випадає осад

масою 36,8 г. Визначте розчинність солі за 0 °С.

Відповідь: $K_S = 59,5$ г/100 г води.

5. При охолодженні насиченого при 100 °С розчину до 14 °С викристалізувалася сіль масою 112 г. Скільки було взято води та солі для перекристалізації, якщо розчинність солі при 100 °С дорівнює 52,7 г, а при 14 °С – 7,9 г? *Відповідь:* $m = 131,75$ г.
6. В насиченому при 90 °С розчині $K_2Cr_2O_7$ масова частка солі становить 45,2 %. Визначити розчинність калій дихромату за даної температури. *Відповідь:* $K_S = 82,48$ г/100 г H_2O .
7. Масова частка калій сульфату в насиченому за 10 °С водному розчині дорівнює 8,44 %. Обчисліть розчинність калій сульфату за цієї температури. *Відповідь:* 9,22 г.
8. Яка маса солі випаде в осад з 540 г водного розчину $AlCl_3$ при охолодженні розчину від 80 до 0 °С? Розчинність $AlCl_3$ за 0 °С дорівнює 44,9 г, а за 80 °С – 48,6 г. *Відповідь:* $m_{осаду} = 13,4$ г.
9. Коефіцієнт розчинності $CaCl_2$ у воді при 100 °С дорівнює 159 г на 100 г H_2O . Яка маса кальцій хлориду за цієї температурі міститься в 1,35 кг розчину? *Відповідь:* $m = 828,8$ г.
10. Яка маса $CuSO_4$ випадає в осад, якщо охолодити 825 г розчину від 100 до 20 °С? Розчинність $CuSO_4$ при 20 і 100 °С дорівнює, відповідно, 20,2 і 77 г. *Відповідь:* $m = 264,7$ г.
11. Визначити масу калій карбонату, що випав в осад з 770 г насиченого при 100 °С розчину та охолодженого до 0 °С, якщо розчинність K_2CO_3 при 100 °С і 0 °С складає 155 г та 111 г солі/100 г розчинника. *Відповідь:* $m = 132,9$ г.
12. Визначте масу калій нітрату, що викристалізується при охолодженні до 20 °С 840 г насиченого при 60 °С розчину. Розчинність KNO_3 при 60 °С становить 110 г/100 г H_2O , а при 20 °С – 31,6 г/100 г H_2O . *Відповідь:* 313,6 г.
13. Розчинність натрій фториду при 40 °С становить 4,5 г, а при 0 °С становить 4,1 г. Яка маса солі викристалізується при охолодженні насиченого при 40 °С розчину масою 540 г до 0 °С?
Відповідь: $m = 2,1$ г.

14. Скільки грамів KNO_3 випаде в осад при охолодженні насиченого при 60°C розчину масою 200 г до 0°C , якщо розчинність солі за цих температур становить 110 г і 15 г відповідно?
Відповідь: $m = 90,47$ г.
15. Яка маса KCl випаде в осад при охолодженні насиченого при 80°C розчину масою 604,4 г до 20°C , якщо розчинність за цих температур становить 51,1 г і 34,0 г відповідно. *Відповідь:* $m = 68,4$ г.
16. При певній температурі розчинили 300 г NH_4Cl у воді масою 500г. Обчислити масу амоній хлориду, яка виділиться з розчину при охолодженні його до 50°C . Розчинність NH_4Cl при 50°C становить 50 г. *Відповідь:* 50 г.

Питання для самоконтролю

1. Що є кількісною мірою розчинності?
2. Якими величинами кількісно виражають розчинність твердих речовин, рідин, газів?
3. Дайте визначення коефіцієнту розчинності.
4. Дайте визначення, що таке коефіцієнт абсорбції.
5. Залежність розчинності від природи розчиненої речовини і розчинника. Навести приклади добре розчинних, мало розчинних і практично нерозчинних твердих речовин, рідин та газів.
6. Що таке обмежена розчинність. Які фактори визначають необмежену і обмежену розчинність двох рідин?
7. Що таке коефіцієнт розподілу?
8. Як розуміти твердження: «подібне розчиняється у подібному»?
9. Які фактори впливають на розчинність у рідині твердих речовин. Описати вплив цих факторів.
10. Яка залежність розчинності газів у рідинах від температури? Сформулюйте закон Генрі. Чим пояснити виділення пінистої рідини при відкриванні щільно закупореної пляшки, що містить газові напої?
11. Які фактори впливають на розчинність газів? Сформулюйте закони Генрі та Сеченова.

12. Виходячи з закону Сеченова, поясніть різну розчинність газів (O_2 , N_2 , CO_2) у воді, плазмі, цільній крові.
13. Залежність розчинності твердих речовин та газів від температури. Аналіз кривих розчинності.
14. Як змінюється розчинність кисню в крові при зміні атмосферного тиску? В чому суть гірської та кесонної хвороби?

Лабораторна робота

Розчинність твердих та газоподібних речовин

Дослід 1. Визначення розчинності солей

Визначте розчинність однієї з вказаних викладачем солей (хлориду натрію, сульфату калію, гідрокарбонату натрію, нітрату калію).

1. Налийте до конічної колби місткістю 50 мл дистильованої води об'ємом 20 мл та всипте туди невеликими порціями заздалегідь подрібнену сіль до одержання насиченого розчину.

2. Вміст колби перемішуйте колоподібними рухами протягом 10-15 хвилин. Сіль додавайте доти, поки частина її залишатиметься нерозчиненою.

3. Розчин відфільтруйте від осаду крізь сухий фільтр до сухої конічної колби або склянки місткістю 50 мл. Зміряйте температуру розчину.

4. Зважте суху фарфорову чашку і за допомогою сухої піпетки влийте до неї точно 5 мл насиченого розчину солі. Чашку з розчином зважте.

5. Після зважування упарте розчин насуху спочатку на водяній бані, а потім висушіть у сушильній шафі при $120\text{ }^{\circ}\text{C}$.

6. Чашку із сухим залишком охолодіть в ексікаторі та зважте. Проведіть повторно висушування залишку та зважування чашки (до сталої маси).

Результати дослідів запишіть у такій формі:

Температура насиченого розчину, t , $^{\circ}\text{C}$

Об'єм насиченого розчину, взятий для визначення розчинності, V , мл

Маса порцелянової чашки, m_1 , г

Маса порцелянової чашки з розчином, m_2 , г

Маса порцелянової чашки із сухою сіллю, m_3 , г

(перше зважування m'_3 , г, друге зважування, m''_3 , г)

З отриманих даних розрахувати:

- а) масу розчину, взятого для випаровування;
- б) масу сухої солі, що міститься у розчині;
- в) масу води, що міститься у розчині;
- г) масову частку (%) солі у насиченому розчині;
- д) масу солі, що насичує при даній температурі воду масою 100 г (визначте коефіцієнт розчинності);
- е) молярну концентрацію солі у розчині;
- ж) густину розчину, ρ , г/см³.

Дослід 2. Вплив температури на розчинність твердих речовин

а) Налийте у пробірку 1-2 мл дистильованої води та всипте туди невеликими порціями плюмбум(ІІ) нітрат до одержання насиченого розчину (на дні пробірки має залишитися трохи речовини, що не розчиняється при збовтуванні). Нагрійте вміст пробірки. Що відбувається з осадом? Який висновок можна зробити про розчинність узяті речовини при нагріванні?

б) Налийте у пробірку 1-2 мл води та всипте до неї порціями кальцій ацетату або кальцій гідроксиду до утворення насиченого розчину. Злийте прозорий розчин з кристалів у суху пробірку та нагрійте у стакані з водою. Що спостерігається? Охолодіть вміст пробірки. Що тепер відбувається? Який висновок можна зробити про розчинність узяті речовини при нагріванні?

в) Користуючись довідковими даними, зробіть висновок про вплив температури на розчинність натрій хлориду.

Дослід 3. Приготування пересичених розчинів

1. Насипте у суху пробірку на 1/4 її об'єму кристалічного натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
2. Нагрійте пробірку з кристалами у стакані з гарячою водою. При $48\text{ }^\circ\text{C}$ кристали плавляться і утворюється насичений розчин $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ у кристалізаційній воді.
3. Після розплавлення всієї солі пробірку вийміть з води і дайте їй повільно охолонути до кімнатної температури. Після досягнення кімнатної температури додайте у пробірку маленький кристал натрій тіосульфату. Що спостерігається?
4. Знову отримайте нагріванням прозорий розчин, охолодіть та різко струсіть. Що відбулося з розчином?

5.3. КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

Поняття про колігативні властивості розчинів. Залежність «властивість розчину – концентрація». Закони Рауля і Вант-Гоффа. Осмос і осмотичний тиск. Осмолярність розчинів. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини. Роль осмосу і осмотичного тиску в біологічних системах. Плазмоліз, гемоліз, тургор. Кріометрія, ебуліометрія, осмометрія та їх застосування.

Властивості розчину завжди відрізняються від властивостей кожного з його компонентів. Це зумовлено, з одного боку, характером взаємодії між компонентами, а з другого – зменшенням концентрації молекул кожної з речовин під час розподілу в ній молекул іншої речовини. Вплив цих чинників зростає зі збільшенням концентрації розчину. Тому для вивчення властивостей розчинів використовують модель ідеальних розчинів. В ідеальних розчинах частинки розчиненої речовини перебувають на великій відстані одна від одної і їхнім взаємним впливом можна знехтувати, тобто їх утворення не супроводжується зміною об'єму і теплового ефекту ($\Delta V_{\text{розч}}=0$, $\Delta H_{\text{розч}}=0$). Властивості таких розчинів не залежать від природи розчиненої речовини, а визначаються лише концентрацією.

Ідеальним називається розчин, в якому не відбувається хімічної реакції між компонентами, а сили міжмолекулярної взаємодії між усіма молекулами однакові.

Причиною утворення ідеальних розчинів є зростання ентропії внаслідок взаємного проникнення частинок і вирівнювання концентрації речовин у всьому об'ємі системи. До моделі ідеального розчину наближаються безмежно розведені розчини. У них концентрація розчиненої речовини дуже мала, а її молекули знаходяться на відносно великих відстанях, тому взаємодією між частинками розчиненої речовини і розчинника можна знехтувати. Із зростанням концентрації розчиненої речовини прості закономірності, що характеризують безмежно розведені розчини, ускладнюються внаслідок зростання сил взаємодії між частинками компонентів

розчину.

Деякі властивості розведених розчинів залежать від кількості частинок розчинених речовин і не залежать від хімічного складу цих частинок. Оскільки такі властивості зумовлені колективним впливом розчинених частинок, то їх називають колігативними.

До колігативних властивостей відносяться:

- ◆ зниження тиску насиченого пару над розчином;
- ◆ підвищення температури кипіння;
- ◆ зниження температури замерзання розчинів;
- ◆ дифузія;
- ◆ осмос.

Чим вища концентрація, тим більші, відповідно, ці величини.

Зниження тиску насиченої пари над розчином

Внаслідок природного процесу випаровування над рідиною утворюється пара, тиск якої можна виміряти за допомогою манометра. Випаровування – це ендотермічний процес. Одночасно з випаровуванням відбувається зворотний екзотермічний процес – конденсація. За певних умов між цими процесами (випаровування і конденсація) встановлюється динамічна рівновага ($\Delta G=0$) і пара стає насиченою. Рівноважний стан системи рідина $\leftrightarrow$ пара за певної температури характеризується тиском насиченої пари.

Тиск насиченої пари – це тиск тієї частини пари, яка перебуває у рівновазі з рідиною за даної температури. Молекули розчинника, відриваючись з поверхні, створюють певний тиск пари над рідиною, який залежить від природи розчинника і T (тобто відбувається процес випаровування).

При сталій температурі тиск насиченої пари чистої рідини (розчинника) – величина стала. З підвищенням температури тиск пари зростає.

Якщо в рідині розчинити нелетку речовину, перехід якої в газову фазу виключено, наприклад, глюкозу, то в отриманому розчині частина молекул розчинника зв'язується у сольвати (гідрати) із розчиненою

речовиною, і тому кількість вільних молекул розчинника зменшиться. Зменшення концентрації молекул розчинника в розчині призведе до зменшення кількості молекул розчинника, які переходять з рідини в стан пари (газу). Система вийде із стану рівноваги **рідина $\leftrightarrow$ пара** (рис. 5.6).

Згідно з принципом Ле Шательє у системі виникає процес, який прагне збільшити концентрацію розчинника – конденсація (перетворення пари на рідину). Нова рівновага встановиться при більш низькому тиску насиченої пари. Таким чином, тиск пари розчинника над розчином завжди нижчий за тиск насиченої пари над чистим розчинником при сталій температурі. Це зниження буде тим значніше, чим більша концентрація розчину

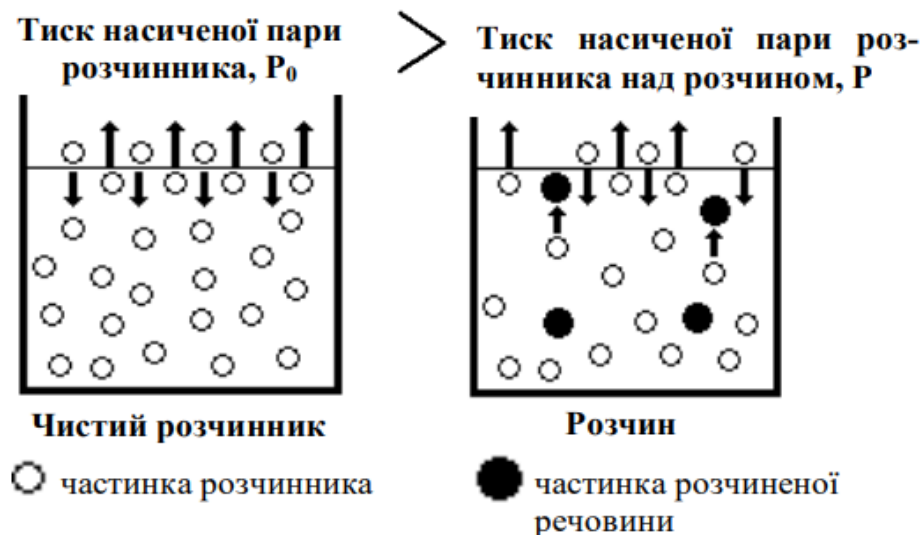


Рис. 5.6. Випаровування чистого розчинника та розчинника з розчину

У 1886 р. французький вчений Франсуа-Марі Рауль встановив, що зниження тиску насиченої пари над розчином залежить від кількості частинок розчиненої речовини в розчині.

Якщо тиск насиченої пари над чистим розчинником позначити через P_0 , а тиск насиченої пари розчинника над розчином – через P , то різницю між тиском насиченої пари над чистим розчинником (P_0) і тиском насиченої пари розчинника над розчином (P) позначають ΔP та називають **зниженням тиску насиченої пари розчинника над розчином**:

$$\Delta P = P_0 - P .$$

Відношення $\frac{\Delta P}{P_0}$ або $\frac{P_0 - P}{P_0}$ називають відносним зниженням

тиску насиченої пари розчинника над розчином.

Перший закон Рауля

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

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_B$$

N_B – мольна частка розчиненої речовини:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_B, \quad N_B = \frac{n_B}{n_B + n_A};$$
$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n_B}{n_B + n_A}, \quad \frac{\Delta P}{P_0} = \frac{n_B}{n_B + n_A}.$$

Тиск пари над розчином можна також узалежити від мольної частки розчинника N_A . Враховуючи, що $N_A + N_B = 1$, а $N_B = 1 - N_A$, отримаємо:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_B = 1 - N_A, \quad P_0 - P = P_0 - P_0 N_A;$$

$$P = P_0 N_A.$$

Друге формулювання закону Рауля. Тиск насиченої пари розчинника над розчином дорівнює добутку тиску над чистим розчинником на мольну частку розчинника або тиск насиченої пари над розчином P прямо пропорційний мольній частці розчинника N_A :

$$P = k N_A.$$

У чистому розчиннику A мольна частка розчиненої речовини $N_B = 0$, $N_A = 1$, а коефіцієнт пропорційності дорівнює тиску пари чистого розчинника.

Це рівняння виконується лише для дуже розведених розчинів, коли мольна частка розчиненої речовини являє собою малу величину ($N_B = 0,01$). При дуже малій величині N_B (≈ 0) мольна частка розчинника $N_A = 1$.

Закон Рауля строго виконується тільки для ідеальних розчинів.

Для водних розчинів завжди спостерігається відхилення від цього закону, однак у розбавлених розчинах неелектролітів вони настільки незначні, що ними можна знехтувати. Чим більш концентрований розчин, тим більше будуть відхилення.

У законі Рауля є два наслідки, які пов'язані з підвищенням температури кипіння та зниженням температури замерзання розчину порівняно з чистим розчинником.

Підвищення температури кипіння та зниження температури кристалізації розчину

Температура кипіння та кристалізації розчину знаходиться у прямій залежності від величини тиску пари.

Температура кипіння рідини – це температура, за якої тиск насиченої пари над рідиною дорівнює зовнішньому тиску.

Зниження тиску пари розчинника внаслідок розчинення в ньому нелеткої речовини потребує підвищення температури кипіння розчину для відновлення порушеної рівноваги рідина $\leftrightarrow$ пара.

Наприклад, за тиску 101,3 кПа температура кипіння води становить 100 °С, оскільки за цієї температури тиск водяної пари дорівнює 101,3 кПа. Якщо у воді розчинити будь-яку нелетку речовину, то тиск водяної пари знизиться. Щоб довести тиск пари цього розчину до 101,3 кПа, його треба нагріти до температури, яка є вищою, ніж 100 °С. Отже, температура кипіння розчину завжди вища від температури кипіння чистого розчинника.

Температура замерзання рідини – це температура, за якої тиск насиченої пари над рідиною дорівнює тиску насиченої пари над кристалами цієї рідини.

Температура замерзання розчину відповідає моменту виділення з нього першого кристала твердої фази (кристалізація розчину). Внаслідок кристалізації розчинника концентрація розчину зростає. Зростання концентрації розчину, у свою чергу, спричиняє ще більше зниження температури замерзання. Розчин замерзає і кипить не за певної температури, а в деякому інтервалі температур. Температури

початку кристалізації і початку кипіння називають відповідно його температурою замерзання і температурою кипіння.

Зниження температури замерзання розчинів відповідає принципу Ле Шательє. Наприклад, рівновагу між рідиною та твердою фазою вода-лід при 0 °С можна виразити рівнянням:



Якщо розчинити у воді деяку кількість будь-якої речовини, то концентрація молекул води в рідині знизиться і почнеться процес, який буде прагнути збільшити її – плавлення льоду. Для встановлення рівноваги необхідно знизити температуру.

- Наявність розчиненої речовини підвищує температуру кипіння та знижує температуру замерзання тим більше, чим більша концентрація розчину.
- У більшості випадків з розчину кристалізується або википає тільки розчинник, внаслідок чого концентрація розчину в ході його замерзання або кипіння зростає. Це у свою чергу призводить до ще більшого підвищення температури кипіння та зниження температури замерзання.

Різницю між температурами кипіння розчину $T'_{\text{кип}}$ та чистого розчинника $T_{\text{кип}}$ називають підвищенням температури кипіння:

$$\Delta T_{\text{кип}} = T'_{\text{кип}} - T_{\text{кип}}.$$

Різницю між температурами замерзання чистого розчинника $T_{\text{крист}}$ та розчину $T'_{\text{крист}}$ називають зниженням температури замерзання розчину:

$$\Delta T_{\text{зам}} = T_{\text{зам}} - T'_{\text{зам}}.$$

Рауль встановив, що для розведених розчинів неелектролітів підвищення температури кипіння та зниження температури кристалізації пропорційні моляльній концентрації розчину (другий закон Рауля):

$$\Delta T_3 = K_K \cdot C_m;$$

$$\Delta T_K = K_E \cdot C_m,$$

де C_m – **моляльна** концентрація розчиненої речовини, K_K – криоскопічна константа; K_E – ебуліоскопічна константа, які залежать

від природи розчинника і не залежать від природи розчиненої речовини. Вони показують, наскільки підвищується температура кипіння або знижується температура замерзання розчину, якщо він містить 1 моль речовини в 1 кг розчинника.

Для води $K_K = 1,86 \text{ кг}\cdot\text{К}/\text{моль}$, $K_E = 0,52 \text{ кг}\cdot\text{К}/\text{моль}$. Ебуліоскопічні та кріоскопічні сталі деяких розчинників наведені у додатку, табл. 2.

$$C_m = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчинника}}};$$

$$\Delta T_3 = \frac{K_K m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчинника}}};$$

$$\Delta T_K = \frac{K_E m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчинника}}}.$$

Якщо виміряти підвищення температури кипіння або зниження температури замерзання розчину відомої молярної концентрації і знати ебуліоскопічну та кріоскопічну сталі розчинника, то можна легко обчислити молекулярну масу розчиненої речовини:

$$M_{\text{речов}} = \frac{K_K \cdot m_{\text{речов}} \cdot 1000}{m_{\text{розчинника}} \cdot \Delta T_{\text{зам}}}$$

$$M_{\text{речов}} = \frac{K_E \cdot m_{\text{речов}} \cdot 1000}{m_{\text{розчинника}} \cdot \Delta T_{\text{кип}}}$$

Методи визначення молекулярних мас речовин, що ґрунтуються на вимірюванні температур кипіння і замерзання розчинів, називають, відповідно, ебуліоскопічним і кріоскопічним.

Осмос. Осмотичний тиск

Частинки розчиненої речовини і розчинника перебувають у безперервному хаотичному русі і рівномірно розподіляються по всьому об'єму розчину. Якщо до розчину деякої речовини додати чистий розчинник і не перемішувати його, то, завдяки значному руху частинок, розпочнуться процеси дифузії і розчинена речовина буде розподілятися по всьому об'єму системи. При цьому частинки розчиненої речовини будуть дифундувати з розчину в розчинник, а частинки розчинника можуть вільно перемішуватись як з розчину в розчинник, так і з

розчинника в розчин.

Якщо до концентрованого розчину солі додати воду, то молекули води та солі будуть розподілятися в розчині до тих пір, поки концентрація розчину у всьому об'ємі не стане однаковою.

Концентрація компонентів зрівнюється внаслідок дифузії як частинок розчиненої речовини, так і частинок розчинника, що переміщуються в протилежних напрямках (рис. 5.7, 5.8).

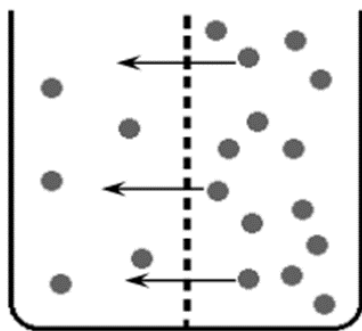


Рис. 5.7. Дифузія молекул крізь мембрану

Дифузія – це самочинний процес вирівнювання концентрації речовини у всьому об'ємі розчину, зумовлений тепловим рухом частинок розчиненої речовини і розчинника. Дифузія відбувається із розчину більшої концентрації розчиненої речовини у розчин з меншою **концентрацією** цієї речовини.



Рис. 5.8. Дифузія молекул

Дифузія відіграє важливу роль у життєдіяльності організмів і є одним із механізмів перенесення речовин крізь клітини мембрани.

Дифузію, коли частинки розчиненої речовини і розчинника дифундують у протилежних напрямках, називають зустрічною або

двобічною.

Дифузія припиняється, коли концентрації по всьому об'єму вирівнюється (стає однаковою). Дифузія речовин може здійснюватися через різні мембрани, які представляють собою «перегородки» всередині розчину та поділяють зони з неоднаковою концентрацією речовин. До таких «перегородок» належать біологічні мембрани.

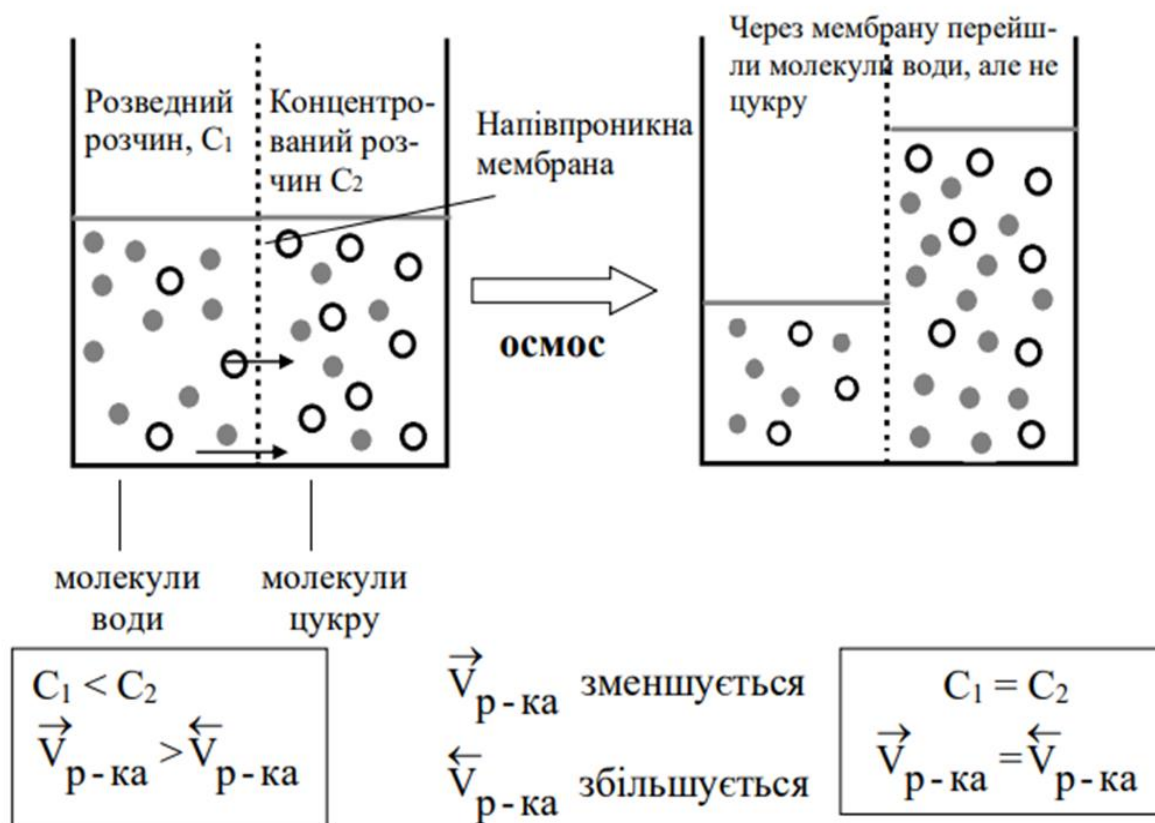
Розглянемо процес дифузії, коли між розчином та розчинником або на межі двох розчинів різної концентрації знаходиться напівпроникна мембрана, крізь яку вільно проходять тільки молекули розчинника і затримуються частинки розчиненої речовини, тобто розчинена речовина не може проходити крізь мембрану.

Такі властивості характерні для стінок клітин живих та рослинних організмів (стінок кишок, сечового міхура, шкіри, протоплазми), а також штучно виготовлених органічних мембран (плівок з колодію, целофану, желатину). За наявності напівпроникної мембрани відбувається проникнення молекул розчинника у більш концентрований розчин.

Однобічну дифузію молекул **розчинника** крізь напівпроникну мембрану з розчину з меншою концентрацією у розчин з більшою концентрацією називають **осмосом**.

Для виникнення осмосу необхідно розчини різних концентрацій привести в контакт через напівпроникну мембрану. У цьому випадку розчинена речовина не може дифундувати крізь мембрану.

Нехай розчин 1 має меншу концентрацію, ніж розчин 2 ($C_1 < C_2$). Оскільки концентрація розчинника вища у менш концентрованому розчині, то його молекули з розчину 1 будуть переходити крізь напівпроникну мембрану у розчин 2. Слід зазначити, що розчинник може проникати крізь мембрану в двох напрямках, але швидкість його проходження з розчину 1 в розчин 2 буде більшою, ніж у зворотному напрямку. Внаслідок такого переходу рівень розчину 1 буде знижуватися, а розчину 2 –



підвищуватися (рис. 5.9).

Рис. 5.9. Осмос: схема переходу молекул розчинника через напівпроникну мембрану з більш розведеного розчин у більш концентрований

Перехід розчинника з розчину 1 у розчин 2 приведе до одночасного зростання концентрації C_1 та зменшення концентрації C_2 , тобто концентрації будуть вирівнюватися. Рівновага встановлюється при $C_1 = C_2$, але осмос припиняється тоді, коли через мембрану в обох напрямках за одиницю часу проходить однакова кількість розчинника. Тиск, який відповідає такій рівновазі, служить кількісною характеристикою явища осмосу. Його називають осмотичним тиском.

Коли концентрація розчину дорівнює нулю, то і осмотичний тиск дорівнює нулю. В міру збільшення концентрації розчину зростає різниця у швидкості переходу води через мембрану в різних напрямках і, відповідно, зростає осмотичний тиск.

Якщо до більш концентрованого розчину докласти зовнішній тиск, вищий за осмотичний, тобто $P_{зовн} > P_{осм}$, то швидкість переходу

молекул розчинника з концентрованого розчину почне переважати і розчинник буде переходити у розведений розчин (або в чистий розчинник). Цей процес називається зворотним осмосом, він використовується для очищення природних і стічних вод, для одержання питної води з морської води.

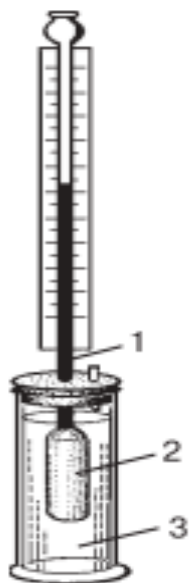


Рис. 5.10. Прилад для вимірювання осмотичного тиску:

1. манометр;
2. посудина з розчином;
3. посудина з розчинником

Осмос можна спостерігати у приладі, який називають **осмометром** (рис. 5.10). Для цього в посудину з напівпроникною мембраною наливають розчин і закривають корком, в який вставлена трубка, з'єднана з манометром. Осмометр занурюють у посудину з розчинником. Внаслідок дифузії розчинника із зовнішньої посудини всередину осмометра рівень рідини в трубці буде підніматись, щоб створити надлишковий гідростатичний тиск.

Поступово швидкість дифузії і гідростатичний тиск досягнуть таких величин, за яких кількість молекул розчинника, що переміщуються крізь мембрану в посудину 2 та із посудини 2 в посудину 3 вирівнюється, тобто настає рівновага.

Надлишковий гідростатичний тиск у посудині з розчином, при якому встановлюється осмотична рівновага, називають **осмотичним тиском**. Величина осмотичного тиску визначається тим зовнішнім тиском, який треба прикласти до розчину, щоб осмос припинився.

Явище осмосу й осмотичний тиск досліджував голландський учений Я. Вант-Гофф. Він з'ясував, що осмотичний тиск не залежить від природи компонентів розчину, а підвищується пропорційно до концентрації розчиненої речовини й абсолютної температури. Його описують рівнянням, ідентичним до рівняння Менделєєва–Клапейрона:

$$P_{\text{осм}} = C_M RT,$$

де $P_{\text{осм}}$ – осмотичний тиск розчину, кПа; C_M – молярна концентрація розчиненої речовини, моль/л; R – універсальна газова стала (8,314 Дж/(моль·К)); T – абсолютна температура.

Закон Вант-Гоффа (1886) стверджує, що

осмотичний тиск розчину дорівнює тиску, який би чинила розчинена речовина, якби вона за тієї ж температури була в газоподібному стані і займала об'єм, що дорівнює об'єму розчину.

Цей закон справджується для розчинів неелектролітів невисоких концентрацій. Знаючи осмотичний тиск розчину, можна визначити молярну масу розчиненої речовини.

Поєднаємо вирази для осмотичного тиску і молярної концентрації речовини:

$$P_{\text{осм}} = C_M RT ;$$

$$C_M = \frac{m}{MV} ;$$

$$P_{\text{осм}} = \frac{m}{MV} RT.$$

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

Якщо знехтувати різницею між моляльною і молярною концентраціями для розведених розчинів, то отримаємо формулу для обчислення осмотичного тиску розчинів неелектролітів ебуліоскопічним або кріоскопічним методами:

$$P_{\text{осм}} = \frac{\Delta T_{\text{кип}}}{K_E} RT ;$$

$$P_{\text{осм}} = \frac{\Delta T_{\text{зам}}}{K_K} RT.$$

Експериментально визначена величина зниження температури замерзання плазми крові людини дорівнює 0,56 К, кріоскопічна стала води = 1,86. За цими даними можна обчислити осмотичний тиск плазми крові за температура 37 °С:

$$P_{\text{осм}} = \frac{0,56}{1,86} 8,314 \cdot 310 = 775,98 \text{ кПа.}$$

Величина осмотичного тиску залежить від концентрації розчину

і його температури, але не залежить від природи розчиненої речовини та природи розчинника.

Закон Вант-Гоффа використовують для будь-яких розведених розчинів неелектролітів. У концентрованих розчинах і в розчинах електролітів спостерігається відхилення від закону Вант-Гоффа.

У розчинах електролітів внаслідок дисоціації молекул розчиненої речовини збільшується загальне число частинок (утворюються іони, асоційовані молекули, гідратовані іони, окремі молекули). Відношення числа утворених частинок у розчині до загального числа молекул розчиненого електроліту називають **ізотонічним коефіцієнтом Вант-Гоффа**:

$$i = \frac{\text{число частинок розчиненої речовини}}{\text{число частинок вихідної речовини}}.$$

Внаслідок процесу дисоціації усі перелічені вище колігативні характеристики розчинів електролітів теж у i разів більші, ніж для розчину неелектроліту однакової молярної концентрації:

$$i = \Delta T_{\text{К.експ}} / \Delta T_{\text{К.теор}} = \Delta T_{\text{З.експ}} / \Delta T_{\text{З.теор}} = P_{\text{осм.експ}} / P_{\text{осм.осм.теор}},$$

$$\Delta T_{\text{К}} = i \cdot K_{\text{Э}} \cdot C_{\text{м}};$$

$$\Delta T_{\text{З}} = i \cdot K_{\text{З}} \cdot C_{\text{м}};$$

$$P_{\text{осм}} = i \cdot C \cdot R \cdot T.$$

Ізотонічний коефіцієнт показує, у скільки разів експериментально знайдені величини зниження температури замерзання, підвищення температури кипіння, зниження тиску пари та осмотичний тиск розчину більші, ніж розраховані теоретично.

Як правило, ізотонічний коефіцієнт більший за одиницю і показує, у скільки разів число частинок (недисоційованих молекул та утворених іонів) у розчину електроліту більше, ніж у розчині неелектроліту за умови однакової молярної концентрації.

Для розчинів неелектролітів, молекули яких не дисоціюють та мало схильні до асоціації, $i = 1$.

Для водних розчинів електролітів, внаслідок дисоціації $i > 1$,

причому максимальне його значення (i_{max}) для даного електроліту дорівнює числу іонів в його молекулі:

	NaCl	CaCl ₂	Na ₃ PO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃
i_{max}	2	3	4	5

Для розчинів неелектролітів, у яких речовина знаходиться у вигляді асоціатів, $i < 1$.

За однакової молярної концентрації розчиненої речовини осмотичний тиск, підвищення $T_{кип}$ і зниження $T_{зам}$ розчинів електролітів завжди у i разів більше, ніж розчинів неелектролітів.

Осмотичний тиск – це колігативна характеристика розчину, тобто його величина залежить від сумарного числа частинок у розчині – осмотичної концентрації (осмоляльності).

Для розчинів неелектролітів $C_{осм} = C_m$, а для електролітів $C_{осм} > C_m$ настільки, наскільки зростає число частинок у розчині внаслідок дисоціації $C_{осм} = i C_m$.

Для електролітів ізотонічний коефіцієнт завжди більше одиниці, тому і осмотичний тиск розчинів електролітів завжди більший, ніж розчинів неелектролітів.

З врахуванням міжмолекулярної взаємодії осмотичний тиск реальних розчинів:

$$P_{осм} = i \cdot C \cdot R \cdot T$$

$i > 1$ для електролітів,
 $i = 1$ для неелектролітів,
 $i < 1$ для речовин, схильних до асоціації.

Це рівняння правильно відображає експериментальні значення осмотичного тиску розчинів з однаковою масовою часткою речовини, але з різною природою та станом розчиненої речовини в розчині.

Осмотичний тиск 1 %-вих водних розчинів деяких речовин

Природа розчину	Розчинена речовина	Молярна маса	$P_{осм}$, кПа
Розчин електроліту (дисоціація), $i > 1$	Al ₂ (SO ₄) ₃	342	390
Розчин неелектроліту, $i = 1$	цукор	342	79,5
Колоїдний розчин (асоціація), $i < 1$	As ₂ S ₃	246	0,0034

Приклади розв'язування задач

Приклад 1

Розрахувати осмотичний тиск розчину за 22 °С, у 1,2 л якого міститься 20,5 г цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Дано:	Розв'язання
$m_{\text{цукру}} = 20,5 \text{ г}$	$P_{\text{осм}} = C_M \cdot RT ;$
$t = 22 \text{ }^{\circ}\text{C} \text{ (} T = 295 \text{ К)}$	$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342 \text{ г/моль};$
$V = 1,2 \text{ л} = 1,2 \cdot 10^3 \text{ мл}$	$P_{\text{осм}} = \frac{m}{MV} RT = \frac{20,5}{342 \cdot 1,2 \cdot 10^3} \cdot 8,31 \cdot 295 = 122 \cdot 10^3 \text{ Па.}$
$P_{\text{осм}} = ?$	

Відповідь: $P_{\text{осм}} = 122 \cdot 10^3 \text{ Па.}$

Приклад 2

Розрахувати молярну масу неелектроліту, 2,5 г якого міститься в 5 л розчину. Осмотичний тиск цього розчину дорівнює $0,23 \cdot 10^5 \text{ Па}$ при 20 °С.

Дано:	Розв'язання:
$m = 2,5 \text{ г}$	$P_{\text{осм}} = C_M \cdot RT ,$
$t = 20 \text{ }^{\circ}\text{C} \text{ (} T = 293 \text{ К)}$	$P_{\text{осм}} = \frac{m}{MV} RT;$
$V = 5 \text{ л} = 5 \cdot 10^3 \text{ мл}$	
$P_{\text{осм}} = 0,23 \cdot 10^5 \text{ Па}$	$M = \frac{mRT}{P_{\text{осм}} V} = \frac{2,5 \cdot 8,31 \cdot 293}{0,23 \cdot 10^5 \cdot 5 \cdot 10^3} = 52,96 \text{ г/моль.}$
$M = ?$	

Відповідь: $M = 52,96 \text{ г/моль.}$

Приклад 3

Розрахувати, за якої температури повинен кристалізуватися розчин, що містить у 250 г води 54 г глюкози $C_6H_{12}O_6$.

Дано:	Розв'язання:
$m(C_6H_{12}O_6) = 54 \text{ г}$	$M(C_6H_{12}O_6) = 180 \text{ г/моль};$
$m(H_2O) = 250 \text{ г}$	$C_m = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{р-ка}}};$
$K_K(H_2O) = 1,86 \frac{\text{КГ} \cdot \text{К}}{\text{МОЛЬ}}$	
$T_3 \text{ (розчину)} = ?$	$C_m = \frac{54 \cdot 1000}{180 \cdot 250} = 1,2 \text{ моль/1000 г розчинника};$

$$\Delta T_3 = K_k \cdot C_m = 1,86 \cdot 1,2 = 2,23 \text{ K};$$

$$\Delta T_3 = T_{3 \text{ р-ка}} - T_{3 \text{ р-ну}};$$

$$T_{3 \text{ р-ну}} = T_{3 \text{ р-ка}} - \Delta T_3, \quad T_{3 \text{ р-ну}} = 273,15 - 2,23 = 270,92 \text{ K};$$

$$T = t + T_0 \quad 270,92 \text{ K} = t + 273,15;$$

$$t, ^\circ\text{C} = 270,92 \text{ K} - 273,15 \text{ K} = -2,23 ^\circ\text{C}.$$

Відповідь: $T_3 (\text{розчину}) = 270,92 \text{ K}$ або $-2,23 ^\circ\text{C}$.

Приклад 4

Визначити температури кипіння та замерзання розчину, що містить 1 г нітробензену у 10 г бензену. Ебуліоскопічна та кріоскопічна константи бензену дорівнюють 2,57 та 5,12, відповідно. Температура кипіння чистого бензену складає $80,2 ^\circ\text{C}$, а температура замерзання $-5,4 ^\circ\text{C}$.

Дано:	Розв'язання:
$m(\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2) = 1 \text{ г}$ $m(\text{C}_6\text{H}_6) = 10 \text{ г}$ $K_E = 2,57; K_K = 5,1$ $t_{\text{кип}}(\text{C}_6\text{H}_6) = 80,2 ^\circ\text{C}$ $T_{\text{зам}}(\text{C}_6\text{H}_6) = -5,4 ^\circ\text{C}$	$\Delta T_3 = K_k \cdot C_m, \quad \Delta T_K = K_E \cdot C_m;$ $C_m = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчину}}};$ $\Delta T_3 = \frac{K_K m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчину}}}, \quad \Delta T_K = \frac{K_E m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчину}}};$ $M(\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2) = 123,11 \text{ г/моль}.$
$T_{\text{кип}}, T_{\text{зам}} = ?$	

Підвищення $T_{\text{кип}}$ розчину нітробензену в бензені дорівнює:

$$\Delta T_K = \frac{2,57 \cdot 1 \cdot 1000}{123,11 \cdot 10} = 2,09 ^\circ\text{C},$$

$$T_{K(\text{розчину})} = 80,2 + 2,09 = 82,29 ^\circ\text{C}.$$

Зниження температури замерзання розчину нітробензену в бензені дорівнює:

$$\Delta T_3 = \frac{5,1 \cdot 1 \cdot 1000}{123,11 \cdot 10} = 4,14 ^\circ\text{C};$$

$$T_3 (\text{розчину}) = -5,4 + 4,14 = 1,26 ^\circ\text{C}.$$

Відповідь: $T_{K(\text{розчину})} = 82,29 ^\circ\text{C}; T_3 (\text{розчину}) = 1,26 ^\circ\text{C}.$

Приклад 5

Розчин, що містить 8 г деякої речовини в 100 г діетилового етеру,

кипить за температури 36,86 °С, тоді як чистий етер кипить за 35,60 °С. Визначити молярну масу розчиненої речовини.

Дано:	Розв'язання:
$m_{\text{речов}} = 8 \text{ г}$	Переведемо одиниці виміру температури
$m((\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}) = 100 \text{ г}$	кипіння з °С до К:
$t_{\text{к р-ну}} = 36,86 \text{ °С}$	$T_{\text{кип р-ну}} = t_{\text{кип р-ну}} + 273,15 ;$
$t_{\text{к}}((\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}) = 35,6 \text{ °С}$	$T_{\text{кип етеру}} = 36,86 + 273,15 = 310,01 \text{ К};$
$K_E(\text{H}_2\text{O}) = 2,12 \frac{\text{кг} \cdot \text{К}}{\text{МОЛЬ}}$	$T_{\text{кип етеру}} = t_{\text{кип р-ка}} + 273,15 = 35,60 + 273,15 = 308,75 \text{ К};$
$M_{\text{речов}} = ?$	$\Delta T_{\text{кип}} = 310,01 \text{ К} - 308,75 = 1,26 \text{ °К};$

З формули $\Delta T_{\text{К}} = K_E \cdot C_m$ знаходимо моляльну концентрацію розчину:

$$C_m = \Delta T_{\text{К}} / K_E = 1,26 / 2,02 = 0,624 \text{ моль/кг};$$

$$C_m = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{р-ка}}};$$

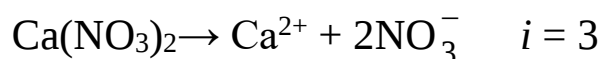
$$M_{\text{речов}} = \frac{m_{\text{речов}} \cdot 1000}{C_m \cdot m_{\text{р-ка}}} = \frac{8 \cdot 1000}{0,624 \cdot 100} = 128,2 \text{ г/моль}$$

Відповідь: $M_{\text{речов}} = 128,2 \text{ г/моль}$.

Приклад 6

Яким буде розчин калій нітрату відносно розчину кальцій нітрату, якщо молярні концентрації електролітів однакові?

Розв'язання:



Якщо молярні концентрації розчинів однакові, то осмотичний тиск розчину KNO_3 менший, ніж осмотичний тиск розчину $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$:

$$P_{\text{осм}} = i \cdot C_m \cdot RT$$

$$P_{\text{осм}} = 2 \cdot C_{\text{KNO}_3} \cdot RT$$

$$P_{\text{осм}} = 3 \cdot C_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} \cdot RT$$

$$P_{\text{осм}}(\text{KNO}_3) < P_{\text{осм}}(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)$$

Відповідь: Розчин KNO_3 гіпотонічний відносно розчину $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

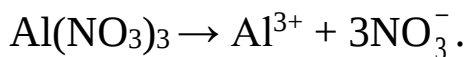
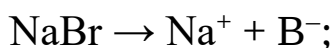
Приклад 7

Розчини ксилози, натрій броміду, барій хлориду та алюміній нітрату мають однакові молярні концентрації. Який з цих розчинів має найменший осмотичний тиск при однаковій температурі?

Розв'язання: $P_{\text{осм}} = i \cdot C_M \cdot RT$

$C_5H_{10}O_5$	$i = 1$	$P_{\text{осм}} = C(C_5H_{10}O_5) \cdot RT$
$NaBr$	$i \rightarrow 2$	$P_{\text{осм}} = 2 \cdot C(NaBr) \cdot RT$
$BaCl_2$	$i \rightarrow 3$	$P_{\text{осм}} = 3 \cdot C(BaCl_2) \cdot RT$
$Al(NO_3)_3$	$i \rightarrow 4$	$P_{\text{осм}} = 4 \cdot C(Al(NO_3)_3) \cdot RT$

$C_5H_{10}O_5$ не дисоціює



При однакових температурі та молярних концентраціях речовин найменшу молярну концентрацію частинок (молекул та іонів) та, відповідно, найменший осмотичний тиск має розчин речовини з найменшим ізотонічним коефіцієнтом, тобто розчин *ксилози* ($i = 1$).

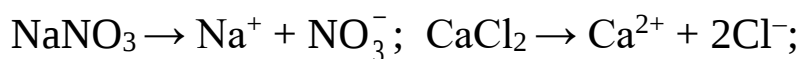
Відповідь: Найменший $P_{\text{осм}}$ має розчин розчин ксилози.

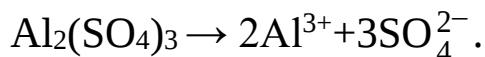
Приклад 8

Якщо розчини глюкози, натрій нітрату, кальцій хлориду, алюміній сульфату ізотонічні, то молярна концентрація якої речовини найменша?

Розв'язання:

$C_6H_{12}O_6$	$i = 1$	$P_{\text{осм}} = C(C_6H_{12}O_6) \cdot RT$	$C(C_6H_{12}O_6) = \frac{P_{\text{осм}}}{R \cdot T}$
$NaNO_3$	$i \rightarrow 2$	$P_{\text{осм}} = 2 \cdot C(NaNO_3) \cdot RT$	$C(NaNO_3) = \frac{P_{\text{осм}}}{2 \cdot R \cdot T}$
$CaCl_2$	$i \rightarrow 3$	$P_{\text{осм}} = 3 \cdot C(CaCl_2) \cdot RT$	$C(CaCl_2) = \frac{P_{\text{осм}}}{3 \cdot R \cdot T}$
$Al_2(SO_4)_3$	$i \rightarrow 5$	$P_{\text{осм}} = 5 \cdot C(Al_2(SO_4)_3) \cdot RT$	$C(Al_2(SO_4)_3) = \frac{P_{\text{осм}}}{5 \cdot R \cdot T}$





Якщо розчини ізотонічні (значення рівні), то найменша молярна концентрація буде в розчині речовини з найбільшим ізотонічним коефіцієнтом – розчин алюміній сульфату ($i \rightarrow 5$).

Відповідь: найменша молярна концентрація $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Приклад 9

Для якого з водних розчинів температура замерзання найнижча:

- а) 10 г KBr на 1000 г води;
- б) 10 г NaBr на 1000 г води;
- в) 10 г LiBr на 1000 г води?

Розв'язання:

Найнижча температура замерзання $T_{3(\text{р-ну})}$ буде у розчині з найбільшою різницею температур замерзання розчину та розчинника ΔT_3 :

$$\Delta T_3 = T_{3(\text{р-ка})} - T_{3(\text{р-ну})};$$

$$T_{3(\text{р-ну})} = T_{3(\text{р-ка})} - \Delta T_3.$$

Різниця температур замерзання розчину та розчинника тим більша, чим більша в розчині кількість частинок розчиненої речовини:

$$\Delta T_3 = i \cdot K_K \cdot C_m.$$

Усі перелічені речовини є бінарними електролітами і значення ізотонічного коефіцієнту для всіх будуть однаковими ($i \rightarrow 2$). У такому разі кількості частинок в розчині та, відповідно, величини ΔT_3 , будуть залежати лише від молярностей розчину C_m :

$$C_m = \frac{n_{\text{речов}}}{m_{\text{розчинника}}} = \frac{m_{\text{речов}}}{M_{\text{речов}} \cdot m_{\text{розчинника}}}.$$

При однакових значеннях $m_{\text{речов}}$ та $m_{\text{розчинника}}$ найбільше значення C_m буде в розчині речовини з найменшою молярною масою $M_{\text{речов}}$

$$M(\text{KBr}) = 119 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{NaBr}) = 103 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{LiBr}) = 87 \text{ г/моль}.$$

Відповідь: Найнижча температура замерзання буде у розчині LiBr.

Задачі для самостійного розв'язання

1. Визначити осмотичний тиск розчину, що містить 90,08 глюкози $C_{12}H_{22}O_6$ у 4 л розчину при $27\text{ }^{\circ}\text{C}$. *Відповідь:* $P_{\text{осм}} = 3,12 \cdot 10^5 \text{ Па}$.
2. Розрахувати осмотичний тиск розчину, що містить 16 г сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ у 350 г води при 293 К. Густина розчину вважати рівною одиниці. *Відповідь:* $P_{\text{осм}} = 332 \text{ Па}$.
3. Осмотичний тиск розчину, об'єм якого 3 л при $10\text{ }^{\circ}\text{C}$, дорівнює $1,2 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Визначте молярність цього розчину.
Відповідь: $C_M = 0,05 \text{ моль/л}$.
4. За якої температури осмотичний тиск розчину, що містить 18,6 г аніліну $C_6H_5NH_2$ у 3 л розчину, досягне 284 кПа?
Відповідь: $t = 240,1\text{ }^{\circ}\text{C}$.
5. Розрахувати осмотичний тиск розчину, що містить 90,08 г глюкози $C_6H_{12}O_6$ в 4 л розчину при $27\text{ }^{\circ}\text{C}$. *Відповідь:* $3,12 \cdot 10^5 \text{ Па}$.
6. Розрахувати осмотичний тиск за температури $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ для розчину, що містить в 1 л 18,4 г гліцерину $C_3H_8O_3$. *Відповідь:* $4,54 \cdot 10^5 \text{ Па}$.
7. Розрахувати молярну масу неелектроліту, якщо при розчиненні 20 г цієї речовини у воді отримали 500 мл розчину, осмотичний тиск якого при температурі $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ дорівнює 412,94 кПа.
Відповідь: 240 г/моль.
8. Розрахувати молярну масу неелектроліту, якщо розчин, що містить 25,55 г цієї речовини в 200 г води, замерзає при $-1,32\text{ }^{\circ}\text{C}$.
Відповідь: 180 г/моль.
9. Розчин, в якому розчинено 41,4 неелектроліту в 300 г води кипить при $100,78\text{ }^{\circ}\text{C}$. Обчислити молярну масу цієї речовини.
Відповідь: 92 г/моль.
10. Розрахувати молярну масу неелектроліту, якщо його масова частка у водному розчині 1,96 %, а розчин замерзає при $-0,248\text{ }^{\circ}\text{C}$.
Відповідь: 150,4 г/моль.
11. Кров людини замерзає при $-0,56\text{ }^{\circ}\text{C}$. Чому дорівнює молярна концентрація речовин, що містяться у крові, та осмотичний тиск сироватки крові? *Відповідь:* 0,3 моль/л; 7,6 атм.
12. Температура кипіння ацетону $56,1\text{ }^{\circ}\text{C}$, а його ебуліоскопічна

- константа дорівнює 1,73. Обчисліть температуру кипіння 8 %-го розчину гліцерину $C_3H_8O_3$ в ацетоні. *Відповідь:* $t_{\text{кип}} = 57,73^\circ\text{C}$.
13. При якій температурі почне кипіти 3,6 %-вий розчин саліцилової кислоти $C_7H_6O_3$ у спирті, якщо чистий спирт закипає при $78,5^\circ\text{C}$, а $K_E = 1,22$? *Відповідь:* $78,83^\circ\text{C}$.
14. Розрахувати температуру кипіння 5 %-го розчину цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$ у воді. *Відповідь:* $100,08^\circ\text{C}$.
15. Розрахувати температуру кипіння розчину, який містить 100 г цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$ у 750 г води. *Відповідь:* $100,20^\circ\text{C}$.
16. У скількох моль води слід розчинити 0,02 моля деякого неелектроліту для отримання розчину, температура кипіння якого $100,026^\circ\text{C}$. *Відповідь:* 22,2 моль.
17. Розчин, що містить 5,4 г неелектроліту в 200 г води, кипить при $100,078^\circ\text{C}$. Розрахувати молярну масу розчиненої речовини. *Відповідь:* 180 г/моль.
18. Температура кипіння ацетону $56,1^\circ\text{C}$, а його K_E дорівнює 1,73. Розрахувати температуру кипіння 8 %-го розчину гліцерину $C_3H_8O_3$ в ацетоні. *Відповідь:* $57,7^\circ\text{C}$.
19. Температура кипіння розведеного розчину цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$ $100,065^\circ\text{C}$. Розрахувати осмотичний тиск розчину за температури 0°C . Густина розчину прийняти за одиницю. *Відповідь:* 283,6 кПа.
20. Розчин, що складається з 9,2 г гліцерину $C_3H_8O_3$ та 400 г ацетону, кипить за $56,38^\circ\text{C}$. Чистий ацетон кипить за $56,0^\circ\text{C}$. Розрахувати ебуліоскопічну константу ацетону. *Відповідь:* $1,52^\circ\text{C}$.
21. Розрахувати температуру кристалізації 10 %-го розчину гліцерину $C_3H_8O_3$ у воді. *Відповідь:* $-2,25^\circ\text{C}$.
22. Розрахувати масову частку цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$ у водному розчині, температура кристалізації якого $-0,41^\circ\text{C}$. *Відповідь:* 7 %.
23. При розчиненні 0,4 г деякої речовини у 10 г води температура кристалізації розчину знижується на $1,24^\circ\text{C}$. Розрахувати молекулярну масу розчиненої речовини. *Відповідь:* 60 г/моль.
24. Розчин 1,05 г неелектроліту у 39 г води замерзає за температури

-0,7 °C. Розрахувати молекулярну масу неелектроліту.

Відповідь: 92,5 г/моль.

25. Зниження температури замерзання розчину 0,052 г камфори в 26 г бензолі дорівнює 0,067 °C. Розрахувати молекулярну масу камфори.

Відповідь: 152,2 г/моль.

26. Розрахувати температуру замерзання розчину, що містить 20 г цукру у 400 г води. *Відповідь:* -0,27 °C.

27. Визначити ізотонічний коефіцієнт натрій гідроксиду в розчині з масовою часткою NaOH 0,8 %, якщо осмотичний тиск цього розчину при температурі 10 °C дорівнює 847,1 кПа. Густина розчину 1 г/мл. *Відповідь:* 2,54.

28. Розчин, що містить 16,05 г $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ в 500 г води, кипить за температури 100,122 °C. Обчисліть ізотонічний коефіцієнт цього розчину. *Відповідь:* 1,92.

29. Ізотонічний коефіцієнт водного розчину хлороводню 1,66 ($\omega = 6,8$ %). Визначити температуру замерзання цього розчину.

Відповідь: -6,15 °C.

30. Розрахувати ізотонічний коефіцієнт $9 \cdot 10^{-4}$ н розчину калій нітрату, якщо цей розчину ізотонічний відносно водного розчину цукру, в якому масова частка $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ 50 %. Температура розчину цукру 50 °C, густина 1230 кг/м³. *Відповідь:* 2,0.

Питання для самоконтролю

1. Які властивості розчинів належать до колігативних?
2. Сформулюйте закони Рауля для розведених розчинів нелетких речовин, напишіть їх математичний вираз.
3. Поясніть, чому тиск пари над розчином менший від тиску пари над чистим розчинником?
4. Який фізичний зміст кріоскопічної та ебуліоскопічної сталих? Від чого залежить їх величина?
5. Як обчислити молярну масу розчиненої речовини неелектроліту за допомогою кріометричного та ебуліометричного методів?
6. Чому розчини електролітів не відповідають закону Рауля? Як це впливає на їх колігативні властивості?
7. Поясніть фізичний зміст ізотонічного коефіцієнту.
8. Поясніть явище осмоса. Що таке осмотичний тиск?
9. Які фактори впливають на величину осмотичного тиску?
10. Що таке дифузія та в чому полягає різниця між дифузією і осмосом?
11. Сформулюйте закон Вант-Гоффа та напишіть його математичний вираз для розведених розчинів неелектролітів і електролітів.
12. Як можна обчислити осмотичний тиск розчину, виходячи зі зниження температури замерзання; підвищення температури кипіння?
13. Поясніть зв'язок між осмотичним тиском розчину та зниженням тиску насиченої пари розчинника над розчином. Виразіть цей зв'язок математично.
14. Які розчини називають ізотонічними, гіпотонічними, гіпертонічними? Наведіть приклади ізотонічних та гіпертонічних розчинів, які застосовують у медичній практиці. У якому з цих розчинів відбувається гемоліз, а в якому – плазмоліз еритроцитів?
15. Які розчини називають ізо-, гіпер- і гіпотонічними? Чи буде відрізнятися при одній і тій ж температурі осмотичний тиск 0,1 %-го розчину глюкози від 0,1 %-го розчину білка і 0,1 %-го розчину NaCl?

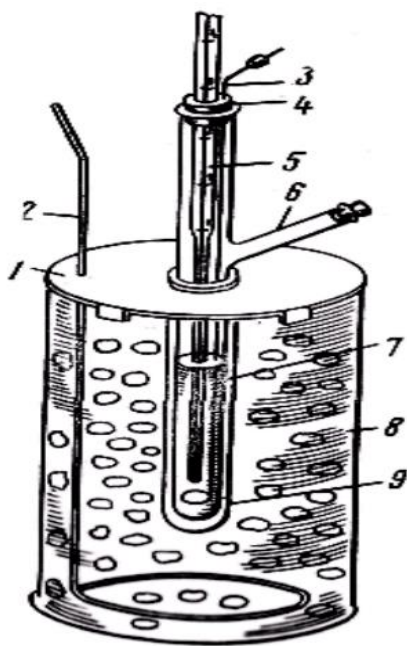
16. Над яким водним розчином неелектроліту – одно- або двомолярним – тиск пари більший і у скільки разів?
17. Якій концентрації пропорційне підвищення температури кипіння та зниження температури замерзання? Надайте відповідні формули.
18. Чи відрізняються температури замерзання одномолярних розчинів натрій хлориду, глюкози, кальцій нітрату і сахарози. Відповідь обґрунтуйте.
19. Надайте обґрунтовану відповідь. Чи будуть однаковими:
- а) значення осмотичного тиску водних розчинів неелектролітів А та В ($M_A \neq M_B$), які мають однакові масові частки розчиненої речовини (густина розчинів 1 г/мл) та однакову температуру;
 - б) температури кипіння водних розчинів неелектролітів А та В ($M_A \neq M_B$), які мають однакові моляльні концентрації;
 - в) значення осмотичного тиску водних розчинів неелектролітів А та В ($M_A \neq M_B$), які мають однакові молярні концентрації та температуру;
 - г) температури замерзання водних розчинів неелектролітів А та В ($M_A \neq M_B$), які мають однакові масові частки;
 - д) температури кипіння 0,01-моляльних водних розчинів глюкози та цукру;
 - є) значення осмотичного тиску 0,01 М водних розчинів фруктози та цукру при однаковому значенні температури.

Лабораторна робота

Властивості розчинів неелектролітів

Дослід. *Визначення молекулярної маси глюкози*

1. Зберіть прилад, що складається з пробірки (7) з бічним відростком (6). Пробірку (7) закрийте каучуковою пробкою (4) з двома отворами: в один отвір вставлено термометр (5), а в інший – мішалка (3). Мішалка повинна доходити до дна пробірки, кінець її загнутий кільцем, що вільно охоплює нижній кінець термометра.



**Прилад для визначення
молекулярної маси
речовини криоскопічним
методом**

2. Пробірку (7) з термометром і мішалкою вставте в широку пробірку (9), що служить повітряним холодильником і забезпечує рівномірне охолодження розчину в пробірці (7). Широку пробірку (9) вставте в отвір металеві кришки (1), яку потім надіньте на товстостінну скляну посудину (8) з охолоджувальною сумішшю. В інший отвір кришки (1) вставте мішалку (2) для перемішування охолоджувальної суміші.

3. Приготуйте охолоджувальну суміш з 3 масових частин снігу або товченого льоду і 1 частини повареної солі і помістіть її в посудину (8). Вимірте звичайним термометром температуру охолоджувальної суміші. Вона повинна бути в межах від -3 до -5 °C, що досягається зміною співвідношення снігу (льоду) і солі.

4. Відміряйте та налейте у внутрішню пробірку (7) 10 мл дистильованої води, зануртев неї термометр (з ціною поділки 0,1 °C) настільки, щоб кулька з ртуттю була закрита рідиною.

5. Помістіть внутрішню пробірку, попередньо охолоджену в суміші води з льодом, у зовнішню пробірку та зануріть занурте останню в посудину з охолоджувальною сумішшю.

6. Спостерігайте зниження стовпчика ртуті термометра. Коли температура досягне приблизно $-1\text{ }^{\circ}\text{C}$ (досягнуте переохолодження), почніть енергійно перемішувати воду мішалкою. При цьому випадуть кристали льоду, а стовпчик ртуті стане швидко підніматися вгору. Слід відзначити температуру, до якої підніметься стовпчик ртуті. Це і буде температура замерзання чистого розчинника.

7. Нагрійте внутрішню посудину рукою і ще раз, відповідно до п.5, визначте температуру замерзання води (розчинника). Через неточність термометрів точка замерзання може не збігатися з нулем шкали. Для розрахунку використовуйте температуру замерзання води (розчинника), визначену за термометром, не звертаючи уваги на розбіжності з нулем шкали.

8. Наважку глюкози $1,8\text{ г}$ внесіть у воду внутрішньої пробірки.

9. За методикою визначте температуру замерзання отриманого розчину. Під температурою замерзання розчину варто розуміти температуру початку замерзання, так як процес замерзання розчину (на відміну від розчинника) йде при поступовому зниженні температури.

10. Результати досліду запишіть в таблицю:

$m_{\text{води,}}\text{ г}$	$t_{\text{з р-ка, }^{\circ}\text{C}}$			$m_{\text{глюкози,}}\text{ г}$	$t_{\text{з р-ну, }^{\circ}\text{C}}$			Δt	$M_{\text{глюкози}}$
	1	2	середня		1	2	середня		

$$M_{\text{глюкози}} = \frac{K \cdot m \cdot 1000}{\Delta t \cdot G},$$

де M – молекулярна маса розчиненої речовини; K – кріоскопічна стала, $=1.86$; m – маса розчиненої речовини; G – маса розчинника;

$\Delta t = t_{з\text{ р-ка}} - t_{з\text{ р-ну}}$ – зміна температури замерзання.

11. Порівняйте обчислену молекулярну масу з теоретичною. Обчисліть помилку за формулою:

$$\% = \frac{M_{\text{теор}} - M_{\text{досл}}}{M_{\text{теор}}} \cdot 100 .$$

Точність кріоскопічних визначень залежить від точності виміру різниці температур замерзання розчинника та розчину. Для точних вимірювань використовують диференціальний термометр Бекмана.

5.4. ТЕОРІЯ СИЛЬНИХ І СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Поняття про сильні і слабкі електроліти. Теорія розчинів сильних електролітів. Іонна сила розчинів, коефіцієнт активності та активність іонів сильних електролітів в розчинах. Розчини слабких електролітів. Ступінь дисоціації. Залежність ступеня дисоціації від концентрації (закон розведення Оствальда). Застосування закону дії мас до дисоціації слабких електролітів. Константа дисоціації. Ступінчастий характер дисоціації.

Для розчинів електролітів зниження тиску насиченої пари, зниження температури замерзання, підвищення температури кипіння, осмотичний тиск повинні бути більші, ніж для розчинів неелектролітів (закон Вант-Гоффа).

Це відношення називається ізотонічним коефіцієнтом:

$$i = N / N_0 ,$$

де N – число частинок у розчині електроліту, N_0 – кількість розчинених молекул.

У розчинах електролітів експериментально визначені величини зниження температури їх замерзання, підвищення температури кипіння та зміна інших загальних властивостей завжди були більшими, ніж теоретично обчислені значення цих величин.

Для оцінки цих відхилень Вант-Гофф запропонував ввести коефіцієнт, який називають **ізотонічним** або **коефіцієнтом Вант-Гоффа**. Його позначають літерою i та обчислюють виходячи з відношень експериментальних значень величин $\Delta T_{\text{зам}}$, $\Delta T_{\text{кип}}$, ΔP та $P_{\text{осм}}$ до теоретично обчислених:

$$\Delta P = i \cdot \Delta P_0 \cdot C; \quad \Delta T_K = i \cdot K_E \cdot C; \quad \Delta T_3 = i \cdot K_3 \cdot C; \quad P_{\text{осм}} = i \cdot C \cdot R \cdot T.$$

Ізотонічний коефіцієнт показує, у скільки разів відповідні експериментальні значення величин більші, ніж теоретично обчислені за рівняннями Рауля та Вант-Гоффа, якщо концентрації розчинів однакові.

Експериментально встановлено, що ізотонічний коефіцієнт для розчинів електролітів більший за одиницю і залежить від концентрації розчину. Зі зменшенням концентрації розчину ізотонічний коефіцієнт збільшується. У розчинах бінарних електролітів типу NaCl, KOH, HCl ізотонічний коефіцієнт наближається до 2, у розчинах потрійних електролітів, таких як Na₂S, MgCl₂, H₂SO₄ – до 3. Значення ізотонічного коефіцієнта показує, що у розчинах електролітів збільшується число частинок розчиненої речовини, що можна пояснити розпадом її молекул на складові частини.

Електроліти по-різному дисоціюють у розчині. Кількісною характеристикою розпаду молекул на іони є ступінь електролітичної дисоціації

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

Ступінь електролітичної дисоціації визначають експериментально, виходячи зі значень електропровідності розчинів електролітів різних концентрацій або з величини ізотонічного коефіцієнта:

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1} ,$$

де i – ізотонічний коефіцієнт, α – ступінь дисоціації електроліту, n – число іонів, на яке дисоціює молекула електроліту.

За ступенем дисоціації електроліти розрізняють:

- сильні ($\alpha > 30 \%$): це розчинні основи (луги), сильні мінеральні кислоти, солі, наприклад, HNO₃, HCl, H₂SO₄, KOH, NaOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂, HClO₄;

- слабкі ($\alpha < 3 \%$): малорозчинні основи, амфотерні гідроксиди, слабкі мінеральні кислоти, наприклад, H₂S, HCN, H₂CO₃, H₃BO₃, H₂SiO₃, NH₃;

- середньої сили $3 \% < \alpha < 30 \%$, наприклад, HCOOH, H₂SO₃, H₃PO₄, HNO₂, Mg(OH)₂, CdCl₂, ZnCl₂.

Розчини слабких електролітів

Слабкі електроліти у розчинах лише частково дисоціюють на іони. Процес дисоціації є оборотним і через деякий час у розчині встановлюється рівновага між молекулами речовини та іонами, на які вони розпадаються. Такий рівноважний процес підлягає закону дії мас.

У разі рівняння дисоціації слабого електроліту КА:



вираз для константи дисоціації має вигляд:

$$K_d = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]},$$

де $[K^+]$, $[A^-]$ – рівноважні концентрації катіона та аніона в розчині, $[KA]$ – рівноважна концентрація недисоційованих молекул.

Для слабких електролітів $K_d = 10^{-10}$ - 10^{-5} ;

для електролітів середньої сили $K_d = 10^{-4}$ - 10^{-2} ;

для сильних електролітів $K_d > 10^{-2}$.

Закон розведення Оствальда

Ступінь електролітичної дисоціації визначається як

$$\alpha = \frac{C_{\text{дис}}}{C},$$

концентрація молекул, що продисоціювали

$$C_{\text{дис}} = \alpha \cdot C,$$

$$[K^+] = [A^-] = C_{\text{дис}} = \alpha \cdot C,$$

$$[KA] = C - C_{\text{дис}} = C - \alpha \cdot C = C(1 - \alpha),$$

$$K_d = \frac{(C \cdot \alpha)^2}{C(1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}.$$

Це закон розведення Оствальда, *суть його полягає в тому, що в разі розведення розчину його концентрація C зменшується, а ступінь дисоціації електроліту збільшується так, що в цілому значення K_d залишається постійним.*

Для слабких електролітів $\alpha \ll 1$, тобто $\alpha \rightarrow 0$. Рівняння Оствальда можна спростити, оскільки за таких умов $(1 - \alpha) \approx 1$, тоді

$$K_d \approx \alpha^2 C_M,$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}} \text{ – закон розведення (Оствальда).}$$

Це рівняння виражає залежність ступеня дисоціації слабого електроліту від концентрації розчину і показує, що зі збільшенням концентрації розчину ступінь дисоціації електроліту зменшується.

Використовуючи закон розведення Оствальда, обчислюють кислотність середовища слабого електроліту (кислоти):

$$[H^+] = \alpha \cdot C_M,$$

$$[H^+] = C_M \sqrt{\frac{K_d}{C_M}} = \sqrt{K_d \cdot C_M}.$$

$$\text{Аналогічно } [OH^+] = \sqrt{K_d \cdot C_M}.$$

У розчинах електролітів іони впливають один на одного: однойменно заряджені іони – відштовхуються, різнойменно заряджені – притягуються. Внаслідок частина іонів виявляється у зв'язаному стані, що призводить до зміни властивостей розчину, еквівалентному зменшенню концентрації частинок (зниженню іонізації) електроліту. Іони можуть утворювати «іонні пари», які поведуться як одна частинка, електроліт дисоціює наче не повністю. Тому замість реальної концентрації використовують активність. Активність іонів позначають a , вона означає ефективну, умовну концентрацію, згідно з якою іони діють у хімічних реакціях.

Зв'язок між реальною молярною концентрацією іонів та їх активністю виражається співвідношенням

$$a = f \cdot C_M,$$

a – активність іонів, f – коефіцієнт активності, C_M – молярна концентрація.

Коефіцієнт активності f характеризує електростатичну зв'язаність іонів і показує, наскільки активність a відрізняється від істинної молярної концентрації іонів C_M . Чим більша концентрація

електроліту, тим менший коефіцієнт активності, тим сильніша електростатична взаємодія між іонами. При $C_M \rightarrow 0$ $f \rightarrow 1$. Для дуже розведених розчинів сильних електролітів $f = 1$. Кількісною характеристикою електростатичної взаємодії іонів, що впливає на коефіцієнт активності, є іонна сила розчину

$$I = \frac{1}{2}(C_1 Z_1^2 + C_2 Z_2^2 + \dots + C_n Z_n^2).$$

Експериментально встановлено, що зі збільшенням іонної сили розчину коефіцієнт активності зменшується.

Зв'язок між коефіцієнтом активності та іонною силою дає рівняння Дебая-Гюккеля

$$\lg f = -0,5 \cdot Z^2 \cdot \sqrt{I},$$

Z – заряд відповідного іона, I – іонна сила розчину.

Біологічні рідини та тканини організму містять такі іони: Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Cl^- , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^- , HCO_3^- . Іонна сила більшості біологічних рідин людини і тварин дорівнює 0,15 моль/кг. Іонна сила ізотонічного розчину NaCl ($\omega(\text{NaCl}) = 0,9\%$) також дорівнює 0,15 моль/кг. Іонна сила біологічних рідин впливає на біохімічні та фізіологічні процеси. Оптимальні параметри цих процесів досягаються лише при сталому і певному значенні іонної сили. Сталість концентрацій електролітів у біологічних рідинах (водно-електролітний баланс) забезпечує гомеостаз фізіологічних та біохімічних процесів, що відбуваються в організмі.

Приклади розв'язання задач

Приклад 1

Обчислити ступінь дисоціації та концентрацію іонів H^+ у 0,3 М розчині мурашиної кислоти, якщо її константа дисоціації дорівнює $2,1 \cdot 10^{-4}$.

Дано:	Розв'язання:
$C_M(\text{НСООН}) = 0,3$ моль/л	$K_d = \alpha^2 C$
$K_d = 2,1 \cdot 10^{-4}$	$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}} = \sqrt{\frac{2,1 \cdot 10^{-4}}{0,3}} = 2,64 \cdot 10^{-2} = 2,64\%$
$\alpha, [\text{H}^+] = ?$	$[\text{H}^+] = \alpha \cdot C, [\text{H}^+] = 2,64 \cdot 10^{-2} \cdot 0,3 = 7,9 \cdot 10^{-3}$

Відповідь: $\alpha = 2,64\%$, $[\text{H}^+] = 7,9 \cdot 10^{-3}$ моль/л

Приклад 2

Ступінь дисоціації оцтової кислоти в 0,1 М розчині дорівнює $1,32 \cdot 10^{-2}$. Знайти константу дисоціації кислоти.

Дано:	Розв'язання:
$C_M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1$ моль/л $\alpha = 1,32 \cdot 10^{-2}$.	$K_d = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha} = \frac{(1,32 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0,1}{1 - 0,0132} = 1,77 \cdot 10^{-5}$
$K_d = ?$	

Відповідь: $K_d = 1,77 \cdot 10^{-5}$

Приклад 3

Константа дисоціації ціанідної кислоти дорівнює $7,9 \cdot 10^{-10}$. Знайти ступінь дисоціації HCN в 0,001 М розчині.

Дано:	Розв'язання:
$K_d = 7,9 \cdot 10^{-10}$ $C_M(\text{HCN}) = 0,001$ моль/л	$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}} = \sqrt{\frac{7,9 \cdot 10^{-10}}{0,001}} = 8,9 \cdot 10^{-4}$
$\alpha = ?$	

Відповідь: $\alpha = 8,9 \cdot 10^{-4}$

Приклад 4

Обчислити іонну силу та активність іонів у розчині, що містить 0,01 моль/л $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ і 0,02 моль/л KCl.

Дано:	Розв'язання:
$C_M(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 0,01$ моль/л $C_M(\text{KCl}) = 0,02$ моль/л	Знаходимо концентрації іонів за формулою: $C = \alpha \cdot C \cdot n$.
$I, a = ?$	Звідки: $[\text{Ba}^{2+}] = 0,01$ моль/л, $[\text{NO}_3^-] = 0,02$ моль/л,

$[\text{K}^+] = [\text{Cl}^-] = 0,02$ моль/л Записуємо формулу для обчислення іонної сили і підставляємо в неї значення:

$$I = \frac{1}{2}(C_1 Z_1^2 + C_2 Z_2^2 + \dots + C_n Z_n^2) = \frac{1}{2} \cdot (0,01 \cdot 2^2 + 0,02 \cdot 1^2 + 0,02 \cdot 1^2 + 0,02 \cdot 1^2) = 0,05$$

Користуючись додатком (табл. 5) знаходимо коефіцієнти активності (f), виходячи з величини іонної сили (I)

$$f(\text{Ba}^{2+}) = 0,50, \quad f(\text{NO}_3^-, \text{K}^+, \text{Cl}^-) = 0,84$$

Активність іонів розраховуємо за формулою:

$$a = fC; \quad a(\text{Ba}^{2+}) = 0,50 \cdot 0,01 = 0,005 \text{ моль/л};$$

$$a(\text{NO}_3^-, \text{K}^+, \text{Cl}^-) = 0,84 \cdot 0,02 = 0,0168 \text{ моль/л}.$$

Відповідь: $a(\text{Ba}^{2+}) = 0,005 \text{ моль/л}; \quad a(\text{NO}_3^-, \text{K}^+, \text{Cl}^-) = 0,0168 \text{ моль/л};$
 $I = 0,05.$

Приклад 5

Обчислити концентрацію іонів H^+ в 0,1 М розчині гіпохлоритної кислоти HClO ($K_d = 5 \cdot 10^{-8}$).

Дано:	Розв'язання:
$K_d = 5 \cdot 10^{-8}$ $C_M(\text{HClO}) = 0,1 \text{ моль/л}$	$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}} = \sqrt{\frac{5 \cdot 10^{-8}}{0,1}} = 7 \cdot 10^{-4}$
$[\text{H}^+] = ?$	$[\text{H}^+] = \alpha \cdot C = 7 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1 = 7 \cdot 10^{-5}$

Відповідь: $[\text{H}^+] = 7 \cdot 10^{-5}$

Приклад 6

Розрахуйте іонну силу розчину калій сульфату, молярність якого дорівнює 0,02 моль/1000 г H_2O .

Дано:	Розв'язання:
$C_m(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,02 \text{ моль/кг}$	$I = \frac{1}{2}(C_1Z_1^2 + C_2Z_2^2 + \dots + C_nZ_n^2)$ $I = \frac{1}{2}(0,02 \cdot 2 \cdot 1^2 + 0,02 \cdot 2^2) = 0,06$
$I = ?$	

Відповідь: $I = 0,06.$

Задачі для самостійного розв'язання

1. Константа дисоціації бутанової кислоти C_3H_7OH дорівнює $1,5 \cdot 10^{-5}$. Обчислити ступінь її дисоціації в 0,005 М розчині.
Відповідь: 0,05.
2. Визначити іонну силу розчину, що містить 1,62 г $Ca(HCO_3)_2$ в 250 г води. *Відповідь:* 0,28.
3. Обчислити іонну силу розчину, що містить 2,08 г $BaCl_2$ та 5,85 г $NaCl$ у 500 г води. *Відповідь:* 0,26.
4. Константа дисоціації нітритної кислоти дорівнює $5,1 \cdot 10^{-4}$. Обчислити ступінь дисоціації HNO_2 в її 0,01 М розчині та концентрацію іонів гідрогену. *Відповідь:* 22,6 %; $22,6 \cdot 10^{-3}$ моль/л.
5. Визначити ступінь дисоціації та концентрацію іонів OH^- в 0,1 н розчині NH_4OH , якщо $K_d = 1,77 \cdot 10^{-5}$.
Відповідь: 1,33 %; $1,33 \cdot 10^{-3}$ моль/л.
6. В розчині бензойної кислоти $HC_7H_5O_2$ концентрація іонів H^+ дорівнює $3 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Обчислити концентрацію цього розчину (моль/л та г/л), якщо $K_d = 6,14 \cdot 10^{-5}$.
Відповідь: 1,147 моль/л; 17,95 г/л.
7. Обчисліть $[H^+]$ у розчині HCN ($K = 6,2 \cdot 10^{-10}$) молярної концентрації 0,1 моль/л. Скільки грамів у вигляді іонів міститься в 0,6 л зазначеного розчину?
Відповідь: $[H^+] = 7,9 \cdot 10^{-6}$ моль/л; $m_{CN^-} = 1,23 \cdot 10^{-4}$ г.
8. При якій молярній концентрації оцтової кислоти в розчині її ступінь дисоціації дорівнює 0,01? При якій концентрації α збільшиться в 2 рази? ($K_{дис} = 1,8 \cdot 10^{-5}$). *Відповідь:* $M_1(CH_3COOH) = 0,178$ моль/л; $M_2(CH_3COOH) = 0,044$ моль/л.
9. Обчисліть α і $[H^+]$ у розчині нітритної кислоти молярної концентрації 0,05 моль/л ($K_{дис} = 5 \cdot 10^{-4}$).
Відповідь: $\alpha = 0,1$; $[H^+] = 5 \cdot 10^{-3}$ моль/л.
10. У скільки разів концентрація іонів H^+ у розчині нітратної кислоти еквівалентної концентрації 1 н ($\alpha = 82$ %) більше, ніж

у розчині сульфатної кислоти еквівалентної концентрації 1 н ($\alpha = 51\%$).

Відповідь: $[\text{H}^+]_{\text{нітратн. к-ти}}/[\text{H}^+]_{\text{сульфатн. к-ти}} = 1,6$.

11. Константа дисоціації фосфатної кислоти за першою стадією дорівнює $7,11 \cdot 10^{-3}$. Нехтуючи дисоціацією за іншими стадіями, обчисліть концентрацію іонів гідрогену у розчині H_3PO_4 молярної концентрації 0,5 моль/л. *Відповідь:* $[\text{H}^+] = 5,5 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

12. Обчисліть $[\text{H}^+]$ і α у 1%-му розчині оцтової кислоти CH_3COOH ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$), прийнявши $\rho = 1$ г/см³.

Відповідь: $[\text{H}^+] = 1,7 \cdot 10^{-3}$ моль/л; $\alpha = 0,01$.

13. При якій масовій частці мурашиної кислоти в розчині ($\rho = 1$ г/см³) $[\text{H}^+] = 8,4 \cdot 10^{-3}$ моль/л. *Відповідь:* $\omega(\text{HCOOH}) = 1,55\%$.

14. Константа дисоціації нітритної кислоти дорівнює $5,1 \cdot 10^{-4}$. Обчисліть ступінь дисоціації HNO_2 у її розчині молярної концентрації 0,01 моль/л і концентрацію іонів водню.

Відповідь: $\alpha = 22,6\%$; $[\text{H}^+] = 2,26 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

15. Визначите α і $[\text{OH}^-]$ у розчині NH_4OH еквівалентної концентрації 0,1 н, якщо $K_{\text{дис.}} = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

Відповідь: $\alpha = 1,33\%$; $[\text{OH}^-] = 1,33 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

16. Позірний ступінь дисоціації розчину AgNO_3 молярної концентрації 0,12 моль/л дорівнює 60 %. Обчисліть концентрації іонів Ag^+ і NO_3^- (моль/л і г/л). *Відповідь:* $[\text{Ag}^+] = 0,072$ моль/л = 7,77 г/л; $[\text{NO}_3^-] = 0,072$ моль/л = 4,46 г/л.

17. Як зміниться концентрація іонів OH^- у розчині NH_4OH нормальної концентрації 0,1 моль/л, якщо до 5 л розчину додати 26,75 г хлориду амонію, позірний ступінь дисоціації якого 85 %? Константа дисоціації NH_4OH дорівнює $1,77 \cdot 10^{-5}$.

Відповідь: $[\text{OH}^-]_1/[\text{OH}^-]_2 = 20$.

18. Яка концентрація іонів CN^- у 1 л розчину HCN еквівалентної концентрації 0,01 н, у якому ще міститься 0,5 моль HBr ? Позірний

ступінь дисоціації HBr дорівнює 89,8 % ($K_{\text{HBr}} = 4,9 \cdot 10^{-10}$).

Відповідь: $[\text{CN}^-] = 1,09 \cdot 10^{-9}$ моль/л.

19. Скільки грамів HCOONa треба додати до 1 л розчину HCOOH молярної концентрації 0,1 моль/л для того, щоб концентрація іонів H^+ стала рівною 10^{-4} моль/л? Позірний ступінь дисоціації HCOOH дорівнює 75 % ($K_{\text{HCOOH}} = 1,77 \cdot 10^{-4}$).

Відповідь: $m_{\text{HCOONa}} = 16,05$ г.

20. Скільки молів NH_4Cl треба додати до 1 л розчину NH_4OH молярної концентрації 0,1 моль/л ($K_{\text{дис.}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$) для того, щоб концентрація іонів OH^- чисельно дорівнювала константі дисоціації?

Відповідь: $n(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,1$ моль.

Питання для самоконтролю

1. Теорія електролітичної дисоціації Арреніуса, її суть і недоліки.
2. Ступінчастий характер дисоціації кислот та основ.
3. Як класифікують електроліти за ступенем дисоціації? Навести приклади.
4. Кількісні характеристики електролітичної дисоціації.
5. Що таке константа дисоціації слабких електролітів, константа дисоціації за першим ступенем, другим, третім? Які фактори визначають величину ступеня та константи дисоціації?
6. Як формулюється закон Оствальда, напишіть його математичний вираз. Укажіть залежність ступеня дисоціації від концентрації розчинів слабких електролітів.
7. Надайте рівняння, що дає зв'язок між коефіцієнтом активності та іонною силою.
8. Що таке активність, коефіцієнт активності та активна концентрація іонів?
9. Як розраховується іонна сила розчину? Що вона характеризує?

Лабораторна робота

Електролітична дисоціація

Дослід 1. Зміщення рівноваги дисоціації слабких електролітів

а) Вплив солі слабкої кислоти на дисоціацію цієї кислоти

У дві пробірки помістіть по 5-7 мл розчину оцтової кислоти з концентрацією 0,1 моль/л. До кожної з пробірок додайте по одній краплі метилоранжу. В присутності яких іонів метилоранж набуває рожевого забарвлення?

Одну пробірку з оцтовою кислотою залиште як контрольну, а в іншу помістіть 3-4 мікрошпателі натрій ацетату CH_3COONa та перемішайте розчин скляною паличкою. Порівняйте забарвлення отриманого розчину із забарвленням розчину у контрольній пробірці. На зміну концентрації яких іонів вказує зміна забарвлення метилоранжу?

- Поясніть, як зміщується рівновага дисоціації оцтової кислоти при додаванні до неї натрій ацетату. Як змінюється за такої умови ступінь дисоціації оцтової кислоти та концентрація іонів H^+ ?

б) Вплив солі слабкої основи на дисоціацію цієї основи

У дві пробірки помістіть по 5-7 мл розчину амоніаку з концентрацією 0,1 моль/л. До кожної з пробірок додайте по одній краплі фенолфталеїну. В присутності яких іонів фенолфталеїн набуває малинового забарвлення?

Одну пробірку з розчином амоніаку залиште як контрольну, а до іншої додайте 3-4 мікрошпателі амоній хлориду NH_4Cl та перемішайте розчин скляною паличкою. Порівняйте забарвлення отриманого розчину із забарвленням у контрольній пробірці.

- Як зміщується рівновага в розчині амоніаку при додаванні до нього амоній хлориду? Чому забарвлення фенолфталеїну стає бліднішим?

Дослід 2. Зміна концентрації водневих і гідроксильних іонів

Налийте в пробірку 5 мл розчину хлоридної кислоти і помістіть в нього невеликий шматочок цинку. Коли виділення водню стане досить інтенсивним, додайте 1-2 г натрій ацетату. Поясніть зміну швидкості виділення водню.

- Напишіть рівняння хімічної реакції взаємодії хлоридної кислоти з натрій ацетатом в молекулярній та іонній формах.

5.5. ГОМОГЕННА РІВНОВАГА В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Константа іонізації води. Іонний добуток води. Водневий показник рН. Реакції іонного обміну. Умови їх одnobічного протікання. Гідроліз солей. Гідроліз речовин, що не розпадаються в розчині на іони. Утворення багатоядерних комплексів при гідролізі. Константа і ступінь гідролізу.

5.5.1. Іонний добуток води. Водневий показник

Вода є слабким електролітом і в незначному ступені дисоціює на катіони водню і гідроксид-іони:



Цьому процесу відповідає константа дисоціації

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

Оскільки вода дисоціює вкрай слабо, концентрація її недисоційованих молекул практично дорівнює загальній концентрації води: у 1 л води міститься $1000/18 = 55,5$ моль води. Тоді вираз для константи дисоціації можна перетворити :

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,5 = 1 \cdot 10^{-14}.$$

Таким чином, добуток концентрацій іонів H^+ і OH^- для води і водних розчинів є величина стала (при даній температурі). Вона називається **іонним добутком води** і позначається $K_{\text{H}_2\text{O}}$. У чистій воді концентрація іонів водню і гідроксид-іонів дорівнює:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Концентрація іонів $[\text{H}^+]$ у розчині служить мірою кислотності або лужності середовища. У кислих розчинах $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л, а в лужних $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л. На практиці для характеристики кислотності середовища використовують величину від'ємного десяткового логарифма концентрації H^+ , яку називають **водневим показником** $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$. $\text{pH}(\text{H}_2\text{O}) = 7$.

Приклади розв'язання задач

- I тип. Обчислення водневого показника розчину слабкого електроліту.
- II тип. Обчислення водневого показника розчину основи.
- III тип. Обчислення концентрації OH^- за величиною водневого показника розчину.
- IV тип. Обчислення концентрації іонів за відомим значенням рН.

I тип

Обчислення водневого показника розчину слабкого електроліту

Приклад 1

Обчислити рН розчину оцтової кислоти еквівалентної концентрації 0,01 н, у якому ступінь дисоціації кислоти дорівнює 0,042.

Розв'язання: Визначимо концентрацію іонів водню:

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot C \cdot n = 0,042 \cdot 0,01 \cdot 1 = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ (моль/л)}.$$

Розрахуємо рН: $\text{pH} = -\lg (4,2 \cdot 10^{-4}) = 4 - \lg 4,2 = 3,38$.

Відповідь: рН = 3,38.

II тип

Обчислення водневого показника розчину основи

Приклад 2

Обчислити водневий показник водного розчину калій гідроксиду, що міститься в розчині в концентрації $4,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Розв'язання: Концентрація гідроксильних іонів у розчині КОН дорівнює:

$$[\text{OH}^-] = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}.$$

Виходячи з іонного добутку води $K_{\text{H}_2\text{O}}$, знаходимо концентрацію іонів водню:

$$[\text{H}^+] = K_{\text{H}_2\text{O}} / [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{4,2 \cdot 10^{-3}} = 0,24 \cdot 10^{-11}.$$

Водневий показник розчину КОН буде дорівнює:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 0,24 \cdot 10^{-11} = 11,62.$$

Відповідь: рН = 11,62.

III тип

Обчислення концентрації іонів OH^- по величині водневого показника розчину

Приклад 3

Розрахуйте концентрацію іонів OH^- у розчині, рН якого дорівнює 3,28.

Розв'язання: За величиною рН визначаємо концентрацію іонів H^+ у розчині:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]; \quad \lg[\text{H}^+] = -3,28 = \bar{4},7200.$$

Звідси $[\text{H}^+] = 5,25 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Концентрація іонів OH^- визначається за величиною іонного добутку води:

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{5,25 \cdot 10^{-4}} = 0,19 \cdot 10^{-10} \text{ (моль/л)}.$$

Відповідь: $[\text{OH}^-] = 0,19 \cdot 10^{-10}$ моль/л.

IV тип

Обчислення концентрації іонів за відомим значенням рН

Приклад 4

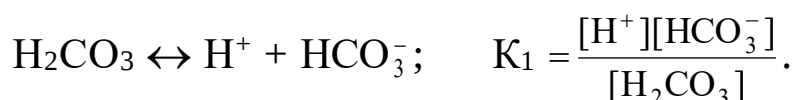
Визначити концентрацію H_2CO_3 , HCO_3^- і CO_3^{2-} у розчині карбонатної кислоти молярної концентрації 0,01 моль/л, якщо рН цього розчину дорівнює 4,18.

Розв'язання: Знайдемо концентрацію іонів водню в розчині:

$$-\lg[\text{H}^+] = 4,18; \quad \lg[\text{H}^+] = -4,18 = \bar{5},82,$$

тобто $[\text{H}^+] = 6,61 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

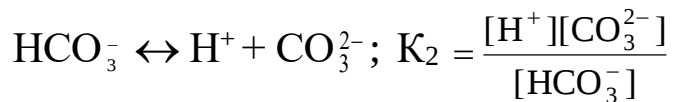
Тепер, скориставшись даними таблиці 3 додатку, запишемо вираз для константи дисоціації за першою стадією:



Підставляючи значення K_1 , $[\text{H}^+]$ і $[\text{H}_2\text{CO}_3]$, знаходимо:

$$[\text{HCO}_3^-] = \frac{4,45 \cdot 10^{-7} \cdot 10^{-2}}{6,61 \cdot 10^{-5}} = 6,73 \cdot 10^{-5} \text{ (моль/л)}.$$

Аналогічно записуємо вираз для константи дисоціації H_2CO_3 за другою стадією:



і знаходимо значення $[\text{CO}_3^{2-}]$:

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{4,69 \cdot 10^{-11} \cdot 6,73 \cdot 10^{-5}}{6,61 \cdot 10^{-5}} = 4,8 \cdot 10^{-11} \text{ (моль/л)}.$$

Відповідь: $[\text{HCO}_3^-] = 6,73 \cdot 10^{-5}$ моль/л; $[\text{CO}_3^{2-}] = 4,8 \cdot 10^{-11}$ моль/л.

Задачі для самостійного розв'язання

1. Обчисліть рН розчину, якщо концентрація іонів OH^- дорівнює $2,52 \cdot 10^{-5}$ і $1,78 \cdot 10^{-7}$ моль/л.
Відповідь: рН=9,4; рН=7,25.
2. Обчисліть рН розчину, якщо концентрація іонів OH^- дорівнює $4,92 \cdot 10^{-3}$ і $4 \cdot 10^{-6}$ моль/л.
Відповідь: рН₁=11,7; рН₂=8,6.
3. Розрахуйте рН розчину HCN еквівалентної концентрації 0,1 н. ($K_{\text{дис.}} = 4,9 \cdot 10^{-10}$).
Відповідь: рН=5,15.
4. Розрахуйте рН розчину H_3BO_3 молярної концентрації 0,1 моль/л. ($K_{\text{дис.}} = 5,83 \cdot 10^{-10}$).
Відповідь: рН=3,68.
5. Розрахуйте рН розчину NH_4OH еквівалентної концентрації 1 н. ($K_{\text{дис.}} = 1,77 \cdot 10^{-5}$).
Відповідь: рН=11,2.
6. Визначте концентрації іонів H^+ і OH^- у розчині, водневий показник якого дорівнює 3,2. В скільки разів концентрація іонів H^+ більше або менше концентрації іонів OH^- у цьому розчині?
Відповідь: $[\text{H}^+] = 6,31 \cdot 10^{-4}$ моль/л; $[\text{OH}^-] = 0,16 \cdot 10^{-10}$ моль/л.
7. Обчисліть рН розчину оцтової кислоти нормальної концентрації 0,1 моль/л, що містить крім того 0,1 моль/л натрій ацетату. Коефіцієнти активності іонів вважати рівними 1.

Відповідь: $\text{pH}=4,75$.

8. Розрахуйте молярність розчину оцтової кислоти CH_3COOH , pH якого дорівнює 3. ($K_{\text{дис.}} = 1,75 \cdot 10^{-10}$).

Відповідь: $M = 0,06$ моль/л.

9. Обчисліть pH розчину HCOOH молярної концентрації 0,2 моль/л, до 1 л якого додано 3,4 г HCOONa , якщо α форміату натрію 93 %, а $K_{\text{HCOOH}} = 1,77 \cdot 10^{-4}$.

Відповідь: $\text{pH}=3,12$.

10. Скільки води необхідно додати до 0,2 л розчину з масовою часткою оцтової кислоти 5 % ($\rho = 1,012$ г/см³) для одержання розчину, pH якого дорівнює 2,5, якщо $K_{\text{HCOOH}} = 1,77 \cdot 10^{-4}$?

Відповідь: $V_{\text{H}_2\text{O}}=19,3$ л.

Лабораторна робота

Водневий показник. Індикатори

Дослід 1. Забарвлення індикаторів

1. Визначте колір кислотної та лужної форм чотирьох індикаторів, які найбільш часто використовують: метилоранжу, метилового червоного, лакмусу та фенолфталеїну.

2. Спостереження проведіть в сильнокислому та сильнолужному середовищах, щоб в першому випадку pH був набагато нижче, а в другому – набагато вище pH області переходу вказаних індикаторів. Для цього в чотири пронумеровані пробірки внесіть по 10 крапель 0,1М розчину нітратної кислоти; в інші чотири пробірки – з тими ж номерами – такий же об'єм 0,1М розчину натрій гідроксиду.

3. Розмістіть пробірки в штативі таким чином, щоб за пробіркою з кислотою стояла пробірка з тим же номером, що містить луг. Після цього в обидві пробірки № 1 (з кислотою та лугом) додайте по одній краплі індикатора метилоранжу, в пару пробірок № 2 – по одній краплі метилового червоного, в пробірки № 3 додати по 5 крапель лакмусу, в останні дві пробірки – по одній краплі

фенолфталеїну.

4. Відмітьте колір індикаторів в різних середовищах та запишіть спостереження в таблицю:

Назва індикатора	рН області переходу забарвлення індикатора	Колір індикатора		
		кислотна форма	в області переходу	лужна форма
Метилоранж	3,1 – 4,4		Оранжевий	
Метиловий червоний	4,4 – 6,2		Оранжевий	
Лакмус	5,0 – 8,0		Фіолетовий	
Фенолфталеїн	8,0 – 10,0		Рожевий	

• Область переходу якого з індикаторів знаходиться найближче до нейтрального середовища? Які індикатори мають область переходу в кислому середовищі? В лужному?

Дослід 2. Визначення рН розчину за допомогою набору індикаторів

Визначення значення рН розчинів нітратної кислоти та натрій гідроксиду молярних концентрацій 0,1 моль/л.

1. В чисту пробірку налейте трохи розчину, що досліджуємо, та додайте 2-3 краплі *фенолфталеїну*. Якщо розчин залишиться безбарвним, то значення рН дорівнює 8 або менше 8 (див. таблиця 1).

2. Для визначення значення рН розчину, в якому забарвлення фенолфталеїну залишилося безбарвним, в цю ж пробірку додайте 2 краплі індикатору *паранітрофенолу*. Якщо колір розчину буде темно-червоний, то значення рН розчину дорівнює 7–8; якщо жовтий – 7; якщо світло-жовтий – 6; якщо безбарвний розчин – 5, або менше.

3. В тому випадку, якщо розчин в присутності паранітрофенолу залишиться безбарвним, в цю ж пробірку додайте індикатор *метилоранж*. Якщо забарвлення розчину буде жовте, то значення рН розчину дорівнює 4,4; якщо оранжеве – 4; якщо рожеве – 3, або менше.

4. В тому випадку, якщо розчин став рожевим, візьміть нову порцію розчину і дослідіть його за допомогою *метилвіолету*. Якщо розчин, що досліджують, став фіолетовим, то значення рН дорівнює 3; блакитним – рН=2; зеленим – рН=1; жовтим – рН=0,5.

5. Якщо з самого початку визначення рН розчину, що досліджуєте, *фенолфталеїн* забарвився в малиновий колір, то візьміть іншу пробірку з розчином та дослідіть його за допомогою *алізарину*. Якщо розчин в присутності алізарину забарвиться в жовтий колір, то значення рН розчину дорівнює 10; якщо в темно-жовтий – 11; якщо в оранжевий – 12 або більше.

6. В останньому випадку, тобто коли розчин забарвився в оранжевий колір, для уточнення рН розчину візьміть нову порцію розчину та проведіть визначення рН за допомогою індикатора *індигокарміну*. Якщо від додавання індигокарміну розчин забарвиться в блакитний колір, то значення рН розчину дорівнює 12; в зелений – 13; жовтий – 14.

7. Отримайте у викладача **розчин** і визначте рН цього розчину, використовуючи набір індикаторів (табл. 1). Перевірте у викладача правильність визначення рН в даному розчині.

Таблиця 1

Області переходу індикаторів

Назва індикатора	Область переходу при рН	Колір індикатора		
		кислотна форма	в області переходу	лужна форма
Метилвіолет	0,5– 1– 2– 3	Жовтий-зелений	Блакитний	Фіолетовий
Метилоранж	3 – 4 – 4,4	Рожевий	Оранжевий	Жовтий
Паранітрофенол	5 – 7	Безбарвний	Світло-жовтий	Жовтий

Назва індикатора	Область переходу при рН	Колір індикатора		
		кислотна форма	в області переходу	лужна форма
Фенолфталеїн	8 – 10	Безбарвний	Рожевий	Червоно-малиновий
Алізарин жовтий	10 – 12	Жовтий	Темно-жовтий	Оранжевий
Індигокармін	12 – 14	Блакитний	Зелений	Жовтий

Дослід 3. Визначення рН розчину за допомогою універсального індикатора

1. Отримайте у викладача розчин, рН якого необхідно визначити. За допомогою піпетки перенесіть 2-3 краплі цього розчину на індикаторний папір.

2. Порівняйте колір ще мокрої плями, яка утворилась на папері, з кольоровою шкалою та оберіть на ній відтінок, що найбільш близький до відтінку отриманої плями. На кольоровій шкалі приводяться кольори, що відповідають цілим значенням рН, тому, при необхідності, можна за проміжним кольором наближено оцінювати десяті частки рН. Зробіть висновок про рН розчину, який досліджували.

3. Перевірте правильність свого висновку у викладача.

5.5.2. Обмінні реакції в розчинах електролітів

Обмінні реакції між електролітами є практично необоротними і йдуть до кінця у випадку утворення малорозчинних, малодисоційованих і газоподібних сполук. При складанні молекулярно-іонних рівнянь реакцій треба пам'ятати про те, що малорозчинні, малодисоційовані і газоподібні речовини записують у виді молекул, а сильні електроліти у виді тих іонів, на які вони дисоціюють. У випадку, якщо вихідними речовинами реакції є малодисоційовані або малорозчинні речовини, крім реакцій сполучення тих чи інших іонів цих електролітів, протікають реакції постадійної дисоціації слабого електроліту, або реакції переходу іонів малорозчинного електроліту в розчин.

При складанні молекулярно-іонних рівнянь реакцій варто користуватися наступною послідовністю:

1. Написати рівняння реакції в молекулярній формі і розставити коефіцієнти.
2. Переписати те ж рівняння, залишивши нерозчинні чи слабо дисоціюючі речовини у вигляді молекул, а всі інші речовини записати у вигляді іонів, на які вони розпадаються.
3. Привести подібні члени (скоротити в обох частинах рівняння).

Отримане рівняння і буде іонно-молекулярним рівнянням даної реакції.

Приклади розв'язання задач

- I тип. Складання молекулярно-іонних рівнянь реакцій обміну між сильними електролітами.
- II тип. Складання молекулярно-іонних рівнянь реакцій обміну у випадку, коли серед вихідних речовин є малорозчинні і слабкодисоціюючі речовини.
- III тип. Складання молекулярних рівнянь реакцій до молекулярно-іонних рівнянь.

I тип

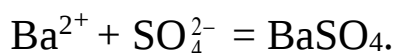
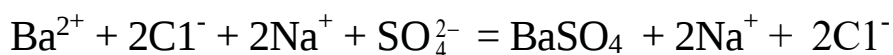
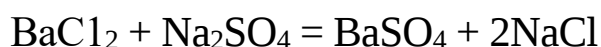
Складання молекулярно-іонних рівнянь реакцій обміну між сильними електролітами

Приклад 1

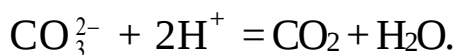
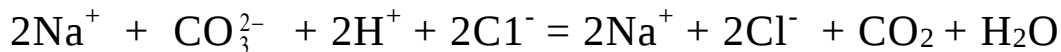
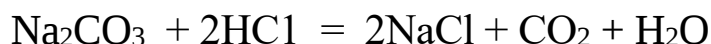
Напишіть у молекулярній і іонній формі реакції взаємодії між наступними речовинами: а) BaCl_2 і Na_2SO_4 ; б) Na_2CO_3 і HCl ; в) CH_3COOK і H_2SO_4 ; г) KOH і HCl .

Розв'язання:

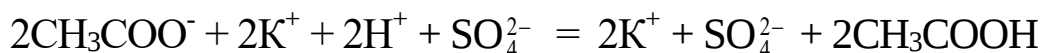
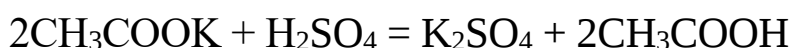
а) утворення малорозчинної речовини:



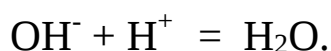
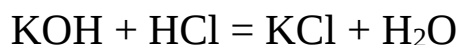
б) утворення газоподібної речовини:



в) утворення слабкодисоціюючої речовини:



г) утворення води:



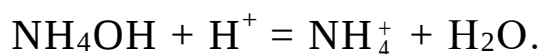
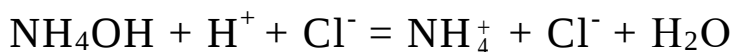
II тип

Складання молекулярно-іонних рівнянь реакцій обміну у випадку, якщо серед вихідних речовин є малорозчинні і слабкодисоціюючі речовини

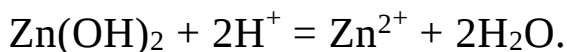
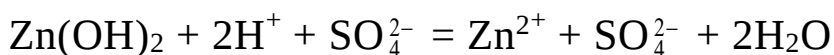
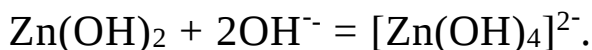
Приклад 2

Представте в молекулярному і молекулярно-іонному виді реакції взаємодії між: а) амоній гідроксидом і хлоридною кислотою; б) цинк гідроксидом і натрій гідроксидом ; в) цинк гідроксидом і сульфатною кислотою.

Розв'язання:



гідроксид цинку амфотерний: розчиняється в лугах і кислотах:



III тип

Складання молекулярних рівнянь реакцій до молекулярно-іонних рівнянь

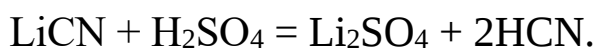
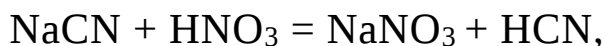
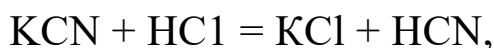
Приклад 3

Складіть можливі молекулярні рівняння реакцій, що відповідають молекулярно-іонному рівнянню $\text{CN}^- + \text{H}^+ = \text{HCN}$.

Розв'язання:

У лівій частині рівняння зазначені вільні іони CN^- і H^+ . Ці іони утворюються при дисоціації яких-небудь розчинних сильних електролітів. Іони CN^- можуть утворюватися при дисоціації таких

солей, як, наприклад, KCN, NaCN, LiCN, а постачальниками іонів H^+ можуть бути будь-які сильні кислоти. Молекулярні рівняння реакцій, яким відповідає дане молекулярно-іонне рівняння, можуть бути, наприклад:



Задачі для самостійного розв'язання

1. Напишіть у молекулярній і молекулярно-іонній формі рівняння реакцій взаємодії між: а) натрій сульфідом і ферум(II) сульфатом; б) натрій сульфідом і хлоридною кислотою; в) натрій ацетатом й нітратною кислотою; г) сульфатною кислотою й калій гідроксидом; д) плюмбум(II) нітратом і натрій йодидом.
2. Складіть молекулярні і молекулярно-іонні рівняння реакцій взаємодії між: а) барій нітратом і натрій сульфатом; б) натрій карбонатом і сульфатною кислотою; в) калій ціанідом й нітратною кислотою; г) купрум(II) сульфатом і натрій гідроксидом; д) натрій сульфідом і сульфатною кислотою.
3. Напишіть у молекулярній і молекулярно-іонній формах рівняння реакцій взаємодії наступних речовин: а) аргентум нітрату і заліза(III) хлориду; б) кальцій карбонату і хлоридної кислоти; в) барій гідроксиду і нітратної кислоти; г) стронцій сульфату і барій хлориду; д) амоній хлориду і кальцій гідроксиду при нагріванні.
4. Виразіть молекулярними і молекулярно-іонними рівняннями реакції взаємодії між: а) барій хлоридом і амоній сульфатом; б) амоній хлоридом і калій гідроксидом при нагріванні; в) стронцій гідроксидом і хлоридною кислотою; г) ортофосфатною кислотою і кальцій нітратом; д) калій ацетатом і сульфатною кислотою.
5. Напишіть у молекулярній і молекулярно-іонній формі рівняння реакцій взаємодії між: а) натрію бікарбонатом і хлоридною кислотою; б) плюмбум(II) ацетатом і натрій сульфідом; в) цинк

нітратом і калій гідроксидом (надлишок); *з*) кальцій гідроксидом і вуглекислим газом; *д*) заліза хлоридом і калій гідроксидом.

6. Напишіть у молекулярній і молекулярно-іонній формі рівняння реакцій нейтралізації між: *а*) хлоридною кислотою і барій гідроксидом; *б*) фторидною кислотою і калій гідроксидом; *в*) заліза(III) гідроксидом і нітратною кислотою; *г*) оцтовою кислотою і амоній гідроксидом; *д*) сульфідною кислотою і амоній гідроксидом.
7. Змішують попарно розчини: *а*) натрій гідроксиду і калій хлориду; *б*) калій сульфіту і хлоридної кислоти; *в*) купрум(II) хлориду і кальцій гідроксиду; *г*) натрій ацетату і сульфатної кислоти; *д*) сульфатної кислоти і калій хлориду. У яких з приведених випадків реакції йдуть практично до кінця? Складіть для цих реакцій молекулярні і молекулярно-іонні рівняння.
8. Складіть по три молекулярних рівняння реакцій до кожного з молекулярно-іонних рівнянь:
- а*) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3$;
б) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
9. Складіть по два молекулярних рівняння до кожного з молекулярно-іонних рівнянь:
- а*) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ = \text{CH}_3\text{COOH}$;
в) $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- = [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$.
10. Складіть по два молекулярних рівняння до кожного з молекулярно-іонних рівнянь:
- а*) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{OH}^- = [\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$.

Лабораторна робота

Іонні рівняння

Дослід 1. Утворення малорозчинних сполук

а) Налийте в окремі пробірки по 2 мл розчинів хлоридної кислоти, натрій хлориду, кальцій хлориду, алюміній хлориду та до кожної з них додайте краплями розчин аргентум(I) нітрату.

- Поясніть зміни, що спостерігаються. Чи у всіх пробірках вони однакові? Напишіть іонно-молекулярні рівняння реакцій утворення осаду.

б) Налийте в окремі пробірки по 2 мл розчинів хлоридної кислоти, натрій сульфату, магній сульфату, купрум(II) сульфату та додайте до кожної з них краплями розчин барій хлориду. Чи однакові зміни спостерігаються у всіх пробірках?

- Напишіть іонно-молекулярні рівняння реакцій утворення осаду.

в) Помістіть у дві пробірки по 3 мл розчинів: в першу – купрум(II) сульфату, а в другу – нікель(II) сульфату. Потім до кожної з пробірок додайте по 2-3 мл натрій сульфід.

- Напишіть іонні та молекулярні рівняння реакцій.

г) Візьміть три пробірки. До однієї з пробірок налейте 2-3 мл розчину ферум(III) сульфату, до другої – стільки ж купрум(II) сульфату, до третьої – нікель(II) сульфату. До кожної з пробірок краплями додайте розчин натрій гідроксиду до утворення помітної кількості осаду.

- Поясніть результат досліду. Відзначте колір осадів. Напишіть молекулярні та іонні рівняння реакцій.

Дослід 2. Зсув гетерогенних рівноваг у напрямку утворення малодисоційованих сполук

а) Добування і властивості магній гідроксиду

Налійте у дві пробірки по 2-3 мл розчину магній сульфату, додайте краплями розведений розчин натрій гідроксиду і відзначте

зміни, що відбулися.

До однієї пробірки додайте 2-3 мл розведеного розчину хлоридної чи сульфатної кислоти, а до іншої – такий самий об'єм амоній хлориду чи амоній сульфату.

- Що відбувається з осадом в обох пробірках? Які малодисоційовані сполуки утворюються в них? В якій пробірці рівновага, що встановилася, більше зміщена праворуч?

б) Добування і властивості деяких амфотерних гідроксидів

Налийте у дві пробірки по 2-3 мл розчину цинк хлориду і додайте до кожної з них кілька краплин розведеного розчину лугу (уникаючи надлишку) до утворення малорозчинного цинк гідроксиду. Що спостерігається при додаванні до однієї з пробірок кількох крапель розведеної хлоридної кислоти, а до іншої – такого самого об'єму розведеного розчину лугу?

- На які властивості цинк гідроксиду вказує його поведінка відносно кислот і лугів? Напишіть рівняння реакцій утворення та переходу у розчин цинк гідроксиду.

в) Проведіть аналогічні досліди з алюміній хлоридом і хром(II) сульфатом, отримавши з них при дії розведеного розчину лугу і дотриманні необхідних умов (яких?) відповідні малорозчинні гідроксиди. Перевірте їхнє відношення до розчинів кислот і лугів.

- Напишіть рівняння реакцій утворення та переходу в розчин добутих гідроксидів.

5.5.3. Гідроліз солей

Протолітичні процеси та їх напрямки. Гідроліз катіонів, аніонів і сумісний гідроліз. Ступінь і константа гідролізу. Зсув рівноваги протолітичних реакцій. Роль протолітичних реакцій у метаболізмі ліків та в аналізі лікарських препаратів. Хімічна несумісність лікарських речовин.

Хімічний процес безпосередньої взаємодії солей з молекулами води у розчинах, що призводить до утворення слабкого електроліту, називається **гідролізом солей**.

Солі у разі їх розчинення у воді розпадаються на іони. Один з іонів (катіон або аніон) вступає у хімічну взаємодію з молекулами води з утворенням слабкого або малорозчинного електроліту. Продуктами гідролізу можуть бути слабкі кислоти та основи, малорозчинні та легколеткі сполуки. Реакція гідролізу завжди направлена у бік утворення таких сполук. Якщо продуктами гідролізу є розчинні речовини, то гідроліз відбувається оборотно; у випадку утворення малорозчинних та летких речовин гідроліз є необоротним.

Залежно від природи вихідної солі, у розчині накопичуються іони H^+ або OH^- , тому в розчині створюється кисле або лужне середовище.

Будь-яку сіль можна уявити як продукт взаємодії кислоти та основи. Наприклад:

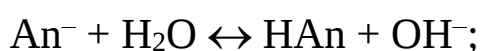
калій ціанід KCN утворений слабкою кислотою HCN і сильною основою KOH ;

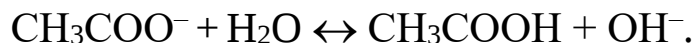
амоній хлорид NH_4Cl – слабкою основою NH_4OH і сильною кислотою HCl ,

натрій нітрат NaNO_3 – сильною кислотою HNO_3 і сильною основою KOH .

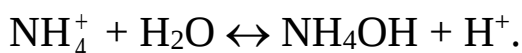
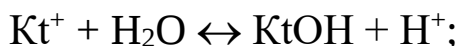
Тому всі солі за їх походженням поділяють на чотири групи:

1. Солі, утворені слабкою кислотою та сильною основою, гідролізують за аніоном і надають розчину лужної реакції:

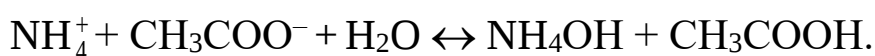
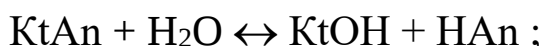




2. Солі, утворені слабкою основою та сильною кислотою, гідролізують за катіоном:



3. Солі, утворені слабкою основою та слабкою кислотою гідролізують повністю з утворенням двох малодисоційованих або малорозчинних електролітів:



4. Солі, утворені сильною кислотою та сильною основою, не зазнають гідролізу, оскільки іони цих солей не утворюють з водою слабких електролітів або малодисоційованих сполук. У цьому випадку рівновага дисоціації води не порушується і розчин практично нейтральний.

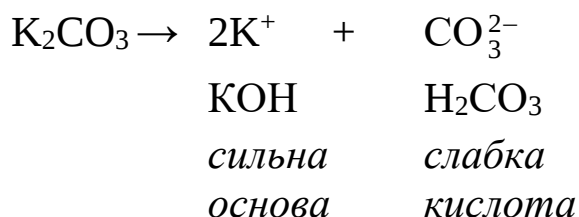
Солі багатоосновних кислот і багатокислотних основ гідролізують ступінчасто, утворюючи при цьому кислі або основні солі. Наприклад, солі Na_2CO_3 , K_3PO_4 гідролізують ступінчасто, утворюючи кислі солі. Солі AlCl_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ гідролізують ступінчасто з утворенням на проміжних стадіях основних солей.

Алгоритм складання рівняння гідролізу

Під час складання рівнянь гідролізу необхідно зберігати баланс речовини та заряду.

1. Сіль, утворена слабкою кислотою та сильною основою

1. Аналіз складу солі:



K_2CO_3 – сіль, утворена катіонами сильної основи та аніонами слабкої кислоти, гідроліз відбувається за аніоном CO_3^{2-} .

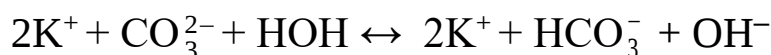
2. Складання рівнянь реакцій гідролізу

I. за першим ступенем гідролізу:

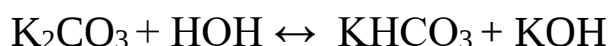
- скорочене іонне рівняння (записуємо аніон, за яким гідролізує сіль, в даному випадку це CO_3^{2-}).



- повне іонне рівняння:

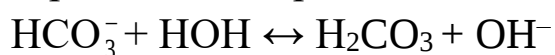


- молекулярне рівняння:

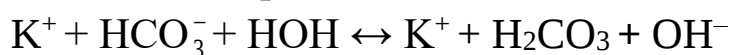


II. за другим ступенем

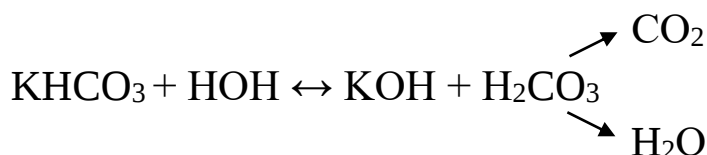
- скорочене іонне рівняння:



- повне іонне рівняння:

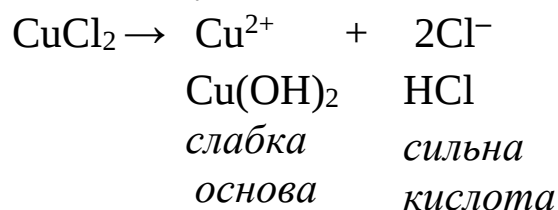


- молекулярне рівняння:



2. Сіль, утворена слабкою основою та сильною кислотою

1. Аналіз складу солі :

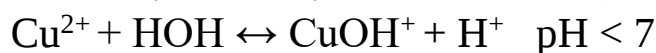


CuCl_2 – сіль, утворена катіонами слабкої основи та аніонами сильної кислоти, гідроліз відбувається за катіоном Cu^{2+} .

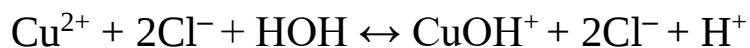
2. Складання рівнянь реакцій гідролізу

I. за першим ступенем гідролізу:

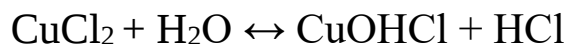
- скорочене іонне рівняння (записуємо катіон, за яким гідролізує сіль, в даному випадку це катіон Cu^{2+}).



- повне іонне рівняння:

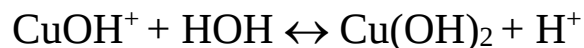


- молекулярне рівняння:

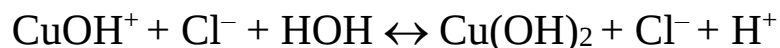


II. за другим ступенем гідролізу:

- скорочене іонне рівняння:



- повне іонне рівняння:

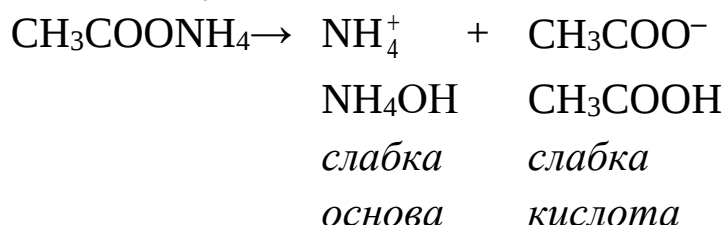


- молекулярне рівняння:



3. Сіль, утворена слабкою основою та слабкою кислотою

1. Аналіз складу солі:



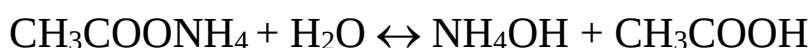
$\text{CH}_3\text{COONH}_4$ – сіль, утворена катіонами слабкої основи та аніонами слабкої кислоти, гідроліз відбувається за катіоном NH_4^+ та аніоном CH_3COO^- .

2. Складання рівнянь реакцій гідролізу

- повне іонне рівняння:

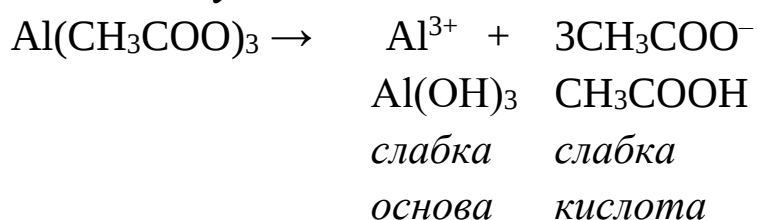


- молекулярне рівняння:



Солі, утворені слабкою багатокислотою основою та слабкою одноосновною кислотою, підлягають гідролізу з утворенням основних солей за схемами:

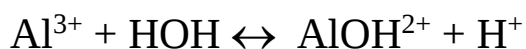
1. Аналіз складу солі :



2. Складання рівнянь реакцій гідролізу

I. за першим ступенем гідролізу

- скорочені іонні рівняння:



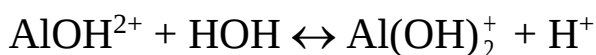
- повне іонне рівняння:



- молекулярне рівняння:



II. за другим ступенем гідролізу:



Кількісно гідроліз характеризують, як і процес дисоціації, двома величинами:

1) ступенем гідролізу α_{Γ} , який показує, яка частина розчиненої солі прогідролізувала у стані рівноваги;

2) константою гідролізу K_{Γ} , як оборотного процесу, в якому через деякий час настає рівновага.

Ступінь гідролізу та константу гідролізу різного типу солей можна обчислити за такими формулами:

– солі, утворені сильними основами і слабкими кислотами, гідролізують за

аніоном ($\text{pH} > 7$)

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{к-ти}}}; \quad \alpha_{\Gamma} = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_{\text{солі}}}}; \quad [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\Gamma} \cdot C_{\text{солі}}}$$

$K_{\text{к-ти}}$ – константа дисоціації кислоти; $K_{\text{H}_2\text{O}}$ – іонний добуток води;

K_{Γ} – константа гідролізу солі; C – молярна концентрація солі;

– солі, утворені слабкими основами і сильними кислотами гідролізують за

катионом ($\text{pH} < 7$)

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{основи}}}; \quad \alpha_{\Gamma} = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_{\text{солі}}}}; \quad [\text{H}^+] = \sqrt{K_{\Gamma} \cdot C_{\text{солі}}},$$

$K_{\text{основи}}$ – константа дисоціації основи;

– солі, утворені слабкими основами і слабкими кислотами, гідролізують за катіоном і аніоном. Якщо сила кислоти і основи однакова, $\text{pH} \approx 7$, якщо сильніша кислота, то $\text{pH} < 7$ (середовище слабо кисле); якщо ж сильніша основа, то $\text{pH} > 7$ (середовище слабо лужне)

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кислоти}} \cdot K_{\text{основи}}}; \quad \alpha_{\Gamma} = \sqrt{K_{\Gamma}}; \quad [\text{H}^+] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot K_{\text{к-ти}}}{K_{\text{основи}}}$$

Приклади розв'язання задач

Приклад 1

Обчислити константу і ступінь гідролізу, а також pH 0,1 М розчину амоній хлориду. Константа дисоціації NH_4OH дорівнює $1,77 \cdot 10^{-5}$.

Дано:	Розв'язання
$C_{\text{M}}(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,1$ моль/л $K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,77 \cdot 10^{-5}$ $K_{\Gamma}, \alpha_{\Gamma}, \text{pH} = ?$	Знаходимо K_{Γ} солі, утвореної катіоном слабкої основи і аніоном сильної кислоти: $K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{NH}_4\text{OH}}} = \frac{10^{-14}}{1,77 \cdot 10^{-5}} = 5,65 \cdot 10^{-10}$

Записуємо рівняння гідролізу цієї солі:



$$\alpha_{\Gamma} = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_{\text{солі}}}} = \sqrt{\frac{5,65 \cdot 10^{-10}}{0,1}} = 7,52 \cdot 10^{-5} = 7,52 \cdot 10^{-3} \%$$

Обчислюємо концентрацію іонів гідрогену:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\Gamma} \cdot C_{\text{солі}}} = \sqrt{5,65 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1} = \sqrt{56,5 \cdot 10^{-12}} = 7,52 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$$

Обчислюємо pH :

$$pH = -\lg [H^+]; \quad pH = -\lg 7,52 \cdot 10^{-6} = 6 - \lg 7,52 = 6 - 0,88 = 5,12$$

Відповідь: $K_{\Gamma} = 5,65 \cdot 10^{-10}$; $\alpha_{\Gamma} = 7,52 \cdot 10^{-3} \%$; $pH = 5,12$.

Приклад 2

Обчислити ступінь гідролізу та pH 0,1 М розчину калій ацетату.
 $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Дано:	Розв'язання
$C_M(\text{CH}_3\text{COOK}) = 0,1 \text{ моль/л}$ $K_d(\text{CH}_3\text{COO}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$	Знаходимо K_{Γ} солі, утвореної катіоном сильної основи і аніоном слабкої кислоти:
α_{Γ} , pH = ?	$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$

$$\alpha_{\Gamma} = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_{\text{солі}}}} = \sqrt{\frac{5,56 \cdot 10^{-10}}{0,1}} = 7,5 \cdot 10^{-5}$$



Для обчислення pH слід прийняти до уваги, що внаслідок гідролізу кожного аніону CH_3COO^- утворюється один гідроксид-іон. Якщо вихідна концентрація аніонів, що гідролізують C моль/л, а гідролізує частка α_{Γ} аніонів, за такої умови утворюється C моль/л іонів OH^-

$$[\text{OH}^-] = \alpha_{\Gamma} C = 7,5 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$$

$$p\text{OH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg(7,5 \cdot 10^{-6}) = 6 - \lg 7,5 = 5,12$$

$$pH = 14 - p\text{OH} = 14 - 5,12 = 8,88$$

Відповідь: $pH = 8,88$; $\alpha_{\Gamma} = 7,5 \cdot 10^{-5}$

Задачі для самостійного розв'язання

- З наведених солей вибрати ті, що підлягають гідролізу, і скласти рівняння реакцій: калій ціанід, літій фосфат, хром(III) карбонат, калій нітрат, купрум(II) хлорид, кальцій хлорид, калій сульфід, ферум(II) сульфат, алюміній сульфід, амоній ацетат, ферум(III) хлорид, амоній сульфід, натрій гідрогенфосфат. Вказати pH середовища і пояснити, як можна змістити рівновагу гідролізу.

2. Обчислити рН розчину, константу та ступінь гідролізу натрій сульфід у 0,1 М розчині ($K_d = 6,2 \cdot 10^{-8}$).
Відповідь: рН=10,11; $K_f = 1,6 \cdot 10^{-7}$; $\alpha_f = 1,26 \cdot 10^{-3}$.
3. Обчислити рН розчину, константу та ступінь гідролізу натрій карбонату в 0,1 М розчині.
Відповідь: рН=11,7; $K_f = 2,2 \cdot 10^{-4}$; $\alpha_f = 4,7 \cdot 10^{-3}$.
4. Обчисліть константу гідролізу калій фториду, визначте ступінь гідролізу цієї солі в 0,01 М розчині і рН розчину.
Відповідь: $K_f = 1,5 \cdot 10^{-11}$; $\alpha_f = 3,9 \cdot 10^{-5}$; рН=7,59.
5. Обчисліть константу гідролізу амоній хлориду, визначте ступінь гідролізу цієї солі в 0,01 М розчині і рН розчину.
Відповідь: $K_f = 5,6 \cdot 10^{-10}$; $\alpha_f = 2,4 \cdot 10^{-4}$; рН=5,63.
6. Визначте ступінь гідролізу плюмбум нітрату в 0,05 н розчині і константу гідролізу солі. *Відповідь:* $\alpha_f = 1,4 \cdot 10^{-3}$; $K_f = 5 \cdot 10^{-8}$.
7. Складіть молекулярні і молекулярно-іонні рівняння гідролізу солей: купрум(II) сульфату, натрій фосфату, хрому(III) сульфід, калій сульфід.
8. Складіть рівняння гідролізу солей у молекулярному і молекулярно-іонному виді: ферум(III) сульфату, алюмінію сульфід, натрій ацетату, калій сульфід.
9. Напишіть у молекулярному і молекулярно-іонному виді рівняння реакцій гідролізу солей: натрій ціанід, купрум(II) нітрат, алюміній сульфату, алюміній хлорид.
10. Напишіть рівняння реакцій гідролізу в молекулярному і молекулярно-іонному виді: бісмут хлорид, бісмут карбонату, літій ацетату, амоній ціанід.
11. Які з перерахованих нижче солей піддаються гідролізу: натрій ціанід, калій нітрат, натрій нітрит, алюміній ацетат, кальцій хлорид, натрій перхлорат, калій бромід? Для кожної з солей, що гідролізуються, написати рівняння гідролізу в молекулярно-іонній формі і вказати реакцію її водного розчину.

12. Вкажіть, які з перерахованих нижче солей піддаються гідролізу: цинк бромід, калій сульфід, ферум(III) сульфат, хрому(III) нітрат, калій карбонат, купрум(II) хлорид, натрій фосфат. Для кожної з солей, що гідролізується, написати в молекулярній і молекулярно-іонній формі рівняння гідролізу, вказати реакцію водного розчину солі.
13. Яку реакцію повинні мати розчини наступних солей: амоній ціаніду, алюміній нітрату, калій карбонату, цинк сульфату, літій сульфід? *Відповідь підтвердіть* відповідними молекулярними і молекулярно-іонними рівняннями.
14. Яку реакцію повинні мати розчини наступних солей: амоній хлориду, калій сульфіту, натрій нітрату, ферум(II) хлориду, сурми хлориду? *Відповідь підтвердіть* відповідними молекулярними і молекулярно-іонними рівняннями.
15. Складіть у молекулярній і молекулярно-іонній формі рівняння реакцій взаємодії: хром(III) хлориду і натрій карбонату; алюміній сульфату і калій сульфід.
16. Складіть у молекулярній і молекулярно-іонній формі рівняння реакцій взаємодії: ферум(II) хлориду і калій ацетату; купрум(II) хлориду і натрій карбонату.
17. Обчисліть константу гідролізу калій фториду, визначте ступінь гідролізу цієї солі в 0,01 М розчині і рН розчину.
Відповідь: $K_{\Gamma} = 1,5 \cdot 10^{-11}$; $\alpha_{\Gamma} = 3,9 \cdot 10^{-5}$; рН=7,59.
18. Обчисліть константу гідролізу амоній хлориду, визначте ступінь гідролізу цієї солі в 0,01 М розчині і рН розчину.
Відповідь: $K_{\Gamma} = 5,6 \cdot 10^{-10}$; $\alpha_{\Gamma} = 2,4 \cdot 10^{-4}$; рН=5,63.
19. Обчисліть константу гідролізу натрій ацетату і ступінь гідролізу солі в 0,1 М розчині.
Відповідь: $K_{\Gamma} = 5,55 \cdot 10^{-10}$; $\alpha_{\Gamma} = 7,4 \cdot 10^{-5}$.
20. Визначте ступінь гідролізу плюмбум(II) нітрату в 0,05 н розчині і константу гідролізу солі.
Відповідь: $\alpha_{\Gamma} = 1,4 \cdot 10^{-3}$; $K_{\Gamma} = 5 \cdot 10^{-8}$.

21. Розрахуйте ступінь гідролізу калій ціаніду, рН для його 0,1 М і 0,001 М розчинів і порівняйте отримані величини.
Відповідь: $\alpha_{Г1} = 0,014$; $\alpha_{Г2} = 0,13$; $pH_1 = 11,15$; $pH_2 = 10,1$.
22. Визначте рН 0,02 н розчину соди Na_2CO_3 , якщо здійснюється тільки перша стадія гідролізу.
Відповідь: $pH = 11,66$.
23. Визначте ступінь гідролізу K_3PO_4 у 0,1М розчині, якщо рН розчину дорівнює 12,7. *Відповідь:* $\alpha_{Г} = 0,5$.
24. Обчисліть, у скільки разів збільшиться ступінь гідролізу натрій ацетату при підвищенні температури від 25 до 60 °С. Іонний добуток води і константа дисоціації оцтової кислоти при 60 °С дорівнюють, відповідно, $9,55 \cdot 10^{-14}$ і $1,54 \cdot 10^{-5}$.
Відповідь: $\alpha_{Г(60\text{ }^{\circ}\text{C})} / \alpha_{Г(25\text{ }^{\circ}\text{C})} = 3,35$.
25. Чому дорівнює рН розчину, у 50 мл якого міститься 0,214 г амоній хлориду? *Відповідь:* $pH = 5,18$.
26. Водневий показник 0,1 М розчину натрієвої солі одноосновної органічної кислоти дорівнює 10. Обчисліть константу дисоціації цієї кислоти.
Відповідь: $K_{Г} = 1 \cdot 10^{-7}$.

Питання для самоконтролю

1. Дати визначення, що таке гідроліз. На які групи поділяють солі, що гідролізують?
2. Кількісні характеристики гідролізу: константа та ступінь гідролізу.
3. Від яких факторів залежить ступінь гідролізу?
4. Як змінюється ступінь гідролізу у разі розведення розчинів (зростає, зменшується)? Надайте пояснення.
5. Пояснити залежність ступеня гідролізу від температури і концентрації солі.

Лабораторна робота
Гідроліз солей

Дослід 1. Солі, утворені сильними кислотами та сильними основами

За допомогою універсального індикаторного паперу визначте рН 0,1 н розчинів натрій хлориду, калій сульфату та кальцій нітрату. Зробіть висновок про здатність катіонів та аніонів солей до гідролізу.

Дослід 2. Солі, утворені сильними основами та слабкими кислотами

а) За допомогою універсального індикаторного паперу визначте рН 0,1 н розчину натрій ацетату. Напишіть іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу та обчисліть K_{Γ} . Зробіть висновок про здатність аніонів слабкої кислоти до гідролізу.

б) Налийте в одну пробірку 5-6 крапель 0,5 н розчину натрій карбонату, а в другу пробірку – такий же об'єм 0,5 н розчину натрій сульфату. Додайте в кожен пробірку по краплі фенолфталеїну і порівняйте забарвлення розчинів.

• Напишіть іонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу. Обчисліть ступінь, константу гідролізу, концентрацію гідроксид-іонів та рН розчинів солей. Одержані результати запишіть у таблицю.

Формула солі	Константа гідролізу, K_{Γ}	Ступінь гідролізу, α_{Γ}	Концентрація гідроксид-іонів, моль/л	рН

в) У дві пробірки додайте: у першу 5-6 крапель 0,1 н розчину натрій гідрогенкарбонату та краплю фенолфталеїну, у другу – такий же об'єм 0,1 н розчину натрій гідрогенсульфіту та краплю фенолфталеїну.

- Відмітьте забарвлення розчинів. Напишіть іонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу. Обчисліть константи гідролізу солей, порівняйте їх із значеннями $K_{д2}$ відповідних кислот. Обчисліть рН розчинів солей. Заповніть таблицю.

Формула солі	Константа гідролізу, $K_{г}$	Ступінь гідролізу, $\alpha_{г}$	рН
NaHCO_3			
NaHSO_3			

Дослід 3. Солі, утворені слабкими основами та сильними кислотами

За допомогою універсального індикаторного паперу визначте реакцію середовища у 0,1 н розчині амоній хлориду. Напишіть іонно-молекулярне рівняння реакції гідролізу та обчисліть $K_{г}$.

Дослід 4. Сумісний гідроліз солей

а) Внесіть у пробірку 5-6 крапель 0,1 н розчину солі хрому(III) та додайте краплями 0,1 н розчин натрій карбонату до утворення сіро-зеленого осаду. Аналогічний дослід проведіть з 0,1 н розчином солі алюмінію, додаючи до нього краплями 0,1 н розчин натрій сульфіді до утворення драглистого осаду та виділення газу.

б) До 3-4 крапель 0,1н розчину купрум(II) сульфату додайте краплями 0,1н розчин натрій карбонату до утворення світлозеленого осаду основної солі. Напишіть іонно-молекулярні рівняння реакції гідролізу.

- Зробіть висновок про можливість утворення основних солей при гідролізі багатозарядних катіонів слабких основ.

5.6. РІВНОВАГА В РОЗЧИНАХ МАЛОРОЗЧИННИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

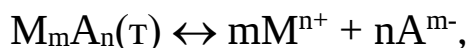
Хімічна рівновага в гетерогенній системі. Константа рівноваги, її вираження, добуток розчинності.

Основні положення і поняття

Серед *сильних* електролітів – солей і основ, що повністю дисоціюють у розчині цілком на катіони та аніони, існує багато речовин, які мають малу розчинність у воді. Між насиченим при певній температурі водним розчином малорозчинного сильного електроліту M_mA_n і осадом цієї речовини встановлюється гетерогенна хімічна рівновага:

насичений розчин $\leftrightarrow$ осад.

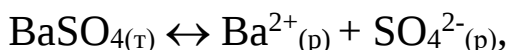
Стан цієї рівноваги за законом діючих мас кількісно характеризується константою, яка називається **добутком розчинності (ДР)**: у насиченому розчині малорозчинного електроліту добуток концентрацій (активностей) іонів, зведених у степінь стехіометричних коефіцієнтів, є величина стала при даній температурі. Якщо малорозчинний електроліт дисоціює за рівнянням



то отримаємо вираз для добутку розчинності:

$$ДР_{M_mA_n} = [M^{n+}]^m [A^{m-}]^n = \text{const} = f(T).$$

Наприклад:



$$ДР_{BaSO_4} = [Ba^{2+}] [SO_4^{2-}] = 1,8 \cdot 10^{-10};$$



$$ДР_{Ag_3PO_4} = [Ag^{+}]^3 [PO_4^{3-}] = 1,8 \cdot 10^{-18}.$$

Рівноважні молярні концентрації іонів M^{n+} і A^{m-} пропорційні розчинності S (моль/л) речовини M_mA_n :

$$[M^{n+}] = mS; \quad [A^{m-}] = nS.$$

Звідси:

$$ДР = (mS)^m(nS)^n ,$$

$$\text{тоді} \quad S = \frac{1}{m}[M^{n+}] = \frac{1}{n}[A^{m-}] = \sqrt[m+n]{\frac{ДР}{m^m n^n}}.$$

Ці співвідношення дозволяють розраховувати значення ДР за відомою розчинністю речовин і, навпаки, розчинність речовин (а отже, і рівноважні концентрації іонів) за відомим ДР при $T = \text{const}$.

При проведенні реакцій, внаслідок яких очікується утворення осаду у розчині, існують певні вимоги щодо вибору аналітичних концентрацій реагентів, які називають **умовою випадання осаду**. Утворення осаду малорозчинного сильного електроліту $M_m A_n$ відбудеться тільки тоді, коли після змішування розчинів реагентів у кінцевому об'ємі суміші добуток концентрацій іонів, зведених у степінь стехіометричних коефіцієнтів, буде більший від величини добутку розчинності:

$$(C_{M^{n+}})^m (C_{A^{m-}})^n > ДР_{M_m A_n}.$$

У круглих дужках стоять обрані (за умовою проведення досліду) молярні концентрації катіонів і аніонів у кінцевому розчині (після змішування розчинів реагентів).

Умова розчинення осаду: добуток концентрацій іонів, зведених у степінь стехіометричних коефіцієнтів, повинен бути менший від величини добутку розчинності:

$$(C_{M^{n+}})^m (C_{A^{m-}})^n < ДР_{M_m A_n}.$$

Значення ДР для ряду електролітів наведено в таблиці 1 додатку.

Приклади розв'язання задач

- I тип. Обчислення ДР, виходячи з розчинності малорозчинного електроліту.
- II тип. Обчислення розчинності електроліту (у моль/л і в г/л), виходячи з ДР.

III тип. Визначення, у скільки разів розчинність малорозчинного електроліту більше у воді, чим у розчині з однойменним іоном без урахування коефіцієнта активності.

IV тип. Визначення можливості випадіння осаду малорозчинного електроліту при змішуванні двох розчинів: а) бінарних електролітів; б) один з електролітів є комплексною сіллю.

I тип

Обчислення ДР, виходячи з розчинності малорозчинного електроліту

Приклад 1

Обчислити добуток розчинності $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$, якщо в 1 л насиченого розчину міститься $1,4 \cdot 10^{-4}$ г розчиненої солі.

Розв'язання:



При розчиненні 1 моля $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ у розчин переходить 3 моля іонів Pb^{2+} і 2 моля іонів PO_4^{3-} . Тому спочатку потрібно визначити розчинність $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ у моль/л.

$$M(\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2) = 811 \text{ г/моль}; \quad C_M(\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{m_{\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2}}{M(\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2) \cdot V_{\text{р-ну}}};$$

$$C_M = \frac{1,4 \cdot 10^{-4}}{811 \cdot 1} = 1,72 \cdot 10^{-7} \text{ (моль/л)}.$$

Звідси

$$[\text{Pb}^{2+}] = 3 \cdot 1,72 \cdot 10^{-7} = 5,16 \cdot 10^{-7} \text{ (моль/л)};$$

$$[\text{PO}_4^{3-}] = 2 \cdot 1,72 \cdot 10^{-7} = 3,44 \cdot 10^{-7} \text{ (моль/л)};$$

$$\text{ДР}_{\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2} = [\text{Pb}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2 = (5,16 \cdot 10^{-7})^3 \cdot (3,44 \cdot 10^{-7})^2 = 1,62 \cdot 10^{-32}.$$

Відповідь: $\text{ДР}_{\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2} = 1,62 \cdot 10^{-32}$.

II тип

Обчислення розчинності солі (у моль/л і в г/л), виходячи з добутку розчинності

Приклад 2

Добуток розчинності AgCl дорівнює $1,2 \cdot 10^{-10}$. Обчислити концентрацію іонів Ag^+ і розчинність солі в насиченому розчині AgCl (у моль/л і в г/л).

Розв'язання: У насиченому розчині AgCl встановлюється рівновага між осадом і іонами електроліту в розчині:



$$\text{ДР}_{\text{AgCl}} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = 1,2 \cdot 10^{-10}.$$

З рівняння дисоціації видно, що з 1 моля AgCl утвориться 1 моль іонів Ag^+ і 1 моль іонів Cl^- і що в даному розчині $[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-]$. Позначимо $[\text{Ag}^+]$ через x (моль/л). Тоді в насиченому розчині AgCl міститься x моль/л Ag^+ і x моль/л Cl^- .

$$\text{Звідси:} \quad \text{ДР}_{\text{AgCl}} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = x \cdot x = x^2;$$

$$x = \sqrt{\text{ДР}_{\text{AgCl}}} = \sqrt{1,2 \cdot 10^{-10}} = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Оскільки атомна маса Ag дорівнює 108 г/моль, то концентрація іонів Ag^+ , виражена в г/л, складає: $[\text{Ag}^+] = 1,1 \cdot 10^{-5} \cdot 108 = 0,00119$ (г/л).

Аналогічно розраховується розчинність солі AgCl :

$$M(\text{AgCl}) = 143,5 \text{ г/моль}; \quad C_{\text{AgCl}} = 1,1 \cdot 10^{-5} \cdot 143,5 = 0,00158 \text{ (г/л)}.$$

Відповідь: $C_{\text{AgCl}} = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л} = 0,00158 \text{ г/л};$

$$C_{\text{Ag}^+} = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л} = 0,00119 \text{ г/л.}$$

Приклад 3

Добуток розчинності Sb_2S_3 , складає $3 \cdot 10^{-27}$. Обчислити розчинність Sb_2S_3 і концентрацію кожного з іонів.

Розв'язання: Позначимо розчинність Sb_2S_3 числом x моль/л. Дисоціація Sb_2S_3 йде відповідно рівнянню



отже, при повному розпаді x молей Sb_2S_3 у розчині буде $2x$ молей Sb^{3+} і $3x$ молей S^{2-} . Тоді:

$$\text{ДР}_{\text{Sb}_2\text{S}_3} = [\text{Sb}^{3+}]^2 [\text{S}^{2-}]^3 = (2x)^2 \cdot (3x)^3 = 108x^5, \text{ тобто } 3 \cdot 10^{-27} = 108x^5.$$

Вирішуючи рівняння відносно x , одержимо:

$$x = \sqrt[5]{\frac{3}{108} \cdot 10^{-27}} = \sqrt[5]{\frac{3000}{108} \cdot 10^{-30}} = 1,944 \cdot 10^{-6} \text{ (моль/л)}.$$

Оскільки $M_r(\text{Sb}_2\text{S}_3) = 340$, то розчинність Sb_2S_3 дорівнює:

$$S_{\text{Sb}_2\text{S}_3} = 340 \cdot 1,944 \cdot 10^{-6} = 0,67 \cdot 10^{-3} \text{ (г/л)}.$$

Концентрація іонів Sb^{3+} дорівнює $2 \cdot 1,944 \cdot 10^{-6} = 3,89 \cdot 10^{-6}$ (моль/л).

Якщо $A_r(\text{Sb}) = 122$, а $A_r(\text{S}) = 32$, то $C_{\text{Sb}^{3+}} = 122 \cdot 3,89 \cdot 10^{-6} = 4,74 \cdot 10^{-4}$ (г/л), а концентрація іонів S^{2-} дорівнює $3 \cdot 1,944 \cdot 10^{-6} = 5,83 \cdot 10^{-6}$ (моль/л) або $32 \cdot 5,83 \cdot 10^{-6} = 1,87 \cdot 10^{-4}$ (г/л).

Відповідь: $S_{\text{Sb}_2\text{S}_3} = 1,94 \cdot 10^{-6}$ моль/л = $0,67 \cdot 10^{-3}$ г/л; $C_{\text{Sb}^{3+}} = 3,89 \cdot 10^{-6}$ моль/л = $4,74 \cdot 10^{-4}$ г/л; $C_{\text{S}^{2-}} = 5,83 \cdot 10^{-6}$ моль/л = $1,87 \cdot 10^{-4}$ г/л.

III тип

Визначення розчинності малорозчинного електроліту у воді в присутності однойменного іона без урахування коефіцієнта активності

Приклад 4

Добуток розчинності SrSO_4 дорівнює $3,6 \cdot 10^{-7}$. Порівняти розчинність SrSO_4 у чистій воді й у розчині, що містить Na_2SO_4 у концентрації 0,13 моль/л. Дисоціацію на іони для сульфату натрію вважати повною.

Розв'язання: Обчислимо спочатку розчинність SrSO_4 у воді, позначивши її через x .



$$x = \sqrt{\text{ДР}_{\text{SrSO}_4}} = \sqrt{3,6 \cdot 10^{-7}} = 6 \cdot 10^{-4} \text{ (моль/л)}.$$

Якщо з 1 моля SrSO_4 виходить один моль іонів Sr^{2+} і один моль іонів SO_4^{2-} , то розчинність SrSO_4 у воді дорівнює $6 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Тепер знайдемо розчинність SrSO_4 у 0,13 М розчині натрій сульфату, позначивши її через x . Тоді концентрація іонів SO_4^{2-} з урахуванням присутності в розчині SrSO_4 і Na_2SO_4 складе $(0,13 + x)$.

Оскільки $x \ll 0,13$, то величиною x у даному випадку можна знехтувати і вважати, що концентрація іонів SO_4^{2-} дорівнює $0,13$ моль/л.

$$\text{ДР}_{\text{SrSO}_4} = 3,6 \cdot 10^{-7} = x \cdot 0,13; \quad x = 3,6 \cdot 10^{-7} / 0,13 = 2,7 \cdot 10^{-6} \text{ (моль/л)}.$$

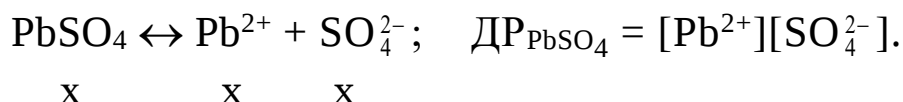
Отже, у присутності Na_2SO_4 розчинність SrSO_4 зменшилася в $6 \cdot 10^{-4} / 2,7 \cdot 10^{-6} = 2,22 \cdot 10^2 = 222$ рази.

Відповідь: S_{SrSO_4} в $\text{H}_2\text{O}/S_{\text{SrSO}_4}$ в р-ні $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 222$.

Приклад 5

Добуток розчинності PbSO_4 становить $1,6 \cdot 10^{-8}$. Обчислити розчинність PbSO_4 (у моль/л). У скільки разів зменшиться розчинність PbSO_4 після додання до 1 л його насиченого розчину $0,5$ моля K_2SO_4 , дисоціюючого за такої умови на 60% ?

Розв'язання:



Розчинність PbSO_4 позначимо через x моль/л.

$$1,6 \cdot 10^{-8} = [\text{Pb}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = x^2;$$

$$x = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-8}} = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ (моль/л)}.$$

Після додавання K_2SO_4 розчинність PbSO_4 знизиться. Позначимо розчинність PbSO_4 після додання K_2SO_4 через x . Тоді концентрація іонів Pb^{2+} буде також x , а концентрація іонів SO_4^{2-} складеться з двох величин: $x' + x''$, де x'' – концентрація іонів SO_4^{2-} , що внесено із калій сульфатом.

$$x'' = [\text{SO}_4^{2-}] = C_{\text{K}_2\text{SO}_4} \cdot \alpha_{\text{K}_2\text{SO}_4} \cdot n = 0,5 \cdot 0,6 \cdot 1 = 0,3 \text{ (моль/л)}.$$

$$[\text{SO}_4^{2-}]_{\text{заг.}} = x' + 0,3.$$

Величина ДР залишається сталою, отже

$$x'(x' + 0,3) = 1,6 \cdot 10^{-8} \text{ або } (x')^2 + 0,3x' = 1,6 \cdot 10^{-8}.$$

Оскільки x' – дуже мала величина, то $(x')^2$ можна знехтувати. Тоді:

$$0,3x' = 1,6 \cdot 10^{-8}; \quad x' = 5,3 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л}.$$

Таким чином, відбулося зменшення розчинності приблизно в $1,26 \cdot 10^{-4} / 5,3 \cdot 10^{-8} = 2377$ рази.

Відповідь: S_{PbSO_4} в $\text{H}_2\text{O} / S_{\text{PbSO}_4}$ в р-ні $\text{K}_2\text{SO}_4 = 2377$.

IV тип

Визначення можливості утворення осаду малорозчинного електроліту при змішуванні двох розчинів

а) бінарних електролітів

Відомо, що якщо для рівноваги $\text{AgCl} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$ добуток концентрацій іонів Ag^+ і Cl^- дорівнює добутку розчинності, то в цьому випадку розчин є насиченим, тобто

якщо $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = \text{PP}_{\text{AgCl}}$ – розчин насичений;

якщо $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] > \text{PP}_{\text{AgCl}}$ – розчин пересичений, тобто випадає осад;

якщо $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] < \text{PP}_{\text{AgCl}}$ – розчин ненасичений, тобто осад не випадає.

Таким чином, умовою утворення осаду є перевищення добутку концентрацій іонів малорозчинного електроліту над його добутком розчинності; розчинення осаду малорозчинного електроліту відбувається за умови, що добуток концентрацій його іонів менше значення ПР.

Приклад 6

Добуток розчинності $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ дорівнює $2,0 \cdot 10^{-7}$. Чи випаде осад при змішуванні рівних об'ємів розчинів AgNO_3 і $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ з еквівалентною концентрацією 0,01 н?

Розв'язання:

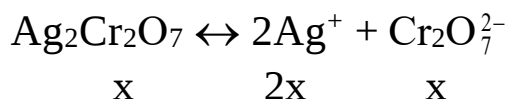
Знайдемо добуток концентрацій іонів Ag^+ і $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ та порівняємо його з $\text{ДР}_{\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$. Вихідні молярні концентрації розчинів будуть дорівнювати: для 0,01 н розчину AgNO_3 – 0,01 М, а для 0,01 н розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – 0,005 М. Оскільки при змішуванні вихідних розчинів загальний об'єм розчину вдвічі зростає, то концентрації іонів вдвічі зменшаться в порівнянні з вихідними і стануть рівними: $[\text{Ag}^+]$

= 0,005 моль/л і $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 0,0025$ моль/л. Знайдемо добуток концентрацій іонів:

$$[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = (5 \cdot 10^{-3})^2 \cdot 2,5 \cdot 10^{-3} = 6,25 \cdot 10^{-8}$$

$$6,25 \cdot 10^{-8} < 2,0 \cdot 10^{-7} \text{ — осад не випаде.}$$

Дану задачу можна розв'язати і по-іншому: порівняти концентрацію іонів $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, що міститься в розчині після змішування, з концентрацією іонів $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, обчисленою виходячи з $\text{ДР}_{\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$. Якщо концентрація іонів $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ в розчині більше концентрації іонів $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, обчисленої виходячи з ДР, то осад випаде, якщо ж навпаки, то осад не випаде.



$$\text{ДР}_{\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = [\text{Ag}^+][\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = (2\text{х})^2 \cdot \text{х} = 4\text{х}^3$$

$$\text{х} = \sqrt[3]{\text{ДР}_{\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}/4} = 3,7 \cdot 10^{-3}.$$

у розчині виходячи з ДР

$$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] \quad [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]$$

$$2,5 \cdot 10^{-3} < 3,7 \cdot 10^{-3} \quad \text{— осад не випадає}$$

$$[\text{Ag}^+] \quad [\text{Ag}^+]$$

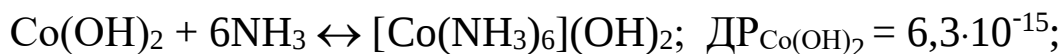
$$5 \cdot 10^{-3} < 3,7 \cdot 10^{-3} \cdot 2 = 7,4 \cdot 10^{-3} \quad \text{— осад не випадає}$$

б) один з електролітів є комплексною сіллю

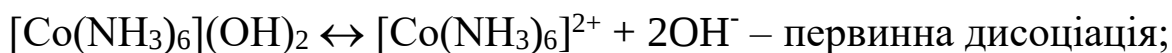
Приклад 7

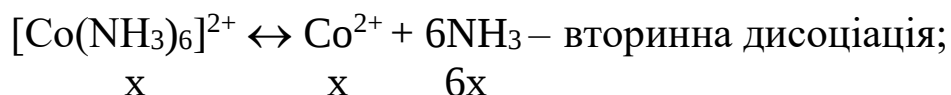
Враховуючи значення $\text{ДР}_{\text{Co}(\text{OH})_2}$ і константи нестійкості аміачного комплексу кобальту, визначити чи розчинний у 1 М розчині амоніаку осад $\text{Co}(\text{OH})_2$.

Розв'язання:



$$K_{\text{нест.}[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}} = 7,75 \cdot 10^{-6};$$





$$K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{Co}^{2+}][\text{NH}_3]^6}{[\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}]}$$

Осад $\text{Co}(\text{OH})_2$ розчиниться в амоніаку, якщо концентрація іонів Co^{2+} з гідроксиду кобальту(II) буде достатньою для утворення комплексного іона, тобто треба обчислити концентрацію іонів Co^{2+} , виходячи з $\text{ДР}_{\text{Co}(\text{OH})_2}$ і з $K_{\text{нест.}[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}}$.

1) Co^{2+} з $\text{ДР}_{\text{Co}(\text{OH})_2}$:



$$[\text{Co}^{2+}] = \sqrt[3]{\text{ДР}_{\text{Co}(\text{OH})_2}/4} = \sqrt[3]{6,3 \cdot 10^{-15}/4} = 1,6 \cdot 10^{-5}.$$

2) Co^{2+} з $K_{\text{нест.}[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}}$:

$$[\text{Co}^{2+}] = \frac{K_{\text{нест.}} \cdot [\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}]}{[\text{NH}_3]^6} = \frac{7,75 \cdot 10^{-6} \cdot 1,66 \cdot 10^{-1}}{1} = 1,29 \cdot 10^{-6}.$$

(концентрація іона $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ буде в 6 разів менше концентрації NH_3).

Для утворення комплексного іона $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ концентрація іонів Co^{2+} повинна бути не менше $1,29 \cdot 10^{-6}$, а вона складає $1,61 \cdot 10^{-5}$, тобто осад $\text{Co}(\text{OH})_2$ розчиняється в 1 М розчині амоніаку.

Відповідь: Осад $\text{Co}(\text{OH})_2$ розчиниться.

Задачі для самостійного розв'язання

1. Розчинність CaCO_3 при 35 °С дорівнює $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Обчислити ДР цієї солі.

Відповідь: $\text{ДР}_{\text{CaCO}_3} = 4,8 \cdot 10^{-9}$.

2. У 500 мл води при 15 °С розчиняється 0,0166 г Ag_2CrO_4 . Чому дорівнює добуток розчинності цієї солі?

Відповідь: $\text{ДР}_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = 4 \cdot 10^{-12}$.

3. Для розчинення 1,16 г PbI_2 треба було 2 л води. Знайти ДР_{PbI_2} .

Відповідь: $\text{ДР}_{\text{PbI}_2} = 8,0 \cdot 10^{-9}$.

4. У 100 мл насиченого розчину PbI_2 міститься 0,0268 г свинцю у виді іонів. Обчислити ДР_{PbI_2} .
Відповідь: $\text{ДР}_{\text{PbI}_2} = 8,0 \cdot 10^{-9}$.
5. Розчинність Ag_2SO_4 дорівнює $2,68 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Обчислити $\text{ДР}_{\text{Ag}_2\text{SO}_4}$.
Відповідь: $\text{ДР}_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = 7,7 \cdot 10^{-5}$.
6. Один грам PbI_2 можна розчинити у 1470 мл води. Обчислити ДР_{PbI_2} . *Відповідь:* $\text{ДР}_{\text{PbI}_2} = 7,9 \cdot 10^{-9}$.
7. У 500 мл насиченого розчину PbF_2 міститься 245 мг розчиненої речовини. Обчислити ДР_{PbF_2} .
Відповідь: $\text{ДР}_{\text{PbF}_2} = 3,2 \cdot 10^{-8}$.
8. Розчинність As_2S_3 дорівнює $8,1 \cdot 10^{-7}$ моль/л. Обчислити $\text{ДР}_{\text{As}_2\text{S}_3}$.
Відповідь: $\text{ДР}_{\text{As}_2\text{S}_3} = 3,76 \cdot 10^{-28}$.
9. У 6 л насиченого розчину PbSO_4 міститься у виді іонів 0,186 г свинцю. Обчислити $\text{ДР}_{\text{PbSO}_4}$.
Відповідь: $\text{ДР}_{\text{PbSO}_4} = 2,2 \cdot 10^{-8}$.
10. Добуток розчинності PbCO_3 , дорівнює $1,5 \cdot 10^{-13}$. Обчислити масу іонів Pb^{2+} , що містяться в 1 л насиченого розчину PbCO_3 , виразивши її в міліграмах.
Відповідь: $m_{\text{Pb}^{2+}} = 8,01 \cdot 10^{-2}$ мг.
11. Добуток розчинності Ag_2CO_3 дорівнює $6,15 \cdot 10^{-12}$. Обчислити розчинність Ag_2CO_3 у моль/л і г/л.
Відповідь: $S_{\text{Ag}_2\text{CO}_3} = 1,15 \cdot 10^{-4}$ моль/л $= 4,25 \cdot 10^{-2}$ г/л.
12. $\text{ДР}_{\text{CaSO}_4}$ складає $6,1 \cdot 10^{-5}$. Скільки молів і грамів іонів Ca^{2+} міститься: а) у 300 мл насиченого розчину; б) у 8 л насиченого розчину?
13. $\text{ДР}_{\text{SrSO}_4}$ складає $2,8 \cdot 10^{-7}$. Обчислити: а) у якому об'ємі розчину міститься 0,1 г SrSO_4 ; б) у якому об'ємі розчину міститься 0,53 моль іонів Sr^{2+} ?
Відповідь: а) $V = 1,03$ л; б) $V = 1$ м³.

14. ДР сульфатів кальцію, стронцію і барію відповідно дорівнюють: $6,1 \cdot 10^{-5}$; $2,8 \cdot 10^{-7}$; $1,1 \cdot 10^{-10}$. Замінити відношення концентрацій іонів SO_4^{2-} у насичених розчинах цих солей відношенням цілих чисел, прийнявши концентрацію іонів SO_4^{2-} у насиченому розчині BaSO_4 за одиницю. *Відповідь:* 743 : 50,5 : 1.
15. ДР Ag_3AsO_4 складає $1 \cdot 10^{-19}$. У якому об'ємі насиченого розчину містяться 36 мг розчиненої солі?
Відповідь: $V = 10$ л.
16. При однаковій температурі добуток розчинності $\text{Fe}(\text{OH})_2$ складає $4,8 \cdot 10^{-16}$, а $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – $3,8 \cdot 10^{-38}$. В скільки разів молярна концентрація насиченого розчину однієї сполуки вище, ніж іншої? *Відповідь:* у $2,55 \cdot 10^4$ рази.
17. Знайти масу срібла, що знаходиться у виді іонів у 1 л насиченого розчину AgBr (ДР $\text{AgBr} = 6 \cdot 10^{-13}$). *Відповідь:* $m_{\text{Ag}^+} = 8,36 \cdot 10^{-5}$ г.
18. Обчислити об'єм води, необхідний для розчинення при 25°C 1 г сульфату барію (ДР $\text{BaSO}_4 = 1,1 \cdot 10^{-10}$).
Відповідь: $V_{\text{H}_2\text{O}} = 408$ л.
19. У якому об'ємі насиченого розчину Ag_2S міститься 1 мг розчиненої солі? (ДР $\text{Ag}_2\text{S} = 6 \cdot 10^{-50}$).
Відповідь: $V = 1,6 \cdot 10^{11}$ л.
20. Обчислити розчинність CaF_2 (у моль/л) у воді та у 0,5 М розчині CaCl_2 . В скільки разів розчинність у другому випадку менше, ніж у першому? *Відповідь:* S_{CaF_2} в $\text{H}_2\text{O} = 2,15 \cdot 10^{-4}$ моль/л, S_{CaF_2} в р-ні $\text{CaCl}_2 = 1,4 \cdot 10^{-5}$ моль; S_{CaF_2} в $\text{H}_2\text{O}/S_{\text{CaF}_2}$ в р-ні $\text{CaCl}_2 = 15,4$ раза.
21. В скільки разів зменшиться концентрація іонів срібла в насиченому розчині AgCl , якщо додати до нього стільки соляної кислоти, щоб концентрація іонів Cl^- у розчині стала рівною 0,03 моль/л?
Відповідь: S_{AgCl} в $\text{H}_2\text{O}/S_{\text{AgCl}}$ в р-ні $\text{HCl} = 2230$.
22. Добуток розчинності CaCO_3 дорівнює $4,8 \cdot 10^{-9}$. Обчислити концентрацію іонів Ca^{2+} у 0,01 М розчині Na_2CO_3 , що знаходиться над осадом CaCO_3 .
Відповідь: $[\text{Ca}^{2+}] = 4,8 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

23. Добуток розчинності $\text{Cu}(\text{IO}_3)_2$ дорівнює $1,4 \cdot 10^{-7}$. Порівняти концентрацію іонів IO_3^- у насиченому розчині $\text{Cu}(\text{IO}_3)_2$, а) що не вміщує інших електролітів і б) вміщує CuSO_4 у концентрації 0,05 моль/л. *Відповідь:* $[\text{IO}_3^-]$ в $\text{H}_2\text{O}/[\text{IO}_3^-]$ в р-ні $\text{CuSO}_4 = 4$.
24. Добуток розчинності MgCO_3 , дорівнює $1,0 \cdot 10^{-5}$. Обчислити (у г/л) концентрацію іонів CO_3^{2-} у розчині над осадом MgCO_3 , що містить MgCl_2 у концентрації 0,01 моль/л. *Відповідь:* $[\text{CO}_3^{2-}] = 6 \cdot 10^{-2}$ г/л.
25. Добуток розчинності CaSO_4 дорівнює $1,0 \cdot 10^{-5}$. Порівняти розчинність CaSO_4 у чистій воді й у 0,2 М розчині CaCl_2 .
Відповідь: S_{CaSO_4} в $\text{H}_2\text{O}/S_{\text{CaSO}_4}$ в р-ні = 63.
26. Добуток розчинності $\text{Mg}(\text{OH})_2$ дорівнює $3,4 \cdot 10^{-11}$. Знайти розчинність $\text{Mg}(\text{OH})_2$ у чистій воді й у 0,001 М розчині KOH .
27. Обчислити концентрацію іонів барію після додання до 1 л насиченого розчину BaSO_4 0,1 моля H_2SO_4 . Ступінь дисоціації кислоти $\alpha = 0,6$. Добуток розчинності BaSO_4 дорівнює $1,1 \cdot 10^{-10}$.
Відповідь: $[\text{Ba}^{2+}] = 1,8 \cdot 10^{-9}$ моль/л.
28. В скільки разів зменшиться розчинність AgCl , якщо до 1 л його насиченого розчину додати 0,1 моля KCl ? Ступінь дисоціації KCl $\alpha = 0,86$. Добуток розчинності AgCl дорівнює $1,5 \cdot 10^{-10}$.
Відповідь: S_{AgCl} в $\text{H}_2\text{O}/S_{\text{AgCl}}$ в р-ні $\text{KCl} = 7500$.
29. Добуток розчинності CaSO_4 дорівнює $6,1 \cdot 10^{-5}$. Знайти розчинність CaSO_4 (у г/л), обчислену без урахування активності іонів.
Відповідь: $S_{\text{CaSO}_4} = 1,062$ г/л.
30. Добуток розчинності MnS дорівнює $1,1 \cdot 10^{-15}$. До 100 мл розчину MnSO_4 з еквівалентною концентрацією 0,1 н додали 50 мл розчину $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ з еквівалентною концентрацією 0,2 н. Обчислити масу іонів Mn^{2+} , що залишилися неосадженими.
Відповідь: $m_{\text{Mn}^{2+}} = 4,5 \cdot 10^{-4}$ мг.
31. Якою повинна бути мінімальна концентрація NaCl , щоб додання до його розчину рівного об'єму розчину AgNO_3 з

еквівалентною концентрацією 0,001 н викликало появу осаду при 25 °С? ($DP_{AgCl} = 1,55 \cdot 10^{-10}$). *Відповідь:* $C_{min.} = 6,2 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

32. Чи утворюється осад аргентум(I) сульфату, якщо до розчину $AgNO_3$ з молярною концентрацією 0,02 М додати рівний об'єм розчину сульфатної кислоти еквівалентною концентрацією 1 н? *Відповідь:* так.

33. До 50 мл розчину HCl з еквівалентною концентрацією 0,001 н додали 450 мл розчину $AgNO_3$ з еквівалентною концентрацією 0,0001 н. Чи випаде осад аргентум хлориду?

Відповідь: так.

34. Чи утвориться осад плюмбум(II) хлориду, якщо до розчину $Pb(NO_3)_2$ з еквівалентною концентрацією 0,1 н додати рівний об'єм розчину $NaCl$ з еквівалентною концентрацією 0,4 н?

35. Пояснити, чому при додаванні лугу до водного розчину $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$ випадає осад нікель гідроксиду, а при додаванні лугу до розчину $K_2[Ni(CN)_4]$ осад не утворюється.

36. Чи можна, вводячи в розчин аміачного комплексу кобальту розчин KCN , здійснити перетворення $[Co(NH_3)_6]^{+3}$ у $[Co(CN)_6]^{3-}$?

37. Чи випаде осад галогеніду срібла при додаванні до 1 л 0,1 М розчину $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, якій містить 1 моль/л амоніаку:

а) $1 \cdot 10^{-5}$ моль KBr ;

б) $1 \cdot 10^{-5}$ моль KI ? ($DP_{AgBr} = 6 \cdot 10^{-13}$, $DP_{AgI} = 1,1 \cdot 10^{-16}$).

Відповідь: а) ні; б) так.

38. Скільки молів амоніаку повинно міститися в 1 л 0,1 М розчину $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, щоб додавання 1,5 г KCl до 1 л розчину не викликало випадання $AgCl$? ($DP_{AgCl} = 1,8 \cdot 10^{-10}$).

Відповідь: більше 1 моля.

39. Яка концентрація іонів срібла в 0,08 М розчині $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, що містить 1 моль/л амоніаку? Скільки грамів $NaCl$ можна додати до 1 л цього розчину до початку випадання осаду $AgCl$? ($DP_{AgCl} = 1,8 \cdot 10^{-10}$).

Відповідь: $[Ag^+] = 7,4 \cdot 10^{-9}$ моль/л; $m_{NaCl} \leq 1,4$ г $NaCl$.

Лабораторна робота
Добуток розчинності

Дослід 1. Порівняння розчинності сульфатів s-елементів II групи

До рівних об'ємів еквімолярних розчинів кальцій, стронцій і барій хлоридів в окремих пробірках долейте однакове число крапель розчину натрій сульфату.

• Поясніть різницю осадів, що випали у пробірках. $ДР_{CaSO_4} = 2,5 \cdot 10^{-5}$, $ДР_{SrSO_4} = 3,2 \cdot 10^{-7}$, $ДР_{BaSO_4} = 1,1 \cdot 10^{-10}$. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній і іонній формах.

Дослід 2. Утворення тим самим іоном кількох малорозчинних сполук

Налийте в три пробірки по 2 мл розчину плюмбум(II) нітрату з концентрацією 0,1 моль/л. До однієї з них додайте краплями 1 мл розчину калій йодиду, до іншої – стільки ж калій хромату, а до третьої – натрій сульфід. Відзначте колір малорозчинних сполук, що утворилися.

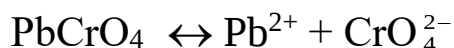
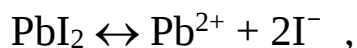
• Напишіть молекулярно-іонні рівняння реакцій. Виходячи із значень ДР малорозчинних сполук, обчисліть в кожному окремому випадку концентрацію іонів Pb^{2+} , що відповідає стану рівноваги з твердою фазою.

Отримані дані внесіть у наведену нижче таблицю:

Малорозчинна сполука	Значення ДР	Рівноважна концентрація іонів Pb^{2+}
PbI_2	$1,1 \cdot 10^{-9}$	
$PbCrO_4$	$1,8 \cdot 10^{-14}$	
PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$	

• У якому випадку в розчині залишається найменша концентрація іонів Pb^{2+} ?

- Як довести, що в системах



концентрація іонів Pb^{2+} більш, ніж достатня для утворення PbS і, отже, для практично повного зміщення праворуч наведених вище рівноваг?

Дослід 3. Зсув рівноваги у напрямку утворення менш розчинних сполук

а) До 1-2 мл розчину меркурій(II) нітрату додайте такий самий об'єм розчину натрій гідроксиду. Відзначте колір малорозчинного меркурій(II) оксиду, що утвориться за рівнянням



- Напишіть молекулярно-іонні рівняння реакцій.
- Користуючись значеннями добутків розчинності меркурій(II) гідроксиду і меркурій(II) сульфїду, обчисліть в кожному окремому випадку концентрацію іонів Hg^{2+} , що відповідає стану рівноваги між твердою фазою та її насиченим розчином, і обґрунтуйте перетворення, що відбуваються за такої умови.

Дані оформіть у вигляді таблиці:

Малорозчинна сполука	Значення ДР	Рівноважна концентрація іонів Hg^{2+}
$\text{Hg}(\text{OH})_2$	$3,0 \cdot 10^{-26}$	
HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$	

б) Налийте в пробірку 2 мл розчину калій хромату і додайте краплями розчин аргентум(I) нітрату. Відзначте колір утвореного малорозчинного аргентум(I) хромату, після чого додайте до вмісту пробірки краплями розчин натрій хлориду. Як змінився колір осаду і розчину після додавання натрій хлориду? Додатково додайте до вмісту пробірки краплями натрій сульфід і знову відзначте зміну кольору осаду.

- Складіть молекулярно-іонні рівняння реакцій.
- Виходячи із значень добутків розчинності аргентум(I) хромату, аргентум(I) хлориду і аргентум(I) сульфід, обчисліть в кожному окремому випадку концентрацію іонів Ag^+ , що відповідає стану рівноваги між осадом і його насиченим розчином. Обґрунтуйте послідовні переходи малорозчинної сполуки в менш розчинну.

Результати розрахунків оформіть у вигляді такої таблиці:

Малорозчинна сполука	Значення ДР	Рівноважна концентрація іонів Ag^+
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	
Ag_2CrO_4	$1,0 \cdot 10^{-12}$	
Ag_2S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	

5.7. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Електронна теорія окисно-відновних реакцій (ОВР). Окисно-відновні властивості елементів та їх сполук у залежності від положення в Періодичній системі. Ступінь окиснення атомів елементів у сполуках і правила його розрахунку. Зміна ступеня окиснення в ОВР. Поєднані пари окисно-відновних процесів. Окисно-відновна двоїстість. Поняття про вплив кислотності середовища на характер продуктів та направленість ОВР. Визначення напрямку окисно-відновного процесу, окисно-відновні потенціали, стандартна зміна енергії Гіббса в окисно-відновних процесах. Використання окисно-відновних реакцій у хімічному аналізі та аналізі лікарських засобів. Роль окисно-відновних процесів у метаболізмі.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в молекулі, якщо припустити, що молекула складається з іонів, а всі зв'язки у молекулі окисника та відновника є іонними.

Оскільки молекула загалом є електронейтральною, то алгебраїчна сума ступенів окиснення усіх атомів у ній завжди дорівнює нулю.

Питання про знак ступеня окиснення атомів в молекулі вирішується шляхом співставлення електронегативностей пов'язаних між собою атомів, що утворюють молекулу. При цьому атом з меншим значенням електронегативності має позитивний ступінь окиснення, а з більшою електронегативністю – негативний.

Слід зазначити, що не можна ототожнювати ступінь окиснення та валентність елемента. Валентність визначається як число хімічних зв'язків елемента та не може дорівнювати 0 і не може мати знак «+» або «-». Ступінь окиснення може мати позитивні та негативні значення. Наприклад, в молекулі CO_2 ступінь окиснення С дорівнює +4, а в молекулі CH_4 ступінь окиснення С дорівнює -4. Валентність С в обох сполуках дорівнює 4.

Слід також пам'ятати, що номер групи Періодичної системи елементів дорівнює вищому позитивному ступеню окиснення, який

можуть виявляти елементи даної групи в сполуках (виключення – метали сімейства феруму, метали Cu, Ag, Au, а також кисень, флуор, бром).

Реакції, що відбуваються зі зміною ступенів окиснення елементів реагуючих речовин та продуктів реакції називаються окисно-відновними

Речовини, до складу молекул яких входять атоми, здатні приєднувати електрони, називаються окисниками.

Речовини, до складу молекул яких входять атоми, здатні віддавати електрони, називаються відновниками .

Процес віддачі атомом (іоном) електронів називається окисненням, а процес приєднання електронів – відновленням.

Процеси окиснення і відновлення відбуваються одночасно. Окиснення завжди супроводжується відновленням і навпаки.

ОКИСНИКИ	
Прості речовини, утворені типовими неметалічними елементами, O ₂ , S ₂ , Cl ₂ , Br ₂ , I ₂	$O_2 \rightarrow O^{2-}$, $S_2 \rightarrow S^{2-}$, $Cl_2 \rightarrow HCl$, $Br_2 \rightarrow HBr$, $I_2 \rightarrow HI$
Окисногеномісні кислоти та їх солі:	
Сульфатна кислота (H ₂ SO ₄)	$H_2SO_{4\text{конц.}} \rightarrow SO_2$ (з малоактивними металами та з неметалами: S, P, C) $H_2SO_{4\text{конц.}} \rightarrow S$, H ₂ S, (з активними металами: Zn, Mg, Mn);
Сульфітна кислота (H ₂ SO ₃)	$H_2SO_3 \rightarrow S$ (кисле середовище)
Нітратна кислота (HNO ₃)	$HNO_{3\text{конц.}} \rightarrow NO_2$, NO, N ₂ O, N ₂ (з активними металами: Zn, Mg, Mn); $HNO_{3\text{конц.}} \rightarrow NO_2$ (з малоактивними металами: Cu, Hg, Ag; з неметаллами S,

	P, C); $\text{HNO}_3_{\text{розвед.}} \rightarrow \text{NO}$ (з малоактивними металами: Cu, Hg, Ag; з неметаллами S, P, C); $\text{HNO}_3_{\text{розвед.}} \rightarrow \text{N}_2\text{O}, \text{N}_2$ (з активними металами: Zn, Mg, Mn); $\text{HNO}_3_{\text{дуже розвед.}} \rightarrow \text{NH}_3$ (з активними металами: Zn, Mg, Mn)
Нітритна кислота (HNO_2)	$\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}$ лужне середовище
Оксигеновмісні кислоти галогенів та їх солі	$\text{HClO}_3 \rightarrow \text{HCl}; \text{KClO} \rightarrow \text{KCl};$ $\text{KIO}_3 \rightarrow \text{I}_2; \text{KBrO}_3 \rightarrow \text{KBr}.$
Хроматна та дихроматна кислоти та їх солі (H_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Na_2CrO_4)	$\text{Cr}^{6+} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$ (сіль) кисле середовище $\text{Cr}^{6+} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$ нейтральне середовище $\text{Cr}^{6+} \rightarrow [\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ лужне середовище
Перманганатна кислота та її солі (HMnO_4 , KMnO_4)	$\text{Mn}^{6+} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ кисле середовище $\text{Mn}^{6+} \rightarrow \text{Mn}^{4+}$ (MnO_2) нейтральне середовище $\text{Mn}^{6+} \rightarrow \text{Mn}^{6+}$ (K_2MnO_4) лужне середовище
Манганатна кислота та її солі (H_2MnO_4 , K_2MnO_4)	$\text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$ нейтральне, слабо лужне середовище
Іони металів у вищих ступенях окиснення	$\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+};$ $\text{Co}^{3+} \rightarrow \text{Co}^{2+};$ $\text{Pb}^{4+} \rightarrow \text{Pb}^{2+}$
Гідроген пероксид	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ кисле середовище $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{OH}^-$ нейтральне та лужне

	середовище ($O_2^{2-} + 2e^- \rightarrow O^{2-}$)
ВІДНОВНИКИ	
Прості речовини: метали, водень, карбон (вугілля)	Zn, Al, Fe, H ₂ , C, P, Si
Карбон(II) оксид (CO)	CO → CO ₂
Гідроген сульфід (H ₂ S)	H ₂ S → S → SO ₂
Сульфур(IV) оксид (SO ₂)	SO ₂ → SO ₄ ²⁻
Сульфітна кислота (H ₂ SO ₃) та її солі	H ₂ SO ₃ → H ₂ SO ₄ ; Na ₂ SO ₃ → Na ₂ SO ₄ ; H ₂ S ₂ O ₃ → H ₂ SO ₄ ; Na ₂ S ₂ O ₃ → Na ₂ SO ₄
Амоніак (аміак) NH ₃ , фосфін (фосфор тригідрид) PH ₃ , гідразин N ₂ H ₄ , гідроксиламін NH ₂ OH	NH ₃ → N ₂ ; PH ₃ → H ₃ PO ₄ ; N ₂ H ₄ → N ₂ ; NH ₂ OH → N ₂
Нітритна кислота (HNO ₂) та її солі	KNO ₂ → KNO ₃
Галогенідні кислоти та їх солі	HCl → Cl ₂ ; HBr → Br ₂ ; HI → I ₂ ; KBr → Br ₂
Іони металів у нижчих ступенях окиснення	Cr ³⁺ → Cr ⁶⁺ ; Pb ²⁺ → Pb ⁴⁺ ; Fe ²⁺ → Fe ³⁺ ; Sn ²⁺ → Sn ⁴⁺
Гідроген пероксид, пероксиди металів	H ₂ O ₂ - 2e ⁻ → O ₂ + 2H ⁺ кисле та нейтральне середовища H ₂ O ₂ + 2OH ⁻ - 2e ⁻ → O ₂ + 2H ₂ O ($O_2^{2-} - 2e^- \rightarrow O_2$)

Класифікація окисно-відновних реакцій

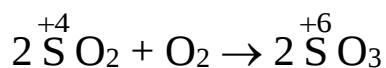
Розрізняють три типи окисно-відновних реакцій:

- міжмолекулярні;

- внутрішньомолекулярні реакції;
- диспропорціювання (реакції самоокиснення-самовідновлення) ;
- контрдиспропорціювання.

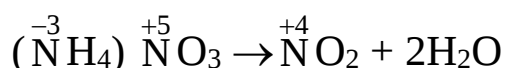
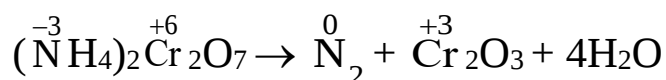
Реакції міжмолекулярного окиснення-відновлення

Реакції, у яких окисник та відновник містяться в різних речовинах-реагентах (простих або складних).



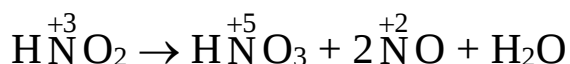
Реакції внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення.

Реакції, під час яких відбувається зміна ступенів окиснення атомів елементів, які містяться в молекулі однієї сполуки



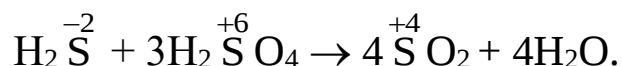
Реакції диспропорціювання або самоокиснення-самовідновлення.

Атоми одного й того ж елементу у вихідній речовині, які знаходяться в проміжних ступенях окиснення, в продуктах реакції переходять в більш низьку і в більш високу ступені окиснення:



Реакції контрдиспропорціювання

Реакції, в яких у вихідних речовинах один й той же елемент знаходиться у двох різних ступенях окиснення, а в продукті реакції тільки в одній, проміжній по відношенню до вихідних ступенів окиснення



Найпоширеніші два методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій: метод електронного балансу та іонно-електронний метод. Обидва методи ґрунтуються на положенні, що в окисно-відновних процесах загальне число електронів, які віддає відновник, дорівнює загальному числу електронів, які приєднує окисник. За цим методом

процеси окиснення та відновлення речовин розглядають окремо і записують їх у вигляді іонних напівреакцій.

Метод іонно-електронного балансу (метод напівреакцій)

Метод напівреакцій базується на складанні іонних рівнянь напівреакцій окиснення і відновлення з наступним підсумовуванням їх у загальне рівняння.

Цей метод враховує взаємодію іонів, які реально існують у розчині, а також природу середовища.

Для створення в розчині кислого середовища зазвичай користуються сульфатною кислотою. Хлоридну та нітратну кислоти використовують рідше, тому що перша здатна проявляти властивості відновника та окиснюватися, а друга – сама є сильним окисником і тому може викликати додаткові побічні процеси. Для створення лужного середовища використовують, головним чином, NaOH або KOH.

У рівнянні реакції першим записують відновник, а потім окисник, останньою записують речовину, яка утворює реакційне середовище. Праворуч у рівнянні реакції спочатку записують продукт окиснення відновника, потім продукт відновлення окисника. Останніми записують інші продукти, які утворилися внаслідок реакції.

Під час написання рівнянь окисно-відновних реакцій треба керуватися наступними правилами:

1. Записати в молекулярній формі реагуючі речовини і ступені окиснення елементів, які здатні їх змінювати.
2. Визначити окисник, відновник та природу середовища.
3. Визначити кількість електронів, що віддав відновник та кількість електронів, що приєднав окисник, керуючись правилом, що кількість електронів, які віддав відновник і прийняв окисник, однакове.

4. Записати в іонному вигляді напівреакції окиснення та відновлення. Слабкі електроліти, тверді, малорозчинні та газоподібні речовини записуємо в молекулярному вигляді.

5. Під час складання рівнянь напівреакцій слід дотримуватися балансу речовин і балансу зарядів, тобто у лівій та правій частинах рівняння реакції повинна знаходитися однакова кількість атомів однотипових елементів, а сумарний заряд іонів лівої частини рівняння реакції повинен дорівнювати сумарному заряду іонів – продуктів реакції. При цьому сума зарядів іонів кожної частини рівняння може мати позитивне, негативне значення або дорівнювати нулю.

6. В кислому середовищі надлишкові атоми Оксигену зв'язують іонами Гідрогену. До тієї частини напівреакції, яка містить більше атомів Оксигену, додають катіони Гідрогену (H^+). На кожний надлишковий атом Оксигену додають два іони Гідрогену, а у протилежну частину рівняння реакції – відповідну кількість утворених молекул H_2O .

7. Якщо окисно-відновна реакція відбувається у лужному або нейтральному середовищах, то надлишкові атоми Оксигену у лівій або правій частинах напівреакції зв'язують молекулами води, додаючи на кожний надлишковий атом Оксигену молекулу H_2O , а у протилежну частину напівреакції записують вдвічі більше гідроксид-іонів OH^- .

8. Визначити найменше спільне кратне число для кількості відданих і приєднаних електронів, визначити коефіцієнти для сполук, які містять елементи, що змінюють ступінь окиснення, та записати їх у схему рівняння.

9. Підсумувати рівняння напівреакцій (спочатку ліві, а потім праві частини напівреакцій) у загальне іонне рівняння, враховуючи коефіцієнти.

10. Скоротити в правій і лівій частинах однакові молекули та іони.

11. Додати відсутні катіони або аніони. Слід врахувати, що кількість іонів, що додаються в праву і ліву частини іонного рівняння

має бути однаковим.

12. На основі іонного записати молекулярне рівняння реакції таким чином: для кожного катіону підібрати аніон, який знаходиться у розчині, а для кожного аніона – відповідний катіон. Для вказаних іонів дотримуються закону збереження маси, тобто їх число у лівій та правій частинах рівняння повинно бути однаковим.

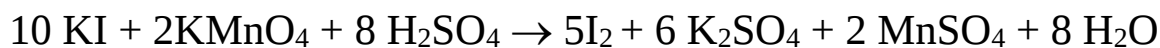
Особливі випадки знаходження коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій

1. Під час розставлення коефіцієнтів необхідно враховувати, що відновник або окисник може витрачатися додатково на зв'язування продуктів, які утворюються в ході реакції. Наприклад:



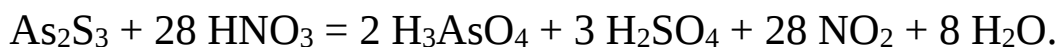
В цій реакції 10 молекул HCl реагують як відновник, а 6 витрачаються на зв'язування речовин, які утворюються.

2. Якщо кількість електронів, які втрачає відновник та приєднує окисник, непарна, а внаслідок повинна вийти парна кількість атомів, то коефіцієнти подвоюються.

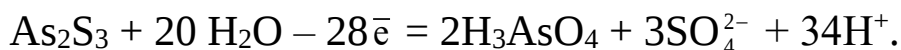


Тобто, коефіцієнтами біля окисника та відновника будуть не 1 та 5, а 2 та 10.

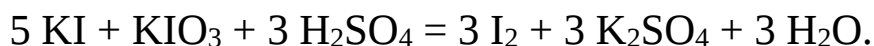
В деяких випадках в молекулі окиснюються одночасно атоми в позитивній та негативній ступенях окиснення:



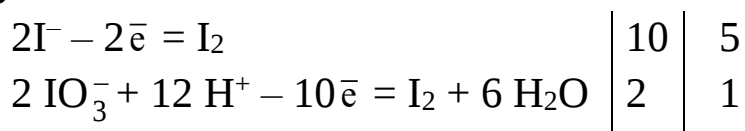
Для As_2S_3 в іонній формі:



3. Відновником та окисником можуть бути різні атоми одного й того ж елементу, які входять до складу різних речовин

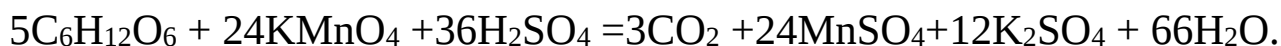


В іонному вигляді

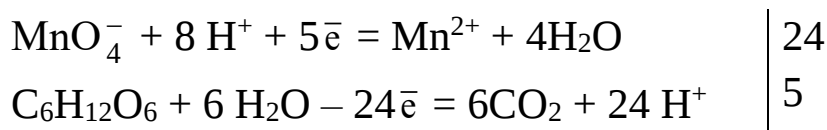


Окисно-відновні реакції за участю органічних сполук.

Наприклад:



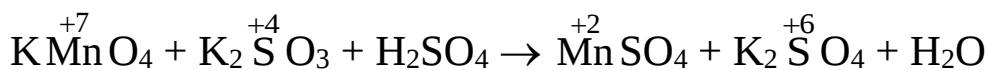
За методом напівреакцій:



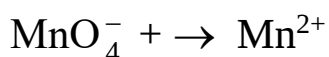
Приклади розв'язання задач

Приклад 1

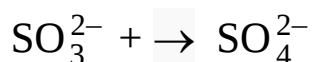
Окиснення калій сульфіту калій перманганатом в кислому середовищі.



Ступінь окиснення мангану знижується від +7 до +2. Манган віддає електрони, відновлюється і при цьому сам є окисником.



Ступінь окиснення сульфору підвищується від +4 до +6. Сульфур приймає 2 електрони, окиснюється, а сам виступає відновником.



Складаємо дві напівреакції, перша – процес окиснення, друга – процес відновлення.

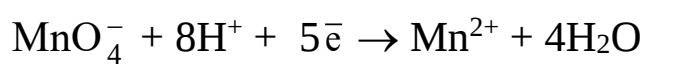
Оскільки окисно-відновна реакція перебігає в кислому середовищі, то надлишкові атоми Оксигену зв'язуємо іонами Гідрогену (H^+). До тієї частини напівреакції, яка містить більше атомів Оксигену, додаємо катіони Гідрогену, а у протилежну частину рівняння реакції – відповідну кількість утворених молекул H_2O .

У першій напівреакції надлишковий Оксиген в лівій частині напівреакції (MnO_4^-), тому саме ліворуч додаємо H^+ , а в правій частині напівреакції утворюються молекули води:



Пам'ятаємо про баланс речовини і баланс зарядів, тобто у лівій та правій частинах напівреакцій повинно знаходитися однакове число атомів Mn, H, O, а сумарний заряд іонів лівої частини рівняння

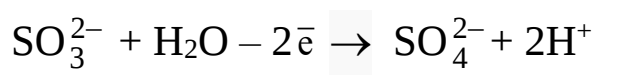
реакції повинен дорівнювати сумарному заряду іонів – продуктів реакції. Ліворуч маємо: $(-1) (\text{MnO}_4^-)$ та $(+8) (8\text{H}^+)$, всього $(+7)$. Праворуч – $(+2) (\text{Mn}^{2+})$, тому, щоб зрівняти заряд, ми повинні в лівій частині напівреакції додати 5e^- :



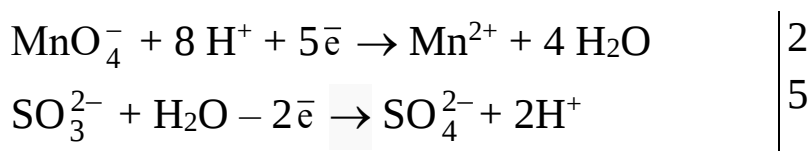
В другій напівреакції надлишковий Оксиген утворюється в правій стороні напівреакції, тому саме праворуч ми додаємо H^+ , а в лівій частині утворюються молекули води.



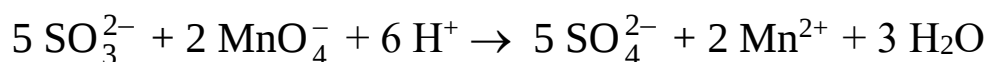
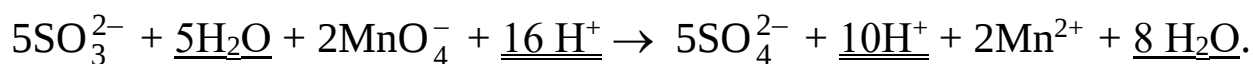
Зрівнюємо речовину та заряди: ліворуч – $(-2) \text{SO}_3^{2-}$, праворуч – $(-2) (\text{SO}_4^{2-}) + (+2) (2\text{H}^+) = 0$, тобто ми повинні в лівій частині відняти 2e^- :



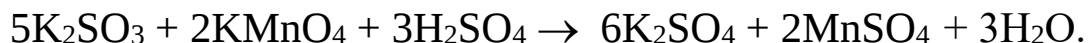
Зрівняємо число електронів, що віддано в процесі окиснення, та прийнятих в процесі відновлення. Для цього множимо перше рівняння на п'ять, а друге – на два. Тоді кількість відданих та прийнятих електронів буде однаковою і дорівнює десяти:



Підсумовуємо рівняння напівреакцій (спочатку ліві, а потім праві частини напівреакцій) у загальне іонне рівняння, враховуючи коефіцієнти, та скорочуємо в правій і лівій частині однакові молекули та іони.

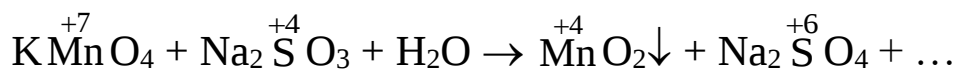


На підставі іонного записують молекулярне рівняння реакції таким чином: для кожного катіону підбирають аніон, який знаходиться у розчині, а для кожного аніона – відповідний катіон. Для вказаних іонів дотримуються закону збереження маси, тобто їх число у лівій та правій частинах рівняння повинно бути однаковим

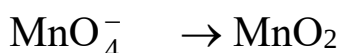


Приклад 2

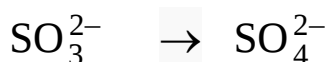
Окиснення натрій сульфіту калій перманганатом в нейтральному середовищі:



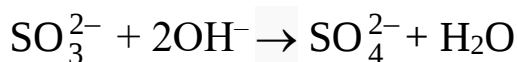
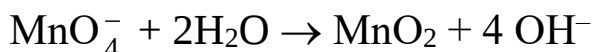
Ступінь окиснення мангану знижується від +7 до +4. Манган віддає електрони, відновлюється і водночас сам є окисником.



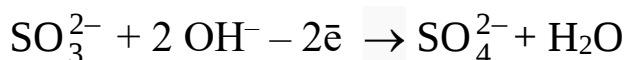
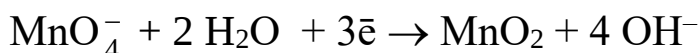
Ступінь окиснення сульфору підвищується від +4 до +6. Сульфур приймає 2 електрони, окиснюється, а сам виступає відновником.



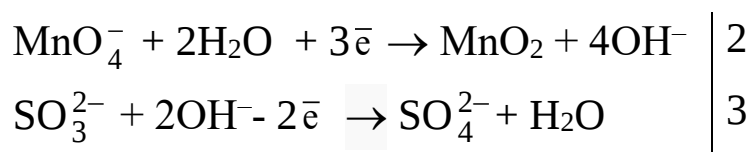
Складаємо дві напівреакції, враховуючи що процес перебігає у нейтральному середовищі. У цьому разі надлишкові атоми Оксигену у лівій або правій частинах напівреакції зв'язуємо молекулами води, додаючи на кожний надлишковий атом Оксигену молекулу H_2O , а у протилежну частину напівреакції записуємо вдвічі більше гідроксид-іонів OH^- .



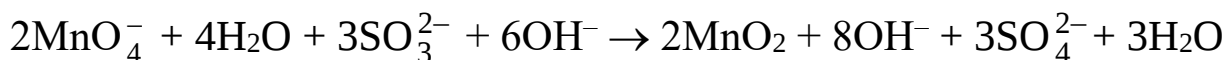
Зберігаємо баланс зарядів



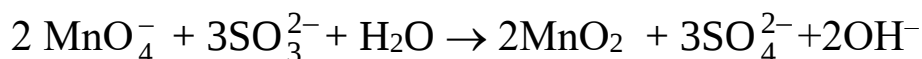
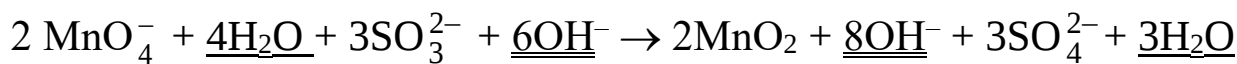
Зрівняємо кількість електронів, що віддано в процесі окиснення, та прийнято в процесі відновлення. Для цього множимо перше рівняння на два, а друге – на три. Тоді кількість відданих та прийнятих електронів буде однаковою і дорівнює шести:



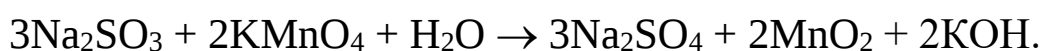
Підсумовуємо рівняння напівреакцій (спочатку ліві, а потім праві частини напівреакцій) у загальне іонне рівняння, враховуючи коефіцієнти



Скорочуємо в правій і лівій частині однакові молекули і іони.



На підставі іонного записуємо молекулярне рівняння реакції

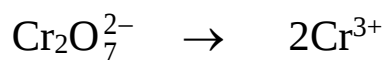


Приклад 3

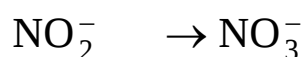
Окиснення калій нітриду калій перманганатом в *кислому середовищі*:



Ступінь окиснення хрому знижується від +6 до +3. Хром віддає електрони, відновлюється, а сам виступає окисником.

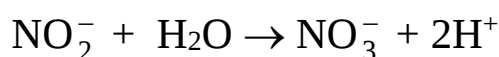
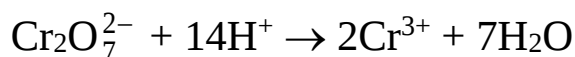


Ступінь окиснення нітрогену підвищується від +3 до +5. Нітроген приймає електрони, окиснюється, а сам виступає відновником.

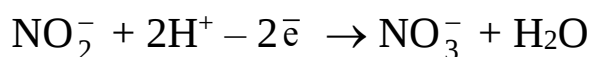
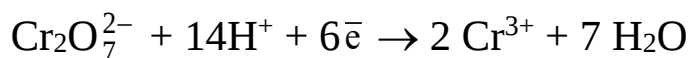


Складаємо напівреакції.

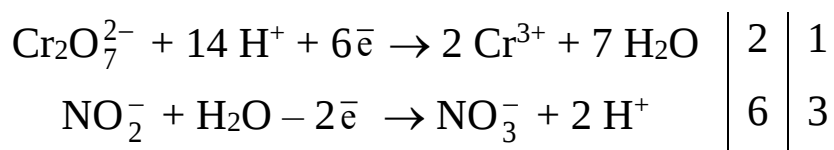
Окисно-відновний процес перебігає у кислому середовищі, тому надлишковий Оксиген зв'язуємо іонами Гідрогену H^+ , а у протилежну частину напівреакції записуємо молекули води.



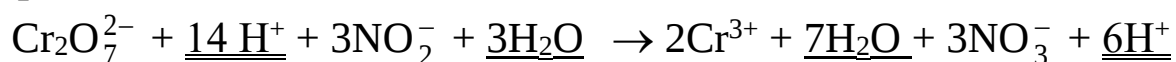
Дотримуємося балансу речовини та заряду:



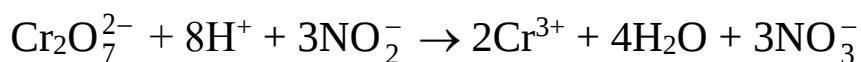
Зрівнюємо число відданих та прийнятих електронів, для цього помноживши перше рівняння на один, а друге – на три.



Підсумовуємо рівняння напівреакцій (спочатку ліві, а потім праві частини напівреакцій) у загальне іонне рівняння, враховуючи коефіцієнти:



Скорочуємо в правій і лівій частинах однакові молекули і іони.

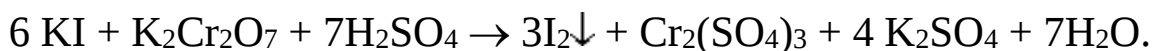
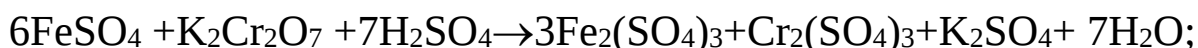
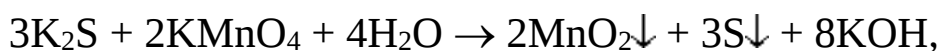


Представляємо це ж рівняння в молекулярній формі:

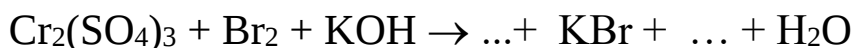
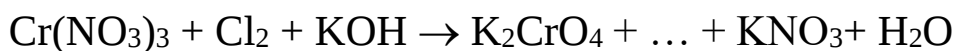


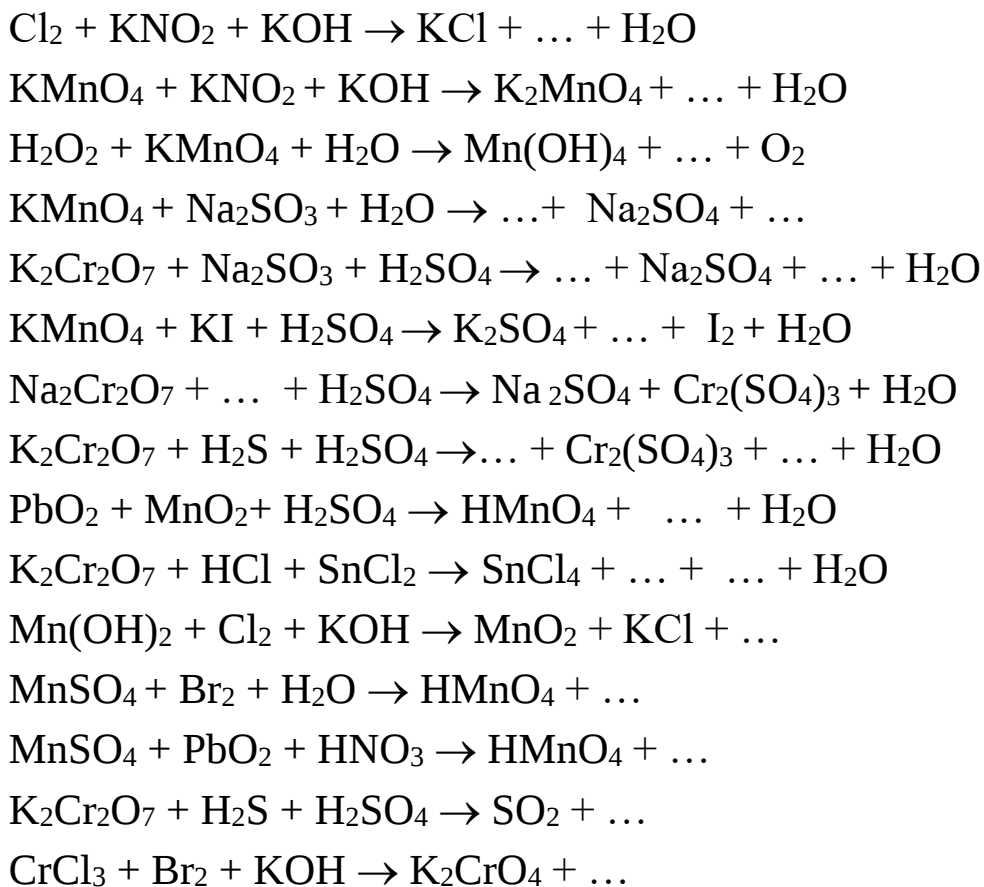
Завдання для самостійного розв'язування

1. Написати рівняння реакцій, визначити коефіцієнти методом іонно-електронного балансу (методом напівреакцій), вказати окисник, відновник в процесах:

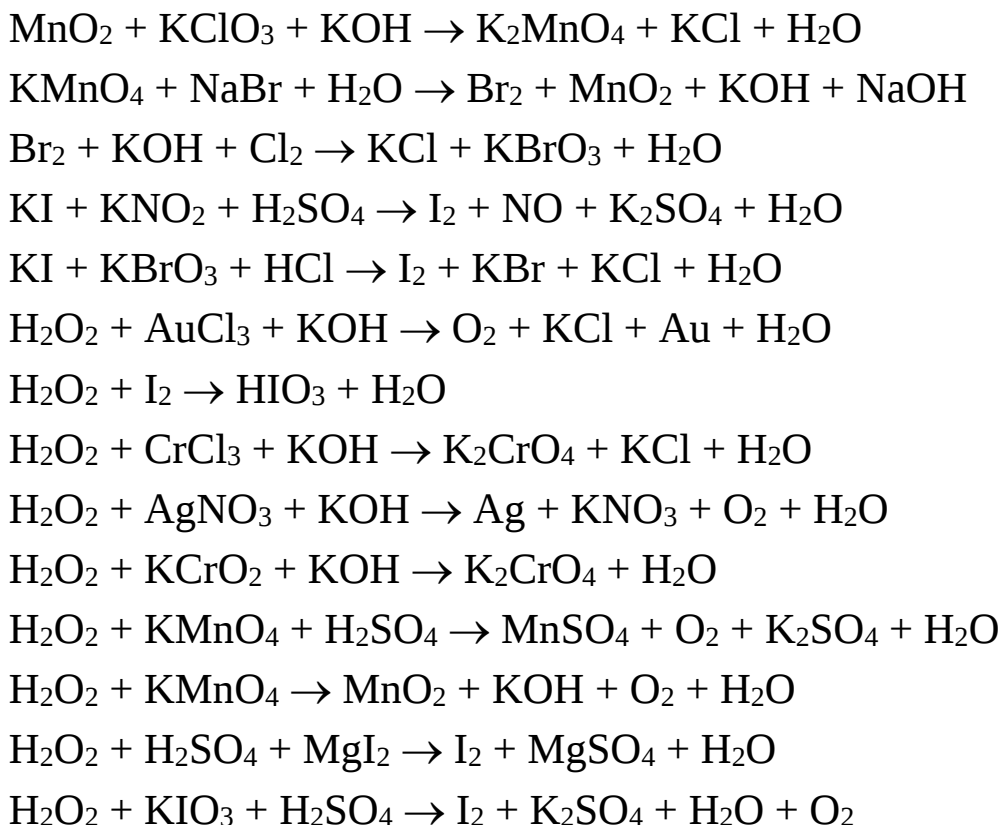


2. Дописати рівняння реакцій, визначити коефіцієнти методом іонно-електронного балансу, вказати окисник і відновник у процесах:





3. Визначити коефіцієнти іонно-електронним методом в схемах реакцій:



Питання для самоконтролю

1. Що таке ступінь окиснення? Які значення він може приймати? Чому дорівнює ступінь окиснення в молекулі?
2. В чому відмінність ступеня окиснення від валентності?
3. Які реакції відносять до окисно-відновних?
4. В чому полягають процеси відновлення, окиснення? Як змінюються значення ступеня окиснення атомів внаслідок цих процесів?
5. Наведіть приклади типових окисників.
6. Наведіть приклади типових відновників.
7. Наведіть приклади речовин, які в залежності від умов можуть проявляти властивості окисника або відновника.
8. В чому відмінність між реакціями міжмолекулярного та внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення?
9. В чому відмінність між реакціями диспропорціювання або само-окиснення-самовідновлення та реакціями контрдиспропорціювання?
10. Кількісні характеристики окисно-відносних властивостей речовин. Що являє собою стандартний електродний потенціал?
11. Як пов'язані окисно-відновні властивості речовин зі значеннями стандартних електродних потенціалів відповідних напівреакцій?
12. Як визначається можливість та напрямок окисно-відновних процесів?
13. Які фактори впливають на перебіг окисно-відновних реакцій?

Лабораторна робота

Міжмолекулярні окисно-відновні реакції

Дослід 1. *Окисні властивості калій перманганату залежно від реакції середовища*

В три пробірки налейте приблизно по 1 мл калій перманганату. Потім в одну пробірку додайте стільки ж розчину сульфатної кислоти, в другу – очищеної води, у третю – розчину лугу. Після цього в кожную з пробірок додайте краплями розчин натрій сульфіту до повної зміни кольору вихідного розчину калій перманганату. Запишіть рівняння реакцій.

- Як змінюється колір розчину в кожній пробірці? Які продукти відновлення перманганат-іону спостерігаються в залежності від рН середовища? На основі відповідних стандартних окисно-відновних потенціалів з'ясувати, в якому середовищі перманганат-іон виявляє найбільш високу окисну активність.

Дослід 2. *Окисні властивості калій дихромату*

1. Налийте в пробірку невелику кількість (1-2 мл) розчину калій дихромату, підкисліть рівним об'ємом 10 % сульфатної кислоти, прилийте краплями розчин натрій сульфіту до тих пір, поки не з'явиться стійке забарвлення. Якого кольору отриманий розчин?

2. Використовуючи значення стандартних окисно-відновних потенціалів, визначте можливість заміни калій перманганату в перших трьох дослідах на калій дихромат. Підтвердіть розрахунок дослідом.

- Запишіть рівняння реакцій, які ви спостерігали.

Дослід 3. *Окисно-відновна двоїстість нітритів та пероксиду водню*

а) До 3-4 крапель розчину калій перманганату прилийте 5-6 крапель 10 % сульфатної кислоти, а потім краплями розчин натрій нітриту до повного зникнення забарвлення розчину.

б) До 3-4 крапель розчину калій йодиду додайте стільки ж 10 %

розчину сульфатної кислоти та 1-2 краплі розчину крохмалю, потім 2-4 краплі розчину натрій нітриту.

- Що спостерігається? Яка газоподібна речовина є продуктом відновлення нітрит-іону? Чим можна пояснити походження бурого газу у верхній частині пробірки?

- При написанні рівнянь реакцій натрій нітриту з калій перманганатом та йодид-іоном в кислому середовищі вкажіть роль нітрит-іону (нітратної кислоти) в цих реакціях.

в) До підкисленого розчину калій перманганату додайте краплями 3%-го розчину пероксиду водню до повного знебарвлення розчину. Перевірте газ, що виділяється, за допомогою тліючої скіпки.

г) До 3-4 крапель калій йодиду, підкисленого рівним об'ємом сульфатної кислоти, додайте 3-4 краплі 3 % розчину пероксиду водню.

- Що відбувається? Як можна встановити продукт реакції? При написанні останніх двох рівнянь вказати роль H_2O_2 в цих окисно-відновних процесах.

Дослід 4. Окисні властивості нітратної кислоти

Помістіть в пробірку трохи мідних ошурок і додайте до них 1 мл концентрованого розчину нітратної кислоти. Запишіть рівняння реакції.

- Який газ виділяється? Чим обумовлений колір розчину?

Дослід 5. Окисні властивості галогенів

В пробірку налейте 1 мл розчину калій йодиду та додайте 2-3 краплі бромної води. До отриманого розчину додайте 3-4 краплі бензолу, перемішайте енергійно розчин, визначте колір розчину.

Дослід 6. Окисні властивості калій перманганату

а) Налийте в пробірку 1 мл розчину калій перманганату, підкисліть рівним об'ємом 10 % (1М) розчину сульфатної кислоти. В другу пробірку налейте 1 мл натрій сульфідіду та приливайте краплями

розчин калій перманганату до тих пір, поки калій перманганат не перестане знебарвлюватися.

б) Налийте в пробірку 1 мл 10 % сульфатної кислоти, а потім внесіть в неї невелику кількість твердої солі ферум(II) сульфату. До отриманого розчину прилийте краплями розчин калій перманганату.

- Що відбувається?

Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції

Дослід 7. Реакції термічного розкладу солей

Закріпіть суху пробірку в штативі, внесіть в неї 2 мікрошпателі амоній дихромату та нагрійте до початку реакції. Відмітьте особливості протікання реакції (твердий продукт здати лаборанту).

- Напишіть рівняння реакцій, враховуючи, що твердим продуктом є хром(III) оксид. Визначте окисник та відновник в даному процесі.

Дослід 8. Реакції диспропорціювання

а) До 1 мл йодної води (розчин йоду в розчині калій йодиду) прилийте приблизно стільки ж концентрованого розчину натрій гідроксиду. Спостерігайте зникнення забарвлення розчину. Можна обережно нагріти розчин.

Увага! Під час нагрівання розчину отвір пробірки необхідно направити в бік від працюючого та його сусідів. Використовуйте для роботи тримач та окуляри.

Нагрівання закінчити після того, як зникне забарвлення розчину.

- Напишіть рівняння реакцій, враховуючи, що продуктом реакції окиснення йоду в лужному середовищі є йодат-іон.

До охолодженого розчину додайте по краплям розведену сірчану кислоту до отримання слабо кислого середовища.

- Що за такої умови спостерігається? Як назвати процес, що відбувається?

б) До 1 мл 1М розчину калій перманганату додайте стільки ж манган(II) сульфату. Що спостерігаєте?

- Напишіть рівняння реакції. Чи зміниться реакція, якщо використовувати підкислений розчин калій перманганату?

5.8. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Сучасний зміст поняття «комплексна сполука» (КС). Будова КС за Вернером: центральний атом, ліганди, координаційне число, внутрішня і зовнішня координаційні сфери КС. Природа хімічного зв'язку в КС (метод ВЗ і теорія кристалічного поля). Спектри і магнітні властивості КС.

Умови перебігу реакцій комплексоутворення. Утворення і дисоціація КС в розчинах. Константи стійкості та константи нестійкості комплексних іонів (ступінчасті та загальні).

Класифікація, номенклатура та ізомерія КС. Комплексні кислоти, основи, солі. Карбоніли металів, хелатні і макроциклічні КС. Кластерні і клатратні сполуки.

Біологічна роль КС. Металоферменти, поняття про будову їх активних центрів. Утворення комплексів між неорганічними і біологічними сполуками. Метало-лігандний гомеостаз. Хімічні основи використання КС у фармацевтичному аналізі і медицині.

Комплексними називають складні сполуки, які містять комплексний іон, що складається з комплексоутворювача та координованих навколо нього лігандів і здатний самотійно існувати у розчині.

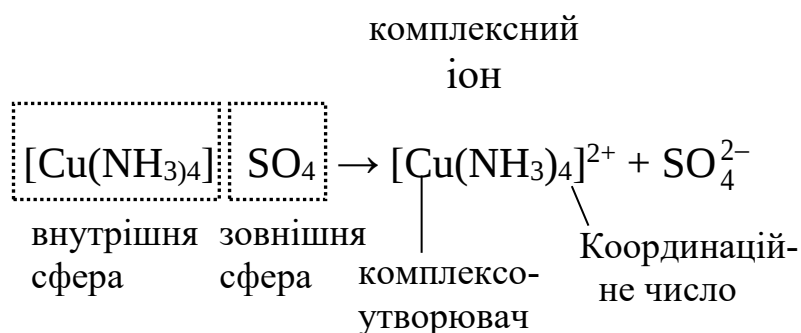
Комплексоутворювачем вважають центральний атом або іон, до якого приєднуються нейтральні молекули або аніони.

Найбільш типовими комплексоутворювачами є d- і f-елементи та їх катіони (Cr, Co, Ni, Fe, Mn та катіони Ag^+ , Au^+ , Cu^+ , Cu^{2+} , Hg^{2+} , Cd^{2+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Pt^{2+} , Pt^{4+} тощо). Атоми та катіони цих елементів мають малий атомний радіус та великий заряд ядра, тому вони легко поляризують аніони та молекули лігандів, утворюючи водночас комплексні іони.

Лігандами називають молекули або іони, які координуються навколо комплексоутворювача. Лігандами можуть бути нейтральні молекули або аніони.

Внутрішня сфера складається з центрального іона комплексоутворювача і координованих навколо нього лігандів, або адендів (іонів протилежного знака або молекул). Внутрішню координаційну сферу позначають у квадратних дужках. Вона може бути нейтральною або мати певний позитивний або негативний заряд.

Решта іонів, які не входять у внутрішню координаційну сферу, утворюють *зовнішню сферу*. Внутрішня сфера в разі розчинення зберігає стабільність, її позначають квадратними дужками.



Координаційне число (*характеристика комплексоутворювача*)- кількість місць у комплексному іоні, які займають ліганди (кількість зв'язків, які утворює комплексоутворювач з лігандами).

Координаційне число комплексоутворювача може змінюватися від 2 до 12, найчастіше воно має значення 2, 4, 6.

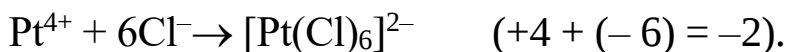
Координаційна ємність (дентатність) (*характеристика лігандів*) – кількість місць, які займає кожний ліганд у комплексному іоні (кількість зв'язків, які утворює кожний ліганд з комплексоутворювачем).

Ліганди, які у внутрішній координаційній сфері займають одне місце, називають *монодентатними* (F^- , Cl^- , Br^- , I^- , OH^-), два – *бідентатними* (CO_3^{2-} , SO_4^{2-}), більше – *полідентатними*.

У водних розчинах комплексні сполуки практично повністю дисоціюють з утворенням комплексних іонів:



Заряд комплексного іона дорівнює заряду зовнішньої сфери, взятому з протилежним знаком або алгебраїчній сумі зарядів іонів, що його утворюють:



Електронейтральні молекули не впливають на заряд комплексного іона, наприклад:



Залежно від заряду комплексного іона комплексні сполуки поділяють на:

- катіонні – $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ (заряд комплексного іона позитивний, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$)
- аніонні – $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (заряд комплексного іона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ негативний);
- нейтральні – $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ комплекси – комплексна сполука не має іонів зовнішньої сфери і заряд її комплексного іона дорівнює нулю.

Класифікація комплексних сполук

За зарядом комплексного іону

<i>Катіонні</i>	<i>Аніонні</i>	<i>Нейтральні</i>
заряд комплексного іону позитивний	заряд комплексного іону негативний	комплексний іон не має заряду
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}\text{SO}_4$	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$

За належністю до певного класу

Комплексні кислоти	Комплексні основи	Комплексні солі
$\text{H}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]_2(\text{SO}_4)_3$

Назви комплексних сполук складають за тими самими принципами, що й назви простих, з урахуванням їх хімічної природи. Спочатку називають комплексний катіон (або простий катіон) у називному відмінку, потім простий аніон (або комплексний аніон). Якщо сполука не є електролітом (нейтральні комплекси без зовнішньої сфери), то її називають одним словом.

У назвах комплексних іонів спочатку називають ліганди, а потім комплексоутворювач, не розділяючи їх, в дужках після назви комплексоутворювача зазначають його ступінь окиснення.

Ліганди у комплексі перелічують без розділення їх дефісом один від одного у **алфавітному порядку**.

Кількість лігандів позначають грецькими числівниками: 1 – *моно*, (переважно не наводять), 2 – *ди* (*ді*), 3 – *три*, 4 – *тетра*, 5 – *пента*, 6 – *гекса*. Назви найпоширеніх лігандів наведені в таблиці

<i>Ліганд</i>	<i>Назва ліганду</i>
негативно заряджених	
H^-	гідридо-
OH^-	гідроксо-
Br^-	бромो-
I^-	йодо-
Cl^-	хлоро-
F^-	флуоро-
O^{2-}	оксо-
O_2^{2-}	пероксо-
N_3^-	азидо-
NO_3^-	нітрато-
NO_2^-	нітрино- або нітро-
CO_3^{2-}	карбонато-
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	оксалато-
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	тіосульфато-

SO_4^{2-}	сульфато-
CN^-	ціано-
SCN^-	тіоціонато-
нейтральні молекули	
H_2O	аква
NH_3	амін
CO	карбоніл
N_2H_4	гідразин
CS	тіокарбоніл
NO	нітрозил

Сполуки з комплексними аніонами – спочатку називають катіон, потім перелічують ліганди і називають центральний атом із закінченням *-ат*. Ступінь окиснення центрального атома вказують у дужках римськими цифрами.

Наприклад,

$\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ – калій гексахлороплатинат(IV);

$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ – натрій тетрагідроксоцинкат(II);

$\text{K}_2[\text{Fe}(\text{NO})(\text{CN})_5]$ – калій нітрозилпентаціаноферат(III);

$\text{H}[\text{AuCl}_4]$ – гідроген тетрахлороаурат(III);

$\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$ – калій діамінтетранітрокобальтат(III).

Сполуки з комплексними катіонами – спочатку називають комплексний катіон, а потім аніон, комплексний катіон читають справа наліво, вказуючи ліганди в алфавітному порядку та їх число. Останнім називають комплексоутворювач, для якого у круглих дужках римськими цифрами вказують його ступінь окиснення. Назви аніона та катіона записують окремо:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{ClO}_4$ – діамінаргентум(I) перхлорат;

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]\text{SO}_4$ – пентааквагідроксоалюміній(III) сульфат;

$[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_2\text{OH}]\text{NO}_3$ – аквадіамінгідроксоплатина(II) нітрат.

Нейтральні комплекси без зовнішньої сфери – центральний атом наводять у називному відмінку, ступінь окиснення центрального

атома не наводять, оскільки його однозначно можна визначити з електронейтральності комплексу:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ – триамінтрихлорокобальт;

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{F}_3]$ – триакватрифторохром;

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – діаміндихлороплатина;

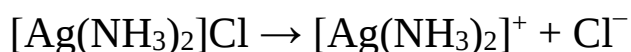
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$ – триамінтринітрокобальт.

Стійкість комплексних сполук

Кожна молекула комплексної сполуки у розчинах розпадається на комплексний іон та іони зовнішньої сфери. Цю стадію дисоціації комплексних сполук називають **первинною дисоціацією**.

Дисоціація комплексних сполук	
<i>Первинна</i>	<i>Вторинна</i>
розпад комплексної сполуки з утворенням комплексного іона та іонів зовнішньої сфери	розпад комплексної сполуки з утворенням комплексоутворювача та лігандів
$\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \leftrightarrow 3 \text{K}^+ + [\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$	$[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-} \leftrightarrow \text{Al}^{3+} + 6 \text{OH}^-$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2 \leftrightarrow [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + 2 \text{Cl}^-$	

Оскільки комплексні іони зв'язані з катіонами та аніонами зовнішньої сфери за допомогою іонного зв'язку, первинна дисоціація комплексних сполук перебігає за типом сильних електролітів. Процес дисоціації необоротний, тому іони зовнішньої сфери повністю взаємодіють з реактивами, які утворюють з ними важкорозчинні сполуки:



Комплексні іони, у свою чергу, піддаються *вторинній дисоціації*, внаслідок якої відщеплюють ліганди. Оскільки ліганди з комплексоутворювачем зв'язані ковалентним зв'язком, така

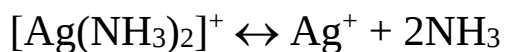
дисоціація перебігає за типом слабких електролітів. Оборотний розпад внутрішньої сфери комплексу є ступінчастим:



Сумарний процес дисоціації комплексного іона виражають рівнянням реакції:



Оскільки дисоціація комплексних іонів є оборотним процесом, до стану їх рівноваги застосовують закон діючих мас і записують вираз для константи рівноваги. Для комплексних сполук такі константи називають константами нестійкості.



$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2}{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]}$$

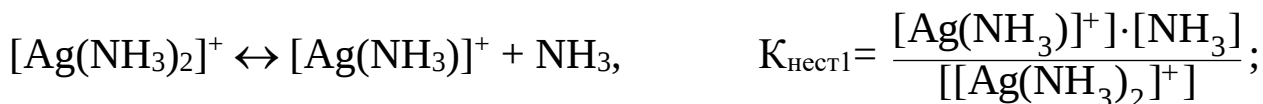
Значення константи нестійкості комплексної сполуки, тобто стійкість комплексних сполук залежить від природи комплексоутворювача, лігандів та характеру зв'язку між ними. Чим більша константа нестійкості, тим сильніше дисоціює комплекс на іони у водних розчинах, тим менш стійкою є комплексна сполука.

$K_{\text{нест}} < 10^{-5}$ стійкі комплексні сполуки;

$K_{\text{нест}} = 10^{-5} - 10^{-1}$, комплексні сполуки середньої стійкості;

$K_{\text{нест}} > 10^{-1}$ малостійкі комплексні сполуки.

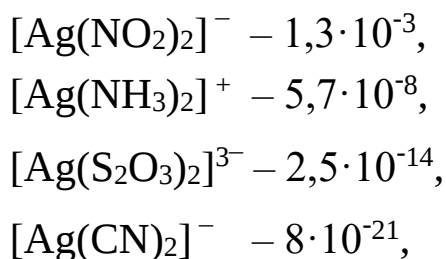
Дисоціація комплексних іонів у розчині відбувається ступінчасто і кожній стадії дисоціації відповідає своя ступенева константа нестійкості:



Загальна (сумарна) константа нестійкості є добутком ступінчастих констант нестійкості (дисоціації):

$$K_{\text{нест}} = K_{\text{нест1}} \cdot K_{\text{нест2}} \cdot \dots \cdot K_{\text{нест n}}$$

Наприклад, якщо однотипні комплексні іони сильно розрізняються загальними константами нестійкості:

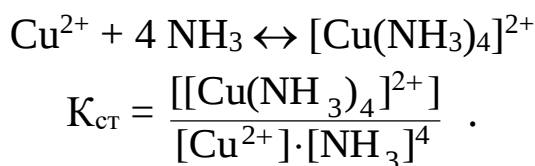


то найбільш сильним електролітом, тобто найменш міцним буде перший, а найбільш слабким електролітом (тобто найбільш міцним) – останній.

Для характеристики стійкості комплексних сполук використовують також **константу стійкості**, яка є оберненою величиною до константи нестійкості

$$K_{\text{ст}} = \frac{1}{K_{\text{нест}}},$$

та характеризує рівновагу процесу комплексоутворення:



Чим стійкіша комплексна сполука у розчині, тим більшою є її константа стійкості. Чим міцніший комплексний іон, тим менша його константа нестійкості і більша константа стійкості.

Для того, щоб ступеневі константи нестійкості та ступеневі *константи стійкості відповідали одна одній, їх нумерацію надають в оберненому порядку, тобто*

$$\begin{aligned}K_{\text{ст}1} &= \frac{1}{K_{\text{нест}6}}, \quad K_{\text{ст}2} = \frac{1}{K_{\text{нест}5}} \dots \quad \text{або} \\ K_{\text{ст}6} &= \frac{1}{K_{\text{нест}1}}, \quad K_{\text{ст}5} = \frac{1}{K_{\text{нест}2}} \dots\end{aligned}$$

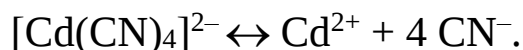
Приклади розв'язання задач

Приклад 1

Розрахувати концентрацію іонів Cd^{2+} в 0,1 М розчині $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, який містить, крім того 6,5 г/л KCN.

Дано:	Розв'язання:
$C_{\text{M}}(\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]) = 0,1 \text{ М}$ $C_{\text{KCN}} = 6,5 \text{ г/л}$ $K_{\text{нест}}[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} = 7,8 \cdot 10^{-18}$ $C(\text{Cd}^{2+}) = ?$	Для того, щоб здійснити перехід від концентрації в [г/л] $\rightarrow$ моль/л, потрібно концентрацію в [г/л] поділити на молярну масу. $M(\text{KCN}) = 65 \text{ г/моль}$, тобто $\frac{6,5 \frac{\text{г}}{\text{л}}}{65 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = \frac{6,5 \text{ г} \cdot \text{моль}}{65 \text{ л} \cdot \text{г}} = 0,1 \text{ моль/л}$

Вторинна дисоціація комплексного іону відбувається за рівнянням:



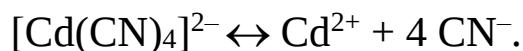
$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{CN}^-]^4}{[[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}]} = 7,8 \cdot 10^{-18}$$

Дисоціація KCN відбувається за рівнянням



В розчині присутні іони CN^- , які з'явилися внаслідок дисоціації комплексного іона $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ та KCN.

Тому за наявності надлишку іонів CN^- рівновага



зміщена вліво настільки, що кількістю іонів CN^- , які утворились внаслідок дисоціації комплексного іона, можна знехтувати. Тоді концентрація іонів CN^- дорівнює концентрації KCN.

$[\text{CN}^-] = 0,1 \text{ моль/л}$ (дорівнює загальній концентрації KCN)

Комплексна сіль дисоціює $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4] \leftrightarrow 2 \text{K}^+ + [\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ і рівноважна концентрація іона $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ може бути прирівняна до загальної концентрації комплексної солі (0,1 моль/л).

$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} = 0,1 \text{ моль/л}$ (дорівнює загальній концентрації комплексної солі).

Виходячи з виразу $K_{\text{нест}}$ знаходимо концентрацію іонів

$$[\text{Cd}^{2+}] = \frac{7,8 \cdot 10^{-18} \cdot 0,1}{0,1^4} = 7,8 \cdot 10^{-15} \text{ моль/л.}$$

Відповідь: концентрація іонів Cd^{2+} дорівнює $7,8 \cdot 10^{-15}$ моль/л.

Приклад 2

Розрахуйте ступінь окиснення комплексоутворювача, заряд комплексного іона $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ та координаційне число.

Розв'язання:

1. Катион натрію має заряд «1+», три катіона створюють заряд «3+», отже, аніон має заряд «3-».

2. Ступінь окиснення комплексоутворювача розраховуємо таким чином:

$$\begin{aligned} [\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}, \text{ заряд комплексного іона} &= -3 \\ x(\text{Ag}) + 2 \cdot (-2(\text{S}_2\text{O}_3)) &= -3; \\ x &= +1. \end{aligned}$$

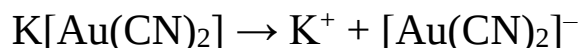
3. Враховуючи, що тіосульфат-іон – це монодентатний ліганд, то кількість лігандів дорівнює координаційному числу. Координаційне число дорівнює 2.

Приклад 3

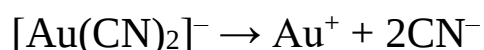
Складіть рівняння первинної та вторинної електролітичної дисоціації комплексної сполуки $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2]$. Напишіть вираз для загальної константи нестійкості комплексного іона.

Розв'язання:

Первинна дисоціація комплексної сполуки відбувається за рівнянням:



Вторинна дисоціація комплексного іону відбувається за рівнянням:



$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Au}^+] \cdot [\text{CN}^-]^2}{[[\text{Au}(\text{CN})_2]^-]}.$$

Приклад 4

Користуючись значеннями констант нестійкості та ДР, визначте, чи можливо розчинення осаду за рахунок процесу комплексоутворення: $\text{HgI}_2\downarrow + 2 \text{KI} \leftrightarrow \text{K}_2[\text{HgI}_4]$

Розв'язання:

$$K_{\text{нест}} [\text{HgI}_4]^{2-} = 1,5 \cdot 10^{-30}, \text{ ДР}(\text{HgI}_2) = 10^{-10}.$$

Оскільки константа нестійкості комплексного іону значно менше добутку розчинності осаду, то рівновага зміститься у бік речовини з меншою константою $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ і осад розчиниться.

Задачі для самостійного розв'язання

1. Визначте заряд комплексних іонів: $[\text{Pt}^{+4}(\text{CN})_4\text{Cl}_2]$, $[\text{Pt}^{+4}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]$, $[\text{Cr}^{+3}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]$, $[\text{Fe}^{+3}(\text{SCN})_6]$.
2. Обчисліть заряди таких комплексних іонів, утворених атомами Паладію(II), Платини(II), Феруму(II), Нікелю(II): $[\text{Pd}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{NO}_2]$, $[\text{PdCl}(\text{NH}_3)_2\text{H}_2\text{O}]$, $[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NH}_3]$, $[\text{Ni}(\text{CN})_4]$, $[\text{Fe}(\text{CNS})_6]$. Допишіть зовнішню координаційну сферу і назвіть отримані комплексні сполуки.
3. Визначте ступені окиснення, координаційні числа феруму та кобальту в сполуках: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{CNS})_4]$. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації цих комплексних сполук і рівняння констант нестійкості комплексних іонів.
4. Визначте ступінь окиснення та координаційне число комплексоутворювача в таких комплексних сполуках і напишіть їх назви: $\text{K}[\text{AuBr}_4]$, $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$, $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$, $\text{H}[\text{Co}(\text{CN})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$, $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $\text{Ba}[\text{Cu}(\text{SCN})(\text{CN})_3]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4](\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_3$.
5. Напишіть формули таких комплексних сполук:
 - а) калій диціаноаргентат(I);
 - б) гексааміннікель(II)хлорид;
 - в) тетрааміндикарбонатохром(III)сульфат;
 - г) магнійгідроксотрифтороберілат(II).

6. Основні способи добування комплексних сполук. За допомогою яких реакцій можна добути: $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_2[HgI_4]$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $K[Ag(CN)_2]$, $Na_3[Al(OH)_6]$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$? Дайте назви цим сполукам. Напишіть вираз константи нестійкості комплексних іонів.
7. Напишіть рівняння для ступінчастих та загальних констант стійкості комплексних іонів $[Ag(CN)_2]^-$, $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, $[BiI_2]^-$.
8. Напишіть рівняння дисоціації у розчинах таких координаційних сполук: $H_2[PtCl_6]$, $[Ni(NH_3)_6](OH)_2$, $K_2[Hg(SCN)_4]$.
9. Розташуйте в порядку підвищення стійкості такі комплексні іони: $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$ ($K_n = 1 \cdot 10^{-7}$), $[Cu(CN)_4]^{2-}$ ($K_n = 5 \cdot 10^{-28}$), $[Ag(NH_3)_2]^+$ ($K_n = 6,8 \cdot 10^{-8}$), $[HgI_4]^{2-}$ ($K_n = 5 \cdot 10^{-31}$).
10. Напишіть рівняння реакцій, які перебігають з утворенням комплексних сполук з координаційним числом 6:
 $Cr_2(SO_4)_3 + NaOH_{(надл)} \rightarrow$
 $Fe(OH)_3 + KCN_{(надл)} \rightarrow$
 $Ni(OH)_2 + NH_3 \cdot H_2O_{(надл)} \rightarrow$
11. Користуючись значеннями констант нестійкості та ДР, установіть, в яких випадках відбудеться взаємодія між розчинами електролітів. Напишіть молекулярні та іонні рівняння реакцій:
 $[Ag(NH_3)_2]Cl + KI \rightarrow \dots$ $K_4[Fe(CN)_6] + NaOH \rightarrow \dots$
 $K_2[HgI_4] + KCN \rightarrow \dots$ $[Cu(NH_3)_4]SO_4 + Na_2S \rightarrow \dots$
 $Na_3[Cr(OH)_6] + H_2SO_4 \rightarrow \dots$ $AgCl + Na_2S_2O_3 \rightarrow \dots$
12. Обчисліть концентрацію хлорид-іонів в 0,1 М розчині аргентум(I)діамін хлориду.
13. Обчисліть концентрацію іонів Ag^+ в 0,1 М розчині $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, що містить у надлишку 1 моль/л NH_3 .
Відповідь: $9,3 \cdot 10^{-9}$ моль/л.
14. Константа нестійкості іона $[Ag(CN)_2]^-$ становить $1 \cdot 10^{-21}$. Розрахуйте концентрацію іонів Ag^+ в 0,05 М розчині $K[Ag(CN)_2]$, який містить, крім того, 0,01 моль/л KCN .
Відповідь: $5 \cdot 10^{-19}$ моль/л.

15. Константи нестійкості іонів $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} = 1,4 \cdot 10^{-17}$, $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} = 3,0 \cdot 10^{-16}$, $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} = 4,0 \cdot 10^{-14}$. У розчині якого комплексного іона буде міститись більше CN^- при однаковій молярній концентрації комплексних іонів?
16. Розрахуйте концентрацію іонів Ag^+ в 0,1 М розчині $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, якщо константа нестійкості комплексного іона дорівнює $5,89 \cdot 10^{-8}$. Розчин комплексної солі містить 5 г/л NH_3 .
Відповідь: $7,01 \cdot 10^{-8}$ моль/л.
17. Константа нестійкості комплексного іона $[\text{CdI}_4]^{2-}$ дорівнює $7,94 \cdot 10^{-7}$. Обчисліть концентрацію іонів Кадмію в 0,1 М розчині $\text{K}_2[\text{CdI}_4]$, який містить 0,1 моль KI в 1 л розчині.
Відповідь: $7,94 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Питання для самоконтролю

1. Які хімічні сполуки називаються комплексними?
2. Дайте визначення дентатності лігандів та наведіть приклади моно-, ди- та полідентатних лігандів.
3. Основні положення координаційної теорії будови комплексних сполук А. Вернера.
4. У наведених комплексних сполуках: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{H}_2[\text{SiF}_4]$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$ вкажіть зовнішню та внутрішню сфери, комплексоутворювач, ліганди, заряд внутрішньої сфери. Вкажіть, до яких класів неорганічних сполук належать ці комплекси.
5. Наведіть класифікацію комплексних сполук за зарядом комплексного іона; за належністю до певного класу.
6. Що таке внутрішньоконкомплексні сполуки? Хелати?
7. Наведіть принцип побудови назв комплексних сполук.
8. Що називається константою нестійкості комплексного іона?
9. Як співвідносяться між собою константи нестійкості та константи стійкості комплексних сполук?

10. Напишіть рівняння первинної та вторинної дисоціації комплексних сполук $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$ та $(\text{NH}_4)_2[\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$.
11. Наведіть приклади катіонних та аніонних комплексних сполук хрому з лігандами: NH_3 , H_2O , CN^- , дайте їм назви.
12. Які типи ізомерії характерні для комплексних сполук?

Лабораторна робота

Типи комплексних сполук та їх добування

Дослід 1. Аніонні комплекси

а) Натрій дихлороаргентат(I)

Виходячи з розчинів аргентум(I) нітрату і натрій хлориду, добудьте за обмінною реакцією аргентум(I) хлорид. На осад подійте насиченим розчином натрій хлориду. Складіть рівняння реакцій.

- Порівняйте відношення добутого розчину і розчину аргентум(I) нітрату до лугу.

б) Калій тетраїodobісмутат(III)

У пробірку до 3-4 мл розчину бісмут нітрату додавайте краплями розчин калій йодиду до утворення темно-бурого осаду бісмут йодиду. Розчиніть цей осад у надлишку калій йодиду. Який колір має добутий розчин?

- Чи може це забарвлення зумовлюватися присутністю іонів K^+ , I^- , Bi^{3+} ? Який з цих іонів може бути комплексоутворювачем? З якими лігандами він міг утворити у даному розчині складний іон? Відповідь мотивуйте.

в) Калій тетраїодомеркурят(II)

У дві пробірки помістіть по 2-3 мл розчину меркурій(II) нітрату. Одну пробірку залиште як контрольну, а до другої додайте розчин калій йодиду до повного розчинення жовтогарячого осаду меркурій(II) йодиду, що утворюється спочатку. Випробуйте розчини на присутність іонів Hg^{2+} , додавши до кожної пробірки по 2 мл розчину NaOH . З якого розчину випадає жовтий осад меркурій(II)

оксиду? Чому у другій пробірці при дії лугу осад не випадає?

- Напишіть рівняння проведених реакцій: утворення меркурій(II) йодиду, взаємодії меркурій(II) йодиду з надлишком калій йодиду (координаційне число іона Hg^{2+} дорівнює 4). Напишіть рівняння електролітичної дисоціації меркурій(II) нітрату та добутої комплексної солі – калію тетраїодомеркурату(II) $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$.

г) Гідроксокомплекси

У три пробірки помістіть окремо розчини солей цинку, хрому(III) та алюмінію та до кожної з них додавайте краплями розчин лугу. Спостерігайте спочатку випадіння осадів, а потім їх розчинення в надлишку лугу.

- Напишіть рівняння реакцій, враховуючи, що утворюються розчинні гідроксокомплекси, що містять іони $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ та $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$.

- Знаючи, що цинк, хром та алюміній гідроксиди розчиняються в кислотах, вкажіть, до якого типу вони належать.

Дослід 2. Катіонні комплекси

а) Комплексна основа нікелю(II)

Добудьте осад нікель(II) гідроксиду, помістивши у пробірку 3-4 мл розчину нікель(II) сульфату і такий самий об'єм розчину NaOH . Смужкою фільтрувального паперу вилучіть рідку фазу. До осаду додайте 5-6 мл розчину амоніаку з масовою часткою 25 %. Що відбувається? Порівняйте забарвлення іонів Ni^{2+} у розчині нікель(II) сульфату із забарвленням добутого розчину. Присутністю яких іонів зумовлене забарвлення розчину? Напишіть рівняння реакцій: утворення нікель(II) гідроксиду, взаємодію нікель(II) гідроксиду з амоніаком та рівняння електролітичної дисоціації утвореної комплексної основи (координаційне число нікелю прийняти рівним 6).

- Яка основа є більш сильною: проста чи комплексна? Відповідь обґрунтуйте.

б) Комплексна основа кадмію

Добудьте у пробірці осад кадмій гідроксиду, додавши до розчину солі кадмію рівний об'єм розчину NaOH. До добутого гідроксиду додайте розчин амоніаку з масовою часткою 25 % до повного розчинення осаду. Напишіть рівняння реакцій добування тетраамінокадмій(II) гідроксиду та його електролітичної дисоціації.

- Яка основа є більш сильним електролітом: гідроксид кадмію чи його комплексна основа? Відповідь обґрунтуйте.

в) Тетраамінокупрум(II) сульфат

До 3 мл розчину купрум(II) сульфату додайте 2 мл розчину амоніаку. Спостерігайте утворення осаду основної солі $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Потім краплями додайте надлишок розчину амоніаку. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій (координаційне число Cu^{2+} дорівнює 4).

Реакції комплексних сполук

Дослід 3. Розчинення осадів за рахунок процесу комплексоутворення

Добудьте за обмінною реакцією осад AgBr, розділіть його на дві пробірки. На одну частину подійте розчином амоніаку, на іншу – розчином натрій тіосульфату.

- Поясніть те, що спостерігається, напишіть рівняння реакцій.

Дослід 4. Комплексні сполуки у реакціях обміну

До пробірки з 4-5 мл розчину купрум(II) сульфату додайте такий самий об'єм розчину комплексної солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Зазначте колір осаду купрум(II) гексаціаноферату(II), що утворився. Напишіть молекулярне та іонне рівняння реакції.

Дослід 5. Стійкість комплексних іонів. Руйнування іонів

Добудьте тетраамінокупрум(II) сульфат (дослід 2в). Випробуйте дію розчину амоній оксалату та натрій сульфід у добутий розчин комплексної солі купрум(II). Від дії якого розчину випадає осад? На присутність яких іонів у розчині комплексної солі вказує утворення

цього осаду? Чи збереглося забарвлення комплексу купруму(II) у розчині? Напишіть рівняння електролітичної дисоціації комплексної солі купруму(II) – первинної та вторинної, та вираз константи нестійкості комплексного іона.

- Поясніть, чому осад утворюється лише в одній пробірці.

Дослід 6. Комплексні сполуки в окисно-відновних реакціях

а) Відновлення калій гексаціаноферату(III)

В пробірку помістіть 8-9 мл 0,1н розчину калій йодиду, 6-8 мл розчину хлоридної кислоти та 5-6 мл бензолу. Відзначте, що бензол залишається безбарвним. Додайте один мікрошпател ь кристалів комплексної солі калій гексаціаноферату(III) $K_3[Fe(CN)_6]$ та перемішайте розчин скляною паличкою. За тим, як змінюється забарвлення бензолу переконайтеся, що виділяється вільний йод.

- Напишіть рівняння реакції взаємодії калій гексаціаноферату(III) з калій йодидом, враховуючи, що $K_3[Fe(CN)_6]$ переходить за такої умови у $K_4[Fe(CN)_6]$ (кислоту в рівняння реакції не вводити). Вкажіть окисник та відновник.

б) Окиснення калій гексаціаноферату(II)

Помістіть у пробірку 4-5 мл розчину калій пермаганату, підкисліть розведеною сульфатною кислотою та додайте краплями розчин калій гексаціаноферату(II). Зазначте колір осаду, що утворився.

- Напишіть рівняння реакції, враховуючи, що комплекс ферруму(II) переходить у комплекс ферруму(III) з тим самим координаційним числом, а калій перманганат відновлюється до манган(II) сульфату.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Вакулюк П. В., Забава Л. К., Бабич Н. М., Бурбан А. Ф. Загальна хімія. Навч.-метод, посіб. для студ. ф-тів природн, спец. ун-тів. К.: НаУКМА, 2015. 268 с.
2. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів. Приготування розчинів. Колігативні властивості розчинів: метод. вказ. для студентів 1-го курсу / уклад. Г.О. Сирова, О. С. Каліненко, В.М. Петюніна, В.О. Макаров, С.В. Андрєєва та ін. Харків: ХНМУ, 2017. 28 с.
3. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М., Голуб О.А. Загальна хімія. Підручник. К.: «Вища школа», 2009. 471 с.
4. Жак О. В., Каличак Я. М. Загальна хімія: Навчальний посібник. Львів : Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2010. 368 с.
5. Загальна хімія : навч. посібник / В. І. Булавін та ін. ; заг. ред. В. І. Булавін ; Нац. техн. ун-т "Харків. політехн. ін-т". Вид. 2-ге, переробл. та допов. Харків : НТУ "ХПІ", 2019. 376 с.
6. Загальна хімія: підручник / Панасенко О.І. [та ін.]. Запоріжжя, 2015. 422 с.
7. Загальна хімія. Лабораторний практикум з неорганічної хімії. Навчально-методичний посібник для студентів І курсу хімічного факультету / Ракитська Т.Л. та ін. Одеса, 2008. 60 с.
8. Загальна хімія. Практичні заняття з неорганічної хімії. Навчально-методичний посібник для студентів І курсу хімічного факультету / Ракитська Т.Л. та ін. Одеса, 2007. 212 с.
9. 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.
10. Костік В.В., Софронков О.Н. Збірник задач із загальної хімії: Навчальний посібник. Одеса: ТЕС, 2018. 262 с.

11. 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.
12. Костік В.В., Софронков О.Н. Збірник задач із загальної хімії: Навчальний посібник. Одеса: ТЕС, 2018. 262 с.
13. Курмакова ІМ., Самойленко ПВ., Бондар ОС., Грузнова СВ. Методика розв'язування розрахункових задач з хімії. Навчальний посібник. Чернігів: НУЧК, 2018. 165 с.
14. Ліцман Ю.В., Марченко Л.І., Лебедєв С.Ю. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. Суми: Сумський державний університет, 2011. 349 с.
15. Левітін Є. Я., Бризицка А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія: підр. Для студентів вищ. навч. закл. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.
16. Назарко І. С., Вічко О. І. Загальна хімія : навч. посіб. Тернопіль : Тернопільський національний технічний університет імені Івана Пулюя, 2019. 192 с.
17. Неорганічна хімія. Практичні заняття з хімії елементів. Навчально-методичний посібник для студентів І курсу хімічного факультету / Ракитська Т.Л. та ін. Одеса, 2008. 136 с.
18. Раскола Л. А., Кіосе Т. О., Менчук В. В. Розчини. Загальна характеристика та колігативні властивості : практикум. Одеса : Одес. нац. ун-т імені І.І. Мечникова, 2022. 117 с.
19. Раскола Л. А., Кіосе Т.О. Загальна хімія. Теорія та практика: навчальний посібник : Одеса : Одес. нац. ун-т ім. І.І. Мечникова, 2019. 212 с.
20. Слободнюк Р. Є. Розрахункові задачі з хімії: методика і практика: Навчальний посібник Дніпро: Вид-во «Стандарт-Сервіс» 2017. 99 с.

ДОДАТКИ

Таблица 1

СПОЛУКА	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	ΔS_{298}° , Дж/(моль·К)
Ag(K)	0	0	42,69
AgBr(K)	- 99,16	- 95,94	107,1
AgCl(K)	- 126,8	- 109,7	96,07
AgI(K)	- 64,2	- 66,3	114,2
AgF(K)	-202,9	- 184,9	83,7
AgNO ₃ (K)	- 120,7	- 32,2	140,9
Ag ₂ O(K)	- 30,56	-10,82	121,7
AgCO ₃	- 506,1	- 437,1	167,4
Al(κ)	0	0	28,31
Al ₂ O ₃ (K)	- 1675,0	- 1576,0	50,94
Al(OH) ₃ (K)	- 1275,7	- 1139,72	71,1
AlCl ₃ (κ)	- 697,4	- 636,8	167,0
Al ₂ (SO ₄) ₃ (K)	- 3434,0	- 3091,0	239,2
As(K)	0	0	35,1
As ₂ O ₃ (K)	- 656,8	- 575,0	107,1
As ₂ O ₅ (K)	- 918,0	- 772,4	105,4
Au(K)	0	0	47,65
AuF(K)	- 74,3	- 58,6	96,4
AuF ₃ (κ)	- 348,53	- 297,48	114,2
Au(OH) ₃ (K)	- 418,4	- 289,95	121,3
AuCl ₃ (K)	- 118,4	- 48,53	146,4
B(K)	0	0	5,87
B ₂ O ₃ (K)	- 1264,0	- 1184,0	53,85
B ₂ H ₆	31,4	82,8	232,9
Ba(K)	0	0	64,9
BaCO ₃ (K)	- 1202,0	- 1138,8	112,1

СПОЛУКА	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	ΔS_{298}° , Дж/(моль·К)
Be(К)	0	0	9,54
BeO(К)	- 598,7	- 581,6	14,10
BeCO ₃ (К)	- 981,57	- 944,75	199,4
Bi(К)	0	0	56,9
BiCl ₃ ((К)	-207,7	- 260	356,9
BiCl ₃	- 379,1	- 318,9	189,5
Br ₂ (Г)	30,92	3,14	245,35
HBr(Г)	- 36,23	- 53,22	198,48
C(алмаз)	1,897	2.866	2,38
C(графит)	0	0	5,74
CO(Г)	- 110,5	- 137,27	194,4
CO ₂ (Г)	- 393,51	- 394,38	213,6
COCl ₂ (Г)	-223,0	- 210,5	289,2
CS ₂ (Г)	115,3	65,1	237,8
CS ₂ (ж)	87,8	63,6	151,0
C ₂ H ₂ (Г)	226,75	290,2	200,8
C ₂ H ₄ (Г)	52,28	68,12	219,4
CH ₄ (Г)	- 74,85	- 50,79	186,19
C ₂ H ₆ (Г)	- 84,67	- 32,89	229,5
C ₆ H ₆ (ж)	49,04	124,50	173,2
CH ₃ OH(ж)	- 238,7	- 166,31	126,7
C ₂ H ₅ OH(ж)	- 227,6	- 174,77	160,7
CH ₃ COOH(ж)	- 484,9	- 392,46	159,8
Ca(к)	0	0	41,62
CaO(к)	- 635,1	- 604,2	39,7
CaF ₂ (к)	- 1214,0	-1161,0	68,87
CaCl ₂ (к)	-785,8	-750,2	113,8
CaC ₂ (к)	-62,7	- 67,8	70,3
Ca ₃ N ₂ (к)	-431,8	-368,6	104,6
Ca(OH) ₂ (к)	986,2	896,76	83,4

СПОЛУКА	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	ΔS_{298}° , Дж/(моль·К)
CaSO ₄ (к)	-1424,0	-1320,3	106,7
CaSiO ₃ (к)	-1579,0	-1495,4	87,45
Ca(PO ₄) ₂ (к)	-4125,0	-3899,5	240,9
CaCO ₃ (к)	-1206,0	-1128,8	92,9
Cl ₂ (г)	0	0	223,0
HCl(г)	-92,30	-95,27	186,7
HCl(ж)	-167,5	-131,2	55,2
HClO(ж)	-116,4	80,0	129,7
Cr(к)	0	0	23,76
Cr ₂ O ₃ (к)	-1141,0	-1046,84	81,1
Cr(CO) ₆ (к)	-1075,62	-982,0	359,4
Cs(к)	0	0	84,35
Cs ₂ O(к)	-317,6	-274,5	123,8
CsOH(к)	-406,5	-355,2	77,8
Cu(к)	0	0	33,3
Cu ₂ O(к)	-167,36	-146,36	93,93
CuO(к)	-165,3	127,19	42,64
Cu(OH) ₂ (к)	-443,9	-356,90	79,50
CuF ₂ (к)	-530,9	-485,3	84,5
CuCl ₂ (к)	-205,9	-166,1	113,0
CuBr(к)	-141,42	-126,78	142,34
CuI ₂ (к)	-21,34	-23,85	159,0
Cu ₂ S(к)	-82,01	-86,19	119,24
CuS(к)	-48,5	-48,95	66,5
CuSO ₄ (к)	-771,1	-661,91	133,3
CuCO ₃ (к)	-594,96	-517,98	87,9
Cu(NO ₃) ₂ (к)	-307,11	-114,22	193
Fe(к)	0	0	27,15
FeO(к)	-263,68	-244,35	58,79
NiOH(к)	-487,8	-443,1	42,81

СПОЛУКА	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	ΔS_{298}° , Дж/(моль·К)
FeCl ₂	-341,0	-302,08	119,66
Fe ₂ O ₃ (к)	-821,32	-740,99	89,96
Fe(OH) ₃ (к)	-824,25	-649,54	96,23
FeCl ₃ (к)	-405,0	-336,39	130,1
FeSO ₄ (к)	-922,57	-829,69	107,51
FeCO ₃ (к)	-744,75	-637,88	92,9
GeO(к)	-305,4	-276,1	50,2
GeO ₂ (к)	-539,74	-531,4	52,30
H ₂ (г)	0	0	130,6
H ₂ O(г)	-241,84	-228,8	188,74
H ₂ O(ж)	-285,84	-237,5	69,96
H ₂ O ₂ (ж)	-187,36	-117,57	105,86
Hg(к)	0	0	76,1
HgCl ₂ (к)	-230,12	-185,77	144,35
Hg ₂ Cl ₂ (к)	-264,85	-210,66	185,81
I ₂ (к)	0	0	116,73
I ₂ (г)	62,24	19,4	260,58
HI(г)	25,94	1,30	206,33
HIO(ж)	-158,9	-98,7	24,32
K(к)	0	0	64,35
K ₂ O(к)	-361,5	-193,3	87,0
KOH(к)	-425,93	-374,47	59,41
KNO ₃ (к)	-492,71	-393,13	123,93
KNO ₂ (к)	-370,28	-281,58	117,17
K ₂ SO ₄ (к)	1433,44	-1316,37	175,73
KHSO ₄ (к)	-1158,1	-1043,49	187,89
KH(к)	-56,9	-38,49	67,95
Li(к)	0	0	28,03
Li ₂ O(к)	-595,8	-560,2	37,9
Mg(к)	0	0	32,55

СПОЛУКА	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	ΔS_{298}° , Дж/(моль·К)
MgO(к)	-601,24	-569,6	26,94
Mg(OH) ₂ (к)	-924,66	-833,7	63,14
MgCO ₃	-1096,21	-1029,3	65,69
MnSO ₄	-1063,74	-955,96	112,13
N ₂ (г)	0	0	191,5
N ₂ O(г)	81,55	103,6	220,0
NO(г)	90,37	86,96	210,62
NO ₂ (г)	33,89	51,84	240,45
N ₂ O ₄ (г)	9,37	98,29	304,3
NH ₃ (г)	-46,19	16,64	192,5
HNO ₃ (ж)	-173,0	-79,91	156,16
NH ₄ Cl(к)	-315,39	-343,64	96,56
NH ₄ OH(ж)	-366,69	-263,8	179,9
Na(к)	0	0	51,42
Na ₂ O(к)	-430,6	-376,6	71,1
NaOH(к)	-426,6	-377,0	64,18
NaCl(к)	-410	-384,0	72,36
Na ₂ CO ₃ (к)	-1129,0	1047,7	136,0
Na ₂ SO ₄ (к)	-1384,0	-1266,8	149,4
Na ₂ SiO ₃ (к)	-1518,0	-1426,7	113,8
O ₂ (г)	0	0	205,03
P _(красный)	-18,41	-13,81	22,8
PCl ₃ (г)	-277,0	286,27	311,7
PCl ₅ (г)	369,45	-324,55	362,9
HPO ₃ (ж)	-982,4	902,91	150,6
H ₃ PO ₄ (ж)	-1271,94	-1147,25	200,83
Pb(к)	0	0	64,9
PbO(к)	-217,86	-188,49	67,4
PbO ₂ (к)	-276,86	-218,99	76,44
PbCl(к)	-359,2	-313,97	236,4

СПОЛУКА	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	ΔS_{298}° , Дж/(моль·К)
PbSO ₄ (к)	-918,1	-811,24	147,28
PbS(к)	-94,28	-92,68	91,20
Rb(к)	0	0	76,2
Rb ₂ O(к)	-330,12	-290,79	109,6
RbOH(к)	-413,80	-364,43	70,7
S _(ромб)	0	0	31,88
SO ₂ (г)	-296,9	-300,37	248,1
SO ₃ (г)	-395,2	-370,37	256,23
H ₂ S(г)	-20,15	-33,02	205,64
H ₂ S(ж)	-39,33	-27,36	122,2
H ₂ SO ₄ (ж)	-811,3	-724,0	156,9
H ₂ Se(г)	85,77	71,13	221,3
SiO ₂ (к)	-859,3	-803,75	42,09
SnO(к)	-286,0	-257,32	56,74
SnO(к)	-580,8	-519,65	52,34
SrO(к)	-590,4	-559,8	54,4
SrCO ₃ (к)	-1221,3	-1137,6	97,1
H ₂ Te(г)	154,39	138,48	234,3
Zn(к)	0	0	41,59
ZnO(к)	-349,0	-318,19	43,5
ZnS(к)	-201,0	-198,32	57,7
ZnSO ₄ (к)	-978,2	-871,75	124,6

Таблиця 2

Ебуліоскопічні та кріоскопічні сталі розчинників

Розчинник	$K_K, \frac{\text{кг} \cdot \text{К}}{\text{моль}}$	$K_E, \frac{\text{кг} \cdot \text{К}}{\text{моль}}$	$t_{\text{кр}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кіп}}, ^\circ\text{C}$
Вода	1,86	0,516	0	100
Анілін	5,87	3,22	-5,96	184,4
Ацетатна кислота	3,90	3,10	16,64	117,87
Ацетон	2,40	1,48	-94,6	56,0
Бензен	5,12	2,57	- 5,4	80,2
Етанол	-	1,21	-144,3	78,37
Нітробензол	6,90	5,27	5,7	210,9
Камфора	40,0	6,09	174	204
Хлороформ	4,90	3,88	-63,0	61,2
Діетиловий етер	—	2,12	-116,3	34,6
Фенол	7,3	3,6	41	182,1
Чотирьоххлористий вуглець	2,98	5,3	-23	76,7

Таблиця 3

**Константи дисоціації слабких електролітів
(у водних розчинах при 25 °С)**

Формула сполуки	Назва сполуки	Ступінь дисоціації	Константа дисоціації, K_d
Кислоти			
H_3AsO_4	Арсенатна кислота	I	$5,6 \cdot 10^{-3}$
		II	$1,7 \cdot 10^{-7}$
		III	$2,95 \cdot 10^{-12}$
H_3BO_3	Борна кислота	I	$5,8 \cdot 10^{-10}$
		II	$1,8 \cdot 10^{-13}$
		III	$1,6 \cdot 10^{-14}$
HBO_2	Метаборна кислота		$7,5 \cdot 10^{-10}$
$HBrO_3$	Бромнувата кислота		$2,0 \cdot 10^{-1}$
$HBrO$	Бромноватиста кислота		$2,1 \cdot 10^{-9}$
H_2CO_3	Карбонатна кислота	I	$4,4 \cdot 10^{-7}$
		II	$4,7 \cdot 10^{-11}$
$HCOOH$	Мурашина кислота		$1,8 \cdot 10^{-4}$
CH_3COOH	Оцтова кислота		$1,8 \cdot 10^{-5}$
$H_2C_2O_4$	Оксалатна кислота	I	$5,4 \cdot 10^{-2}$
		II	$5,4 \cdot 10^{-5}$
HCN	Ціанідна кислота		$7,9 \cdot 10^{-10}$
$HClO$	Хлорноватиста кислота		$3,2 \cdot 10^{-8}$
$HClO_2$	Хлоритна кислота		$5,0 \cdot 10^{-3}$
H_2CrO_4	Хромовая кислота	I	$1,8 \cdot 10^{-1}$
		II	$3,2 \cdot 10^{-7}$
HF	Фторидна кислота		$6,6 \cdot 10^{-4}$
HIO_4	Йодна кислота		$2,3 \cdot 10^{-2}$

Формула сполуки	Назва сполуки	Ступінь дисоціації	Константа дисоціації, K_d
HIO_3	Йоднувата кислота		$1,67 \cdot 10^{-1}$
HN_3	Азидна кислота		$2,14 \cdot 10^{-5}$
HNO_2	Нітритна кислота		$4,0 \cdot 10^{-4}$
H_2O_2	Гідроген пероксид		$2,6 \cdot 10^{-12}$
H_3PO_3	Фосфітна кислота	I	$1,6 \cdot 10^{-12}$
		II	$7,0 \cdot 10^{-7}$
H_3PO_4	Ортофосфатна кислота	I	$7,5 \cdot 10^{-3}$
		II	$6,3 \cdot 10^{-8}$
		III	$4,8 \cdot 10^{-13}$
H_2S	Сульфідна кислота	I	$6,6 \cdot 10^{-8}$
		II	$1,0 \cdot 10^{-14}$
H_2SO_3	Сульфітна кислота	I	$1,7 \cdot 10^{-2}$
		II	$1,0 \cdot 10^{-7}$
H_2SeO_3	Селенітна кислота	I	$3,0 \cdot 10^{-3}$
		II	$1,6 \cdot 10^{-12}$
H_2SiO_3	Силікатна кислота	I	$2,2 \cdot 10^{-2}$
		II	$1,6 \cdot 10^{-12}$
Основи			
$\text{Al}(\text{OH})_3$	Алюміній(III) гідроксид	III	$1,4 \cdot 10^{-11}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Кальцій гідроксид	I	$4,5 \cdot 10^{-2}$
		II	$4,1 \cdot 10^{-3}$
$\text{Cd}(\text{OH})_2$	Кадмій(II) гідроксид	II	$5,0 \cdot 10^{-3}$
NH_4OH	Амоній гідроксид		$1,8 \cdot 10^{-5}$
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	Плюмбум(II) гідроксид	I	$3,0 \cdot 10^{-4}$
		II	$3,0 \cdot 10^{-8}$
$\text{Zn}(\text{OH})_2$	Цинк гідроксид	II	$4,0 \cdot 10^{-5}$

Таблиця 4

**Співвідношення між одиницями вимірювання деяких
фізичних величин**

1 Å (ангстрем) = 0,1 нм = 10^{-10} м	1 мк (мікрон) = 1 мкм = $1 \cdot 10^{-6}$ м
1 л = 1 дм ³ = 10^{-3} м ³ = 10^3 см ³	1 Дж = $6,24146 \cdot 10^{18}$ еВ
1 атм = $1,01325 \cdot 10^5$ Па	1 кал (калорія) = 4,1840 Дж
Па = $0,986923 \cdot 10^{-5}$ атм	1 еВ = $1,602 \cdot 10^{-19}$ Дж
1 атм = 760 мм рт. ст.	1 Д(дебай) = $3,33564 \cdot 10^{-30}$ Кл м
1 мм рт. ст. = 133,32 Па	0 К = -273,15 °С
1 г = 1000 мг 1 кг = 1000 г 1 кг = 1000 г = 1 000 000 мг	1 мг = 10^{-3} г = 10^{-6} кг 1 г = 10^{-3} кг

Таблиця 5

Коефіцієнти активності f іонів

Іонна сила розчину, I	Заряд іона, z			Іонна сила розчину, I	Заряд іона, z		
	±1	±2	±3		±1	±2	±3
0,001	0,98	0,78	0,73	0,1	0,81	0,44	0,16
0,002	0,97	0,74	0,66	0,2	0,80	0,41	0,14
0,005	0,95	0,66	0,55	0,3	0,1	0,42	0,14
0,01	0,92	0,60	0,47	0,4	0,82	0,45	0,17
0,02	0,90	0,53	0,37	0,5	0,84	0,50	0,21
0,05	0,84	0,50	0,21				

Таблиця 6

**Добуток розчинності деяких малорозчинних електролітів
при 25 °С**

Електроліт	ДР	Електроліт	ДР
AgBr	$6 \cdot 10^{-13}$	Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	CuS	$6 \cdot 10^{-36}$
Ag ₂ CrO ₄	$4 \cdot 10^{-12}$	Fe(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-15}$
AgI	$1,1 \cdot 10^{-16}$	Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ S	$6 \cdot 10^{-50}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ SO ₄	$2 \cdot 10^{-5}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
BaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
BaCrO ₄	$1,6 \cdot 10^{-10}$	PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$2 \cdot 10^{-5}$
CaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CaC ₂ O ₄	$2 \cdot 10^{-9}$	PbI ₂	$8,0 \cdot 10^{-9}$
CaF ₂	$4 \cdot 10^{-11}$	PbS	$1 \cdot 10^{-27}$
CaSO ₄	$1,3 \cdot 10^{-4}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-29}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Cd(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-14}$	Zn(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-17}$
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Таблиця 7

Константи нестійкості деяких комплексних іонів у водних розчинах при 25 °С

Схема дисоціації комплексного іона	Константа нестійкості
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2 \text{NH}_3$	$9,3 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^- \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2 \text{NO}_2^-$	$1,8 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2 \text{CN}^-$	$1,1 \cdot 10^{-21}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4 \text{Cl}^-$	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$[\text{HgBr}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4 \text{Br}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4 \text{I}^-$	$1,5 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4 \text{CN}^-$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 4 \text{NH}_3$	$7,6 \cdot 10^{-8}$
$[\text{CdI}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 4 \text{I}^-$	$7,94 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 4 \text{CN}^-$	$7,8 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 4 \text{NH}_3$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-} \leftrightarrow \text{Cu}^+ + 4 \text{CN}^-$	$5,8 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \leftrightarrow \text{Ni}^{2+} + 6 \text{NH}_3$	$1,9 \cdot 10^{-9}$

Таблиця 8**Густина розчинів натрію хлориду у воді при 20 °С**

Вміст натрію хлориду в розчині, масові частки, %	Густина, г/мл	Вміст натрію хлориду в розчині, масові частки, %	Густина, г/мл
2	1,013	14	1,101
4	1,027	16	1,116
6	1,041	18	1,132
8	1,056	20	1,148
10	1,071	22	1,164
12	1,086	24	1,180

Наукове видання

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ

для здобувачів вищої освіти спеціальностей 102 "Хімія",
226 "Фармація, промислова фармація"
та спеціальностей 091 "Біологія та біохімія" і
162 "Біотехнологія і біоінженерія"

Укладачі:

Кіосе Тетяна Олександрівна
Раскола Людмила Анатоліївна
Ракитська Тетяна Леонідівна

Оформлення згідно зі стандартами книговидавання Сюмер О.С.

Підписано до друку 14.09.2023.

формат 60x84 1/16. Папір офсетний. Гарнітура Times New Roman.

Друк цифровий. Умов. друк. арк. 12,5. Обл.-видавн. арк. 13,9.

Наклад 100 прим. Зам. 2610

Видавництво "Журфонд"

49000, Дніпро, пр. Д. Яворницького, 60.

Свідоцтво про внесення до Державного реєстру ДК № 684 від 21.11.2001 р.

Віддруковано:

ПП Вахмістров О. Є.,

м. Дніпро, вул. Писаржевського, буд. 18

3-14 **Загальна хімія** : лабораторний практикум для здобувачів вищої освіти спеціальностей 102 "Хімія", 226 "Фармація, промислова фармація" та спеціальностей 091 "Біологія та біохімія" і 162 "Біотехнологія і біоінженерія" / уклад.: Т. О. Кіосе, Л. А. Раскола, Т. Л. Ракитська. – Дніпро : Журфонд, 2023. – 266 с.

В лабораторному практикумі викладено теоретичні та практичні основи загальної хімії. Надані сучасні уявлення про основні закони хімії, термодинаміку та кінетику хімічних процесів, фізичні та хімічні властивості розчинів. Для кожного розділу наведені приклади розв'язування типових задач, задачі для самостійного розв'язання, питання для самоконтролю та лабораторні роботи.

ISBN 978-966-934-492-2

УДК 54(076.5)