

Державний заклад
«Південноукраїнський національний педагогічний університет
імені К. Д. Ушинського»

Кафедра біології та здоров'язбережувальних технологій

РОЗЧИНИ

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ ЗДОБУВАЧІВ ВИЩОЇ ОСВІТИ
з дисципліни
ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ У ЗАКЛАДАХ ОСВІТИ

Для здобувачів вищої освіти другого (магістерського) рівня,
предметної спеціальності А 4.15 Середня освіта (Природничі науки).

Одеса – 2025

Рекомендовано до друку рішенням Вченої ради Державного закладу «Південноукраїнський національний педагогічний університет імені К. Д. Ушинського» (протокол № 17 від 29 травня 2025 року).

Розчини. Методичні рекомендації до самостійної роботи здобувачів вищої освіти з дисципліни «Загальна хімія у закладах освіти» / Укладач: М.В. Шестакова. Одеса: Університет Ушинського, 2025. 59 с.

Рецензенти:

К.А. Філіпцова, кандидат біологічних наук, доцент, доцент кафедри біології та здоров'язберезувальних технологій Державного закладу «Південноукраїнський національний педагогічний університет імені К. Д. Ушинського».

Р.Ю. Іванова, кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри «Безпека життєдіяльності, екологія та хімія» Одеського Національного Морського Університету.

Методичні рекомендації призначені для здобувачів другого (магістерського) рівня вищої освіти за предметною спеціальністю А 4.15 Середня освіта (Природничі науки). Містять пояснювальну записку, загальні положення, рекомендації щодо організації та форм самостійної роботи студентів, контролю самостійної роботи, тематичний план та зміст дисципліни «Загальна хімія у закладах освіти», теоретичний матеріал за темою «Розчини», питання для самоконтролю, приклади контрольних та тестових завдань за темою «Розчини», екзаменаційні питання, а також список використаної літератури.

ЗМІСТ

Пояснювальна записка	4
Програма навчальної дисципліни	7
Загальні положення	10
Організація та форми самостійної роботи	11
Методичне забезпечення самостійної роботи	13
Розчини. Теоретична частина.....	14
Завдання для самостійного опанування.....	42
Питання для самоперевірки.....	43
Контрольні завдання.....	46
Питання до екзамену	52
Практичні завдання.....	55
Використана література	57
Додаток 1	59
Додаток 2.....	59

ПОЯСНЮВАЛЬНА ЗАПИСКА

Метою навчальної дисципліни «Загальна хімія у закладах освіти» є формування наукового світогляду і моральних якостей студента, розвиток сучасних форм теоретичного мислення, здатність аналізувати явища, засвоєння провідних ідей, понять і законів хімії, орієнтування знань студентів на викладання курсу хімії.

Сформувати мотивацію щодо використання набутих знань у професійній діяльності.

Передумови для вивчення дисципліни: для вивчення навчальної дисципліни «Загальна хімія у закладах освіти» здобувачі мають опанувати знання з навчальних дисциплін: «Педагогіка і психологія у закладах освіти», «Інноваційні технології у навчанні природничих дисциплін», «Концепції сучасного природознавства».

Очікувані програмні результати навчання

ПРН1. Демонструє вміння застосовувати знання із психології, педагогіки, фундаментальних і прикладних наук (відповідно до предметної спеціальності) у практичних ситуаціях здійснення освітньої діяльності, поглиблює знання з предметної області.

ПРН 9. Демонструє вміння класифікувати, упорядковувати й узагальнювати навчальний матеріал відповідно до умов освітнього процесу, потреб формування ключових компетентностей та інтегрованого навчання.

ПРН 11. Демонструє уміння забезпечувати конструктивну та безпечну взаємодію з учасниками освітнього процесу; здатність діяти автономно і в команді.

ПРН 15. Демонструє здатність організовувати навчання природничих наук, фізики, біології і хімії в закладах освіти, використовувати лабораторне приладдя для проведення фізичного експерименту та спостережень.

ПРН 16. Демонструє вміння розв'язувати задачі різних рівнів складності шкільного, загального, теоретичного курсів природничих наук, фізики, біології і хімії.

ПРН 18. Вміє чітко і логічно відтворювати основні теорії і закони природничих наук, систему наукових понять та критично оцінювати нові відомості й інтерпретації природничої науки, орієнтуватися в певній галузі в межах, ширших за обсяг навчальної програми з природничих наук, фізики, біології і хімії для закладів загальної середньої освіти, фахової передвищої освіти.

Очікувані результати вивчення дисципліни

знати:

- загальні теоретичні положення неорганічної хімії з урахуванням сучасних досягнень; загальні поняття; сучасну номенклатуру основних класів неорганічних сполук;

закони хімії: атомно-молекулярне вчення, закон збереження матерії, вчення про хімічний процес;

властивості хімічних елементів, їх сполук, на основі загальних закономірностей періодичної системи Д.І. Менделєєва з використанням сучасних уявлень про будову атомів, молекул, теорії хімічних зв'язків;

зв'язок структури із властивостями та реакційною здібністю сполуки.;

- окислювально-відновні реакції;
- основні поняття хімічної термодинаміки;
- основи хімічної кінетики;
- основні закономірності електрохімічних процесів;
- корозію металів та методи захисту металів від неї.

уміти:

- застосовувати хімічні поняття і закони, адаптувати отримані знання для розв'язання практичних задач;

- класифікувати елементи, сполуки, хімічні процеси у відповідності до сучасної хімічної номенклатури;

- робити розрахунки по рівнянням хімічних реакцій, визначати вихід продукту, знаходити теплові ефекти реакції; визначати можливість проходження хімічного процесу та напрям його перебігу за стандартних умов з використанням таблиць термодинамічних характеристик та окисно-відновних потенціалів;.

виходячи з положення елемента в періодичній системі визначати будову його атому, прогнозувати ступінь окиснення його в сполуках та його хімічні властивості знаходити зв'язки між складом речовини, її будовою та хімічними властивостями;

- визначати можливі утворення різних типів хімічних зв'язків;
- аналізувати результати спостережень лабораторного експерименту.
- узагальнювати отримані результати у відповідності із основними законами хімії.

Унаслідок досягнення результатів навчання здобувачі вищої освіти в контексті змісту навчальної дисципліни мають опанувати такі компетентності:

Загальні компетентності:

ЗК1. Здатність застосовувати знання предметної області у практичних ситуаціях в професійній діяльності.

ЗК2. Здатність використовувати цифрові освітні ресурси, інформаційні та комунікаційні технології у професійній діяльності.

ЗК7. Здатність здійснювати педагогічні дослідження, прогнозувати та презентувати їх результати.

Спеціальні компетентності:

СК 10. Здатність використовувати закони та принципи фізики, хімії, біології, природничих наук у поєднанні із потрібними математичними інструментами для опису природних явищ; добирати і використовувати сучасні ефективні методики і технології навчання, виховання, розвивати у здобувачів освіти критичне мислення.

СК 11. Здатність організовувати і керувати дослідницькою діяльністю здобувачів освіти, позакласною і позашкільною роботою з природничих наук, фізики, хімії і біології.

СК 12. Здатність до проєктування освітнього процесу з природничих наук, фізики, хімії і біології на рівні профільної середньої освіти з урахуванням освітніх потреб, здібностей здобувачів освіти, психофізіологічних особливостей їх пізнавальної діяльності та відповідно до сучасних освітніх тенденцій.

Міждисциплінарні зв'язки: навчальний курс пов'язано з наступними дисциплінами: «Методологія наукових досліджень», «Концепції сучасного природознавства», «Методика інтегрованого навчання у закладах освіти».

ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Тема 1. Основні поняття хімії.

Основні закони хімії і їх застосування. Атомно-молекулярне навчання. Атоми, молекули, іони. Моль, кількість речовини, молярна маса. Будова атома. Атомно-молекулярна теорія. Особливості вивчення теми в шкільному курсі хімії. Історичні моделі будови атома. Будова періодичної системи Д.І. Менделєєва. Закономірності зміни властивостей елементів. Хімічний елемент. Будова ядер атомів. Ізотопи. Проста і складна речовина. Будова електронних оболонок атомів. Основні закономірності розміщення електронів в атомах малих і великих періодів, s-, p-, d- і f-елементи. Сучасне формулювання періодичного закону. Періоди, групи і підгрупи. Зв'язок властивостей елементів і їх сполук з положенням в Періодичній системі. Агрегатні стани речовини. Методи визначення атомних та молекулярних мас. Класи неорганічних сполук. Оксиди, основи, кислоти і солі. Їх класифікація, способи отримання і хімічні властивості. Номенклатура неорганічних сполук. Методи одержання.

Тема 2. Хімічний зв'язок. Комплексні сполуки.

Типи хімічного зв'язку і будова молекул. Властивості взаємодіючих атомів. Валентність. Гібридизація атомних орбіталей. Ступінь окислення атома. Ковалентний (полярний і неполярний), іонний, металевий, водневий зв'язок. Механізми утворення ковалентного зв'язку: обмінний та донорно-акцепторний. Електронно-графічні формули сполук. Валентні можливості атома. Водневий зв'язок. Значення водневого зв'язку в природі. Будова комплексних сполук. Особливості донорно-акцепторного зв'язку. Координаційна теорія Вернера. Атом-комплексоутворювач, ліганди, координаційне число, дентатність. Комплекси з органічними лігандами, особливості будови. Хелати.

Тема 3. Хімічна термодинаміка.

Предмет та основні поняття хімічної термодинаміки. Термодинамічна система. Типи термодинамічної системи (відкрита, замкнута, ізольована). Термодинамічні параметри (внутрішня енергія, ентальпія, ентропія, вільна енергія Гіббса) як функції стану системи. Перший початок термодинаміки. Класифікація та механізми хімічних реакцій. Характер реакцій (екзотермічні, ендотермічні). Другий початок термодинаміки. Формула Больцмана. Третій початок термодинаміки. Зміна вільної енергії Гіббса як критерій напрямку хімічних процесів. Термохімія. Закони термохімії. Термохімічні рівняння та розрахунки.

Тема 4. Хімічна кінетика.

Гомогенні та гетерогенні системи. Швидкість хімічних процесів. Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції. Закон діючих мас. Вплив температури на швидкість хімічної реакції: енергія активації, рівняння Вант-Гоффа, Арреніуса. Хімічна рівновага. Зв'язок сталої рівноваги з термодинамічними показниками системи. Принцип Ле-Шател'є та наслідки з нього. Каталіз та каталізатор. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Кінетичні розрахунки.

Тема 5. Розчини. Електролітична дисоціація.

Характеристика стану молекул води в рідкій фазі. Асоціати молекул води. Характеристика стану молекул води в твердій фазі. Структура льоду. Типи

дисперсних систем. Класифікація розчинів за різними ознаками. Розрахунок концентрації розчину. Ідеальні і реальні розчини. Закон Рауля і слідства з нього. Розчини сильних електролітів. Електролітична дисоціація. Кількісні характеристики електролітичної дисоціації: ступінь дисоціації, ізотонічний коефіцієнт, константа дисоціації. Способи вираження концентрації розчинів. Іонний добуток води. Водневий показник. Індикатори, забарвлення індикаторів залежно від рН розчину. Основні індикатори і принцип їх дії. Гідроліз солей. Основні випадки гідролізу. Ознаки гідролізу по катіону або аніону. Розчинність. Добуток розчинності.

Тема 6. Окисно-відновні реакції.

Ступінь окислення. Правила розрахунку ступеню окислення. Окисно-відновні реакції. Окислення і відновлення, окислювач і відновник. Основні чинники, які впливають на окислювально-відновні реакції. Типи окисно-відновних реакцій. Типові окисники, відновники. Окислювально-відновний потенціал. Загальні властивості металів. Особливості будови кристалічних ґрат металів. Відновні властивості металів.

Тема 7. Електрохімічні процеси.

Механізм утворення подвійного електричного шару на поверхні металу в розчині. Поняття електродного потенціалу металу (стандартний, рівноважний, нерівноважний потенціали). Будова і використання водневого електроду для визначення потенціалів металів. Залежність величини електродного потенціалу від концентрації потенціалвизначаючих іонів. Рівняння Нернста. Характеристика ряду напруги металів. Специфіка електрохімічних процесів. Поняття електрохімічної системи, анод, катод. Послідовність розряду іонів на електродах. Електроліз. Закони електрохімії. Характер процесів на електродах при електролізі. Електроліз з розчинним і інертним анодом. Поляризаційні явища в електрохімії. Способи деполізації. Хімічні джерела струму. Гальванічні елементи, акумулятори, паливні елементи. Електрорушійна сила гальванічного елементу.

Тема 8. Корозія металів.

Поняття про корозію металів. Класифікація корозії металів. Види корозійних руйнувань. Електрохімічна корозія як особливий вид корозії. Методи захисту від корозії. Особливості металевих покриттів. Способи оцінки корозійних процесів. Катодний захист сталі від корозії.

ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ

Дисципліна «Загальна хімія у закладах освіти» є базовим предметом, основним завданням якого є поглиблене вивчення основних законів хімії, будови атомів і молекул, хімічного зв'язку, хімічних властивостей основних класів неорганічних сполук, типів хімічних реакцій, фізичних і хімічних властивостей розчинів, термодинаміки та кінетики хімічних процесів, властивостей розчинів, основ електрохімії.

Цей курс дозволяє студентам ознайомитись із однією з найважливіших фундаментальних дисциплін, глибше зрозуміти процеси, що відбуваються у природі та техніці, закони розвитку та руху хімічного рівня матеріального світу. Він має важливе значення для формування майбутніх фахівців. Опанування та осмислення цього курсу допоможе студентам у подальшому успішно вивчати інші фундаментальні та спеціальні дисципліни.

Досягти цього неможливо лише шляхом передання знань у готовому вигляді від викладача до студента, особливо у сучасних умовах світової пандемії COVID-19 та війни.

Посилення ролі самостійної роботи здобувачів закладів вищої освіти визначено в сучасній особистісно-орієнтовній парадигмі, що вимагає переходу від позиції пасивного споживача навчальної інформації в позицію активного, самостійного суб'єкта освітнього процесу, у державних освітніх стандартах вищої професійної освіти та в інших нормативних документах. Головна мета вищої педагогічної освіти полягає у підготовці компетентного, ініціативного фахівця, здатного до прийняття ефективного самостійного рішення професійних задач в будь-яких умовах.

Досвід самостійної роботи здобувачів вищої освіти стане не тільки важливою формою навчального процесу та визначенням розширенням знань з дисципліни «Загальна хімія у закладах освіти», а й стане основою творчого саморозвитку фахівця у процесі професійної діяльності.

ОРГАНІЗАЦІЯ ТА ФОРМИ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ ЗДОБУВАЧІВ ВИЩОЇ ОСВІТИ

Самостійна робота здобувачів вищої освіти з дисципліни «Загальна хімія у закладах освіти» потребує наявності стійкої мотивації, яка визначається необхідністю ефективної професійної діяльності.

Активізація самостійної роботи студентами може бути забезпечена такими факторами:

- участю у колективному (командному) виконанні аудиторної роботи;
- використання в освітньому процесі активних методів навчання;
- мотивуючими чинниками контролю знань (рейтингова та накопичувальна системи оцінювання знань);
- розширенням об'єму знань з дисципліни за рахунок самостійної роботи з додатковою літературою;
- пошук (підбір) і огляд літератури і електронних джерел інформації з індивідуально заданої проблеми навчального курсу;
- підготовка до лабораторних і практичних (семінарських) занять;
- необхідністю обов'язкового виконання індивідуальних навчально-дослідних завдань;

Основне завдання організації самостійної роботи здобувачів вищої освіти з «Загальна хімія у закладх освіти» – навчити їх працювати свідомо не лише з навчальним матеріалом, а й з науковою інформацією, закласти основи самоорганізації та самовиховання, сформувати вміння та навички використовувати набуті знання.

При вивченні дисципліни «Загальна хімія» для організації самостійної роботи необхідною є єдність таких її взаємопов'язаних форм:

- аудиторна робота;
- позааудиторна пошуково-аналітична робота;
- творча наукова робота.

Аудиторна самостійна робота реалізується у процесі лекційних і лабораторних занять. Під час лабораторного заняття студенти детально аналізують загальні теоретичні положення неорганічної хімії з урахуванням сучасних досягнень, сучасну номенклатуру основних класів неорганічних сполук, закони хімії, властивості хімічних елементів, їх сполук, періодичну систему з використанням сучасних уявлень про будову атомів, молекул, теорії хімічних зв'язків, зв'язок структури із властивостями та реакційною здібністю сполуки, окислювально-відновні реакції, основні поняття хімічної термодинаміки та хімічної кінетики; набувають вмінь і навичок використання одержаних знань в професійній діяльності.

При проведенні лабораторних занять відбувається перевірка засвоєння отриманих знань шляхом застосування попередньо підготовленого методичного матеріалу – тестів для виявлення ступеня опанування здобувачами необхідних теоретичних і практичних положень. Також застосовуються такі форми аудиторної діяльності, як опитування, аналіз типових помилок, дискусії, рефлексійний аналіз розуміння матеріалу тощо. Підготовка до таких занять потребує ґрунтовної теоретичної і практичної самостійної роботи студентів. На заняттях обговорюються попередньо визначені питання, до яких студенти готують за аналізом літературних джерел тези відповідей. При оцінюванні роботи здобувачів враховуються: уміння аналізувати навчальний матеріал; здатність формулювати та відстоювати свою позицію; активність; можливість науково мислити; навички самостійної роботи з літературою, першоджерелами з дисципліни та методика їх опрацювання; якість написання аналізу тощо. Дискусії дають змогу виявити індивідуальні особливості

розуміння обговорюваного питання, навчитись у творчій суперечці визначати істину, встановлювати особисту і спільну позиції щодо обговорюваної проблеми. У процесі дискусії здобувачі збагачують зміст уже відомого матеріалу, впорядковують і закріплюють його.

Форми проведення лабораторних робіт і дискусій можуть бути різними. Під час вивчення дисципліни «Загальна хімія у закладах освіти» застосовують такі форми:

- у вигляді запитань і відповідей з коментарями;
- розгорнуті бесіди;
- дискусії за принципом «круглий стіл»;
- обговорення доповідей здобувачів та їх оцінювання;
- вирішення проблемних питань і розбір конкретних ситуацій;
- у режимі «мозкова атака» або у формі «потоків ідей»;
- «майстер-класи».

Позааудиторна робота з дисципліни «Загальна хімія у закладах освіти» має характер пошуково-аналітичної і наукової роботи. Завдання, які постають перед здобувачами у процесі самостійної роботи, сприяють мисленню, формуванню умінь і навичок, основних фахових компетентностей. Завдання для самостійної роботи поглиблюють і закріплюють знання та уміння, які здобувачі отримують на лекціях і практичних заняттях. Доцільними при вивченні дисципліни «Загальна хімія» є такі форми проведення самостійної роботи:

- пошук та огляд наукових джерел за заданою проблематикою;
- підготовка доповідей;
- формулювання основних понять;
- відповідальне виконання домашніх завдань;
- ретельна підготовка до лабораторних занять і дискусій різних видів.

МЕТОДИЧНЕ ЗАБЕЗПЕЧЕННЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ ЗДОБУВАЧІВ ВИЩОЇ ОСВІТИ

Самостійна робота здобувачів забезпечується системою навчально-методичних засобів, передбачених для вивчення дисципліни «Загальна хімія у закладах освіти» підручники, монографії, навчальні посібники, конспекти лекцій, відео-матеріали і презентації, робоча програма навчальної дисципліни «Загальна хімія у закладах освіти». Самостійна робота здобувачів вищої освіти різноманітна – підготовка і написання рефератів, доповідей, презентацій та інших письмових робіт на задані теми. Студенту надається право вибору теми; виконання індивідуальних домашніх завдань різноманітного характеру:

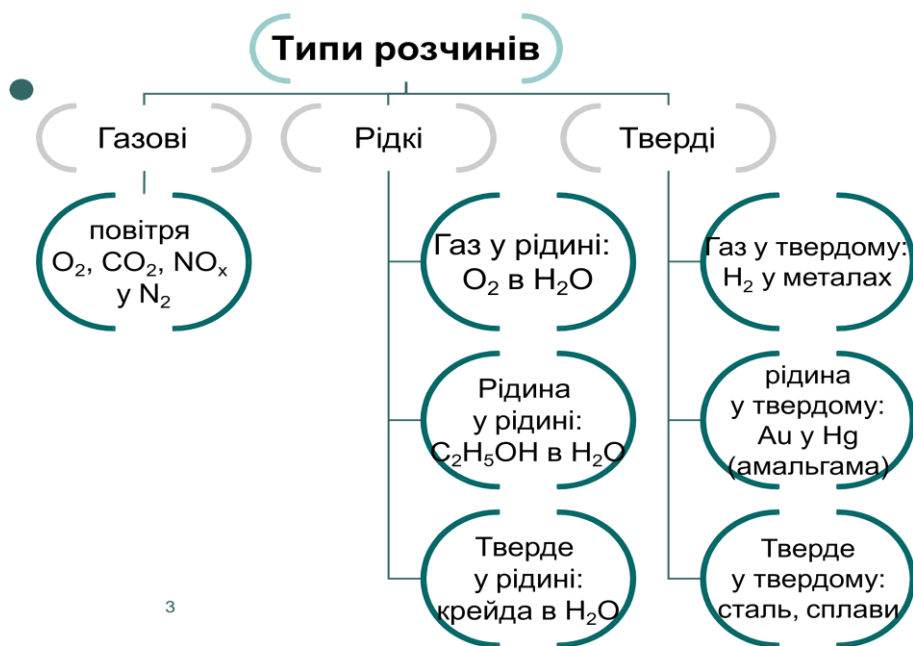
- рішення задач з підбору літературних джерел;
- розробка та складання різних схем і таблиць.

Різні види самостійної роботи дозволяють зробити процес навчання більш цікавим і підняти активність значної частини здобувачів в групі.

РОЗЧИНИ.

Теоретична частина.

Розчинами називаються багатокомпонентні системи змінного складу. В залежності від фазового стану розчини можуть бути твердими, рідкими та газоподібними. Газоподібним розчином (газовою сумішшю), наприклад, є повітря. Морська вода найбільш поширений на Землі рідкий розчин. До твердих розчинів відносяться багато металевих сплавів.



3

Найбільше практичне значення мають рідкі розчини. У розчинах розрізняють розчинник і розчинену речовину. Під *розчинником* розуміють той компонент розчину, початковий агрегатний стан якого не змінюється при утворенні розчину. Наприклад цукор у воді: розчинник – вода, оскільки її агрегатний стан не змінився при утворенні розчину, розчинена речовина – цукор. В інших випадках розчинником вважається той компонент, якого більше.

Розчини займають проміжне положення між механічними сумішами та хімічними сполуками. Хімічна природа кожного з компонентів у розчинах зберігається. До того ж завдяки відсутності у розчинів сталості складу вони наближаються до механічних сумішей. З хімічними сполуками розчини споріднює однорідність, а також енергетичні ефекти, що супроводжують процеси розчинення.

Процес розчинення. Типи розчинів.

Процес розчинення пов'язаний із дифузією, тобто із самодовільним розподілом частинок однієї речовини між частинками іншої.

Процес розчинення речовин у воді відбувається наступним чином: під впливом полярних молекул води від поверхні кристалу відриваються окремі молекули чи йони, які завдяки дифузії рівномірно розподіляються повсьому об'ємові розчинника. Відрив молекул чи йонів від поверхні кристалу спричинюється, з одного боку,

їхніми власними коливальними рухами, з іншого – тяжінням із боку молекул розчинника. Процес розчинення – це самодовільний процес, тому у його підсумку відбувається зменшення енергії Гібса ($\Delta G < 0$) та збільшення ступеню неупорядкованості системи ($\Delta S < 0$). Одночасно із процесом розчинення відбувається зворотній процес – процес кристалізації. Молекули чи йони, що перейшли до розчину, віддаляючись від поверхні ще не розчиненого кристалу, знову притягуються до нього та входять до його складу. Цей процес перебігає тим швидше, чим більша концентрація розчину. Із плином часу у розчині встановлюється динамічна рівновага:

ОСАД $\leftrightarrow$ РЕЧОВИНА У РОЗЧИНІ

При цьому за одиницю часу стільки ж молекул переходить у розчин, скільки й виділяється з розчину. Швидкість розчинення дорівнює швидкості осадження:

$$v(\text{розч.}) = v(\text{осадж.}) \quad (\Delta G = 0).$$

Система знаходиться у стані істинної рівноваги. Розчин стає *насиченим*. У такому розчині безмежно довго можуть співіснувати без жодних змін розчин та надлишок розчинюваної речовини.

Пересичені розчини – це розчини, концентрація яких вище концентрації насичених розчинів за даної температури.

Ненасичений розчин – це розчин, що містить за даної температури менше розчиненої речовини ніж потрібно для насичення. Ненасичені розчини бувають розведені та концентровані. Вони відрізняються за концентрацією розчиненої речовини.

Концентровані розчини – це розчини з високою концентрацією розчиненої речовини. Вони часто близькі до стану насичення.

Розведені розчини – це розчини з малою концентрацією розчиненої речовини.

Способи виразу концентрації речовин.

Концентрацією розчину називається кількість розчиненої речовини, що міститься у певній масовій чи об'ємній кількості розчину чи розчинника.

Масова частка (ω) – це відношення маси розчиненої речовини ($m_{\text{реч.}}$) до загальної маси розчину ($m_{\text{р-ну}}$):

$$\omega = (m_{\text{реч.}}/m_{\text{р-ну}}) \cdot 100\%;$$

коли відомі об'єм і густина розчину, то маса розчину $m_{\text{р-ну}} = \rho \cdot V$.

Мольна частка (N_i) – це відношення кількості розчиненої речовини (чи розчинника) до суми кількості молів усіх речовин, що знаходяться у розчині. Наприклад у системі, що складається з розчинника та єдиної розчиненої речовини, мольна частка останньої (N_2) дорівнює $n_2/(n_1 + n_2)$, а мольна частка розчинника $N_1 = n_1/(n_1 + n_2)$, де n_1 і n_2 – відповідно кількості молів розчинника та розчиненої речовини.

Молярна концентрація (C_M) – це відношення кількості розчиненої речовини (n) до об'єму розчину (V):

$$C_M = n/V = m/(M \cdot V),$$

де n і m – відповідно кількість і маса розчиненої речовини, а M – її молярна маса.

Наприклад $C_M = 1,5$ моль/л.

Еквівалентна молярна концентрація (C_{eq}) – це відношення еквівалентної кількості розчиненої речовини (n_{eq}) до об'єму розчину (V):

$$C_{eq} = n_{eq}/V = m/(E \cdot V),$$

де n_{eq} і m – відповідно кількість еквівалентів і маса розчиненої речовини, а E – її еквівалентна маса.

Наприклад $C_{eq} = 0,1$ моль/л.

Моляльна концентрація (C_m) – це відношення кількості розчиненої речовини (n) до маси розчинника: $C_m = n/m_{\text{р-ка}} = m_{\text{реч.}}/(M \cdot m_{\text{р-ка}})$, де $m_{\text{р-ка}}$ – маса розчинника, а M – молярна маса розчиненої речовини.

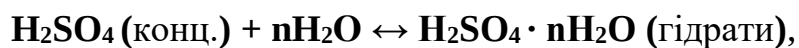
Наприклад $C_m = 0,5$ моль/кг.

Титр (T) – масова кількість розчиненої речовини в одному мілілітрі розчину.

Хімічна (гідратна) теорія розчинів Д.І. Менделєєва.

Д.І.Менделєєв вивчав розчини протягом 20 років. У 1887 році внаслідок узагальнення дослідних даних було опубліковано роботу “Дослідження водних розчинів за питомою вагою”. На підставі експериментальних даних він висунув припущення, що у процесі розчинення частинки розчиненої речовини взаємодіють із молекулами розчинника – води. При цьому утворюються нетривкі хімічні сполуки – гідрати. Гідратну теорію Д.І.Менделєєва пізніше було розвинено роботами І.О.Каблукова, В.О.Кистяковського. Згідно із сучасною теорією розчинів – розчинення є фізико-хімічним процесом, у перебігу якого взаємодіють молекули розчиненої речовини з молекулами розчинника, утворюючи нетривкі сполуки – сольвати. Процес утворення сольватів називається сольватацією, а якщо розчинник вода, то утворення гідратів називається гідратацією.

Так, наприклад, для H_2SO_4 цю взаємодію можна записати:



де $n = 1, 2, 3, 4$. Внаслідок екзотермічної ($\Delta H < 0$) реакції утворюються нетривкі сполуки, частина з яких знаходиться у стані дисоціації.

Кристалогідрати та кристалосольвати.

Іноді гідратна вода так міцно утримується молекулами розчиненої речовини, що при виділенні останньої з розчину, вона входить до складу кристалів. Кристалічні утворення, що містять у своєму складі воду називаються *кристалогідратами*, а вода, що міститься в них кристалізаційною. Наприклад: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$.

Кристалічні утворення, що містять у своєму складі молекули розчинника називаються, за аналогією *кристалосольватами*.

Теплові ефекти розчинення.

Процес розчинення завжди супроводжується тепловим ефектом. Це пояснюється тим, що при розчиненні відбуваються наступні процеси:

1. Зміна фазового стану (руйнування кристалічної решітки, якщо розчиняється тверда речовина; поглинання газу рідиною). На цей процес тепло витрачається. Позначимо його $\Delta H_{ф.п.}$ (ентальпія фазового переходу).

2. Процес сольватації – розчинена речовина взаємодіє із молекулами розчинника з утворенням сольватів. Цей процес супроводжується виділенням тепла. Позначимо його $\Delta H_{сольв.}$ (ентальпія сольватації).

Теплота розчинення ($\Delta H_{розч.}$) – це сума двох теплових ефектів:

$$\Delta H_{розч.} = \Delta H_{ф.п.} + \Delta H_{сольв.}$$

Якщо $\Delta H_{ф.п.} > \Delta H_{сольв.}$, то $\Delta H_{розч.} > 0$, тобто процес розчинення супроводжується поглинанням тепла (ендотермічний процес). Наприклад, розчинення NH_4SCN , KCl , KNO_3 , NH_4Cl .

Якщо $\Delta H_{ф.п.} < \Delta H_{сольв.}$, то $\Delta H_{розч.} < 0$, тобто процес розчинення супроводжується виділенням тепла (екзотермічний процес). Наприклад, розчинення кислот, лугів.

Розчинність.

Розчинністю називається здатність речовини розчинятися у даному розчиннику. Мірою розчинності слугує концентрація її насиченого розчину. Чисельно розчинність може бути виражено тими ж способами, що й концентрацію. Часто її характеризують коефіцієнтом розчинності – числом одиниць маси сухої речовини, що насичують при даній температурі 100 одиниць маси розчинника.

Розчинність залежить від природи розчиненої речовини, природи розчинника та зовнішніх умов. На жаль, донині нема теорії, за допомогою якої можна було б передбачити та обчислити розчинність, але є правило здобуте багатовіковим досвідом: **“Подібне розчиняється у подібному”**. Речовини з іонним чи ковалентним полярним типом зв’язку ліпше розчиняються у полярних розчинниках (воді, нижчих спиртах, рідкому аміаку, тощо), неполярні речовини у неполярних розчинниках. Наприклад хлорид натрію добре розчиняється у воді, але не розчиняється у бензолі, йод по-гано розчиняється у воді, але добре – у бензолі.

Розчинність газів із підвищенням температури зменшується, оскільки – це процес екзотермічний та має переважне значення $\Delta H_{\text{сольв.}}$. Із підвищенням тиску розчинність газів збільшується. Це відображує **закон Генрі**: *розчинність газу при сталій температурі прямо пропорційна його парціальному тискові*. Цей закон справедливий при не дуже високих тисках і у відсутності хімічної взаємодії між газом і розчинником.

Розчинність рідини у рідині. При змішуванні рідин, між молекулами яких існують різноманітні види взаємодії, можливі три варіанти розчинення:

- 1) Необмежена змішуваність – змішувані рідини: вода та спирт.
- 2) Обмежена взаєморозчинність – змішувані рідини: вода та етер.
- 3) Практично повна незмішуваність – змішувані рідини: вода й олія.

Розчинність твердих речовин у рідинах. Для більшості твердих речовин розчинність із підвищенням температури збільшується. Це почасти можна пояснити тим, що розчинення твердих речовин супроводжується поглинанням тепла ($\Delta H_{\text{ф.п.}} > \Delta H_{\text{сольв.}}$) та згідно принципу Ле-Шате-льє рівновага зсувається у бік ендотермічної реакції, тобто у бік розчинення. На відміну від газів на розчинність твердих речовин тиск практично не впливає.

Електролітична дисоціація.

На підставі вивчення електропровідності розчинів шведський вчений Сванте Ареніус у 1887 році розробив основні положення теорії електролітичної дисоціації. **Електролітами** називаються речовини, розчини чи розплави яких проводять електричний струм. До електролітів відносяться речовини, у молекулах яких атоми пов'язані йонним або ковалентним полярним зв'язком. До електролітів відносяться солі, розчинні кислоти, луги. Речовини, розчини чи розплави яких не проводять електричного струму називаються неелектролітами (напр. воск, цукор, сірка, тощо).

Електролітична дисоціація – це процес розпаду електроліту на сольватовані йони під дією молекул розчинника.

Сучасний зміст цієї теорії можна звести до трьох наступних положень:

1. Електроліти при розчиненні у воді розпадаються (дисоціюють) на йони – позитивно та негативно заряджені частинки. Властивості йонів відрізняються від властивостей нейтральних атомів. Наприклад металевий натрій (атоми натрію) енергійно взаємодіє з водою з виділенням водню, у той час як іони натрію (у відповідних солях) водню з води не виділяють. Атоми хлору утворюють двоатомні молекули, які отруйні та мають різкий запах. Іони хлору є відносно неотруйними та не мають запаху.

2. Під дією електричного струму йони набувають спрямованого руху: додатно заряджені йони рухаються до катоду, а від'ємно заряджені – до аноду. Тому перші називаються катіонами, а другі – аніонами.

3. Дисоціація – процес оборотний. Це означає, що паралельно з розпадом молекул на йони (дисоціацією) перебігає процес сполучення йонів у молекули (асоціація, рекомбінація).

Ступінь дисоціації.

Кількісно процес дисоціації характеризується ступенем дисоціації α . Це є відношення числа дисоційованих молекул до загального числа розчинених молекул:

$$\alpha = n/N,$$

де n – кількість молекул, які розпалися на йони, тобто дисоційованих; N – загальне число розчинених молекул.

Ступінь дисоціації виражається у частках одиниці або у відсотках. Якщо $\alpha = 1$, то всі молекули розпались на йони. Ступінь дисоціації HCl дорівнює 91% чи 0,91. Це означає, що зі 100 молекул HCl розпалось на йони 91 молекула, а 9 молекул не розпалось.

Ступінь дисоціації залежить від наступних чинників:

- 1) хімічної природи електроліту та розчинника;
- 2) концентрації електроліту;
- 3) температури.

1 чинник. Різні електроліти мають різну схильність до розщеплення на йони. Наприклад, для розчинів H_2SO_4 і H_2CO_3 однакової молярної концентрації (0,01 моль/л) ступені дисоціації відповідно дорівнюють 58% і 0,17%. Деякі електроліти добре дисоціюють у воді, інші у рідкому аміаку.

2 чинник. По мірі розведення розчину, тобто зі зменшенням концентрації електроліту ступінь дисоціації збільшується, оскільки йони все більш віддаляються один від іншого та зменшується можливість їхнього зворотнього сполучення у молекули.

3 чинник. З підвищенням температури ступінь дисоціації збільшується. Більшість електролітів розпадається на йони з поглинанням тепла, тобто дисоціація – це ендотермічний процес і згідно з принципом Ле-Шательє при нагріванні рівновага зсувається в бік дисоціації.

У залежності від величини ступеню дисоціації всі електроліти поділяються на:

1) сильні електроліти, $\alpha > 30\%$. До них відносяться:

а) практично всі солі;

б) мінеральні кислоти, наприклад HCl , HBr , HI , HSCN , HNO_3 , H_2SO_4 , HMnO_4 , H_2SeO_4 , HClO_4 ;

в) гідроксиди лужних і лужно-земельних металів: LiOH , NaOH , KOH , Ba(OH)_2 , тощо.

2) слабкі електроліти, $\alpha < 3\%$. До них відносяться:

а) практично всі органічні кислоти, деякі мінеральні кислоти, наприклад: H_2CO_3 , H_2S , HNO_2 , HClO , H_2SiO_3 , HCN , H_3BO_3 .

б) H_2O , NH_4OH і важко розчинні гідроксиди металів.

Вирізняють також *електроліти середньої сили*. Їх ступінь дисоціації знаходиться в інтервалі 3 – 30%. До них відносяться: H_3PO_4 , H_2SO_3 , Mg(OH)_2 , однак частіше їх все ж відносять до слабких електролітів.

Слабкі електроліти.

Константа дисоціації слабких електролітів.

У розчині слабого електроліту встановлюється рівновага між молекулами та йонами, тому для них справедливі загальні закони рівноваги. Наприклад, для процесу дисоціації оцтової кислоти можна записати вираз для константи рівноваги:



$$K_{\text{рівн}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Константа рівноваги, що відповідає дисоціації слабого електроліту називається *константою дисоціації*.

У загальному вигляді:



Застосовуючи закон дії мас, можна записати:

$$K_{\text{рівн}} = \frac{[\text{K}^+][\text{A}^-]}{[\text{KA}]} \quad (7.2.)$$

Якщо ступінь дисоціації – α , а концентрація електроліту – C , то

$[\text{K}^+] = [\text{A}^-] = \alpha C$, где αC – концентрація йонів;

тоді $[\text{KA}] = (C - \alpha C)$ – концентрація недисоційованих молекул.

Підставляючи вирази для $[\text{KA}]$, $[\text{K}^+]$, $[\text{A}^-]$ у рівняння (7.2.), одержимо:

$$K_{\text{рівн}} = \frac{\alpha^2 C^2}{(C - \alpha C)} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}$$

Якщо α є дуже малим, тобто $\alpha \ll 1$, тоді:

$$K = \alpha^2 C \quad \text{або} \quad \alpha = \sqrt{K/C} \quad (7.3)$$

Це рівняння виражає закон розведення Оствальда. Воно показує, що при розведенні ступінь дисоціації зростає. Константа дисоціації є величиною, властивою даному електролітові. При сталій температурі в одному й тому ж розчиннику вона є величиною сталою. Ступінь дисоціації характеризує склад електроліту в розчині тільки даної концентрації та змінює ся з її зміною. Константа

дисоціації залежить від хімічної природи електроліту та розчиннику, температури, але не залежить від концентрації. Вона характеризує здатність електроліту розпадатися на йони. Чим більше константа дисоціації, тем легше електроліт розпадається на йони.

Багатоосновні кислоти та багатокислотні основи дисоціюють поетапно. Кожна стадія дисоціації характеризується своєю константою дисоціації.

Наприклад: $\text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$; перша стадія $K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$

$\text{HCO}_3^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$; друга стадія $K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$

З нерівності $K_1 > K_2$ видно, що дисоціація переважно йде за першою стадією. Орієнтовно можна вважати, що кожна наступна константа дисоціації менше попередньої приблизно у 10^5 разів.

Вплив однойменних іонів на дисоціацію слабких електролітів.

Як зазначалося вище, на стан рівноваги електролітичної дисоціації слабого електроліту впливає концентрація розчину. Зсунути цю рівновагу можна також зміною концентрації одного з іонів, що знаходяться у розчині. Так, введення у розчин $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ ацетату натрію (CH_3COONa) збільшує концентрацію CH_3COO^- , що призведе до зсуву рівноваги дисоціації вліво й пониженню кислотності середовища. Таким чином, введення у розчин слабого електроліту однойменних іонів зменшує його ступінь дисоціації.

Розчини сильних електролітів.

Сильні електроліти у водних розчинах повністю розпадаються на йони. Внаслідок великого числа йонів у розчині йони взаємодіють один з одним завдяки наявності значних електростатичних сил, що діють між ними. Це призводить до удаваного зменшення ступеню дисоціації, до зменшення електропровідності розчинів сильних електролітів. Тому рівняння закону дії мас незастосовне для сильних електролітів. У 1907 році американський вчений Льюїс вводить поняття про удавану концентрацію – активність.

Активність іону – це та ефективна умовна концентрація його, відповідно до

якої він діє у хімічних реакціях (a). Активність іону пов'язана з концентрацією рівнянням:

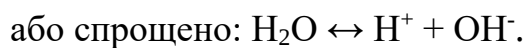
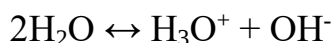
$$a = \gamma C,$$

де γ – коефіцієнт активності, він враховує взаємодію даного йону із навколишнім середовищем, залежить від концентрації та зарядів іонів. У концентрованих розчинах $\gamma < 1$. Для гранично розведених розчинів, де відсутні сили взаємодії йонів із-за їхньої віддаленості один від іншого, $\gamma = 1$, а $a = C$.

Електролітична дисоціація води. Йонний добуток води.

Водневий показник.

Застосуємо закон дії мас для процесу дисоціації води. Чиста вода дисоціює в дуже незначній мірі. Ступінь дисоціації води (α) дорівнює $1,8 \cdot 10^{-9}$, тобто з 550.000.000 молекул дисоціює лише одна. Вода дисоціює як амфотерний електроліт:



Запишемо константу дисоціації води:

$$K_{\text{d}}(\text{H}_2\text{O}) = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}.$$

Експериментально встановлено, що $K_{\text{d}}(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-16}$ при 25°C .

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = [\text{H}_2\text{O}] \cdot K_{\text{d}}(\text{H}_2\text{O}).$$

Позначимо $[\text{H}_2\text{O}] \cdot K_{\text{d}}(\text{H}_2\text{O})$ через $K(\text{H}_2\text{O})$ чи K_{w} . Величина K_{w} (добуток концентрації катіонів водню на концентрацію аніонів гідроксилу) називається **йонним добутком води** та є величиною сталою при даній температурі. Знайдемо чому дорівнює величина K_{w} . Оскільки ступінь дисоціації води дуже малий, то й дуже мала концентрація молекул, що розпалися у порівнянні з концентрацією недисоційованих молекул, тому останню можна вважати сталою та рівною 55,56 моль/л (число молів води в 1 л при 25°C). Підставляючи це значення у вираз константи дисоціації води, одержуємо при 25°C :

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1,008 \cdot 10^{-14} \approx 10^{-14}.$$

Це дуже важлива величина, оскільки дозволяє для будь-якого розчину знайти концентрації йонів водню та гідроксиду.

Для чистої води $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ моль/л. Розчини, у яких концентрація йонів водню дорівнює концентрації йонів гідроксильних груп і дорівнює 10^{-7} моль/л називаються **нейтральними**.

Якщо у воду додати кислоту, то $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л (10^{-6} , 10^{-5} і т.д.), а $[\text{OH}^-]$ стане менше, 10^{-7} моль/л, оскільки $[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]}$. Припустимо $[\text{H}^+] = 10^{-6}$ моль/л, тоді $[\text{OH}^-] = 10^{-8}$ моль/л. Отже, у **кислих** розчинах концентрація катіонів водню більше 10^{-7} моль/л.

Якщо у воду додати луг, то $[\text{H}^+]$ стане менше 10^{-7} моль/л (10^{-8} , 10^{-9} і т.д.). Отже, у **лужних** розчинах концентрація катіонів водню менше 10^{-7} моль/л.

Для зручності кислотність середовища характеризують не такими малими величинами, а користуються так званим водневим показником.

Водневий показник — це від'ємний десятковий логарифм концентрації катіонів водню:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+].$$

Наприклад: якщо $[\text{H}^+] = 10^{-4}$ моль/л, то $\text{pH} = 4$ (середовище кисле); якщо $[\text{H}^+] = 10^{-9}$ моль/л, то $\text{pH} = 9$ — (середовище лужне); Аналогічно означається і **гідроксильний показник** pOH :

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]; \text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

Якщо $\text{pH} = 7$, то середовище нейтральне;

якщо pH менше 7, то середовище кисле;

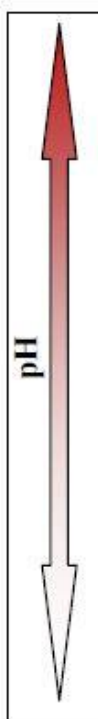
якщо pH більше 7, то середовище лужне.

Для багатьох процесів величина pH має велике значення. Так, pH крові здорової людини має суворо певне значення (7,4). Рослини можуть нормально зростати лише за певних значень pH ґрунту. Тому для дуже кислих ґрунтів

застосовують метод вапнування ґрунтів. Властивості природних вод також сильно залежать від їхнього рН.

рН питної води, хліба, молока та ін. продуктів повинно відповідати вимогам технічних умов, ДСТУ або іншим нормативним документам. Відхилення значення рН від допустимого вказує на неможливість вживання цих продуктів. Наближені рН деяких продовольчих та непродовольчих товарів наведені у таблиці.

Таблиця. рН деяких товарів.



0	1М НСІ, свинцевий акумулятор
1	шлунковий сік, 0,1 М НСІ
2	лимон, апельсин
3	оцет, вино, кока-кола
4	помідор, пиво, яблуко
5	кава, банан
6	дощова вода, молоко
7	дистильована вода
8	морська вода, розчин Na_2CO_3
9	розчин бури
10	вапняна вода
11	аміак
12	розчин для проявки фото
13	сода, засоби для миття посуду
14	1М NaOH

Водневий показник вимірюють різними методами. Грубо, але швидко, його вимірюють індикаторами (спеціальними реактивами, які змінюють своє забарвлення залежно від концентрації H^+ і OH^- -йонів, наприклад, метиловий оранжевий, фенолфталеїн, лакмус, універсальний індикатор та ін.). Значно точніше – за допомогою рН-метрів на основі потенціометричного методу.

Поняття про індикатори.

Для вимірювання **рН** середовища існують різноманітні методи. Наближено

кислотність розчину можна визначити при допомозі спеціальних розчинів – індикаторів.

Індикатори – це речовини, забарвлення яких змінюється у залежності від концентрації катіонів водню (**pH** середовища).

Найчастіше у якості індикаторів використовуються лакмус, метиловий оранжевий та фенолфталеїн.

Властивості деяких індикаторів наведено у таблиці:

Індикатор	<i>Інтервал pH переходу забарвлення</i>	Забарвлення	
		<i>У кислому середовищі</i>	<i>У лужному середовищі</i>
Метиловий фіолетовий	0 – 3	Жовто-зелене	Фіолетово- блакитне
Метиловий оранжевий	3,1 – 4,4	Червоне	Жовте
Лакмус	5 – 8	Червоне	Синє
Фенолфталеїн	8,3 – 10	Безбарвне	Червоне
Індигокармін	12 – 14	Блакитне	Жовте

Більш точно визначають **pH** при допомозі спеціальних приладів – pH-метрів.

Звичайно індикатори – це слабкі органічні кислоти із узагальненою формулою **HInd** чи основи з **IndOH**, молекули та йони яких мають різноманітне забарвлення. При додаванні у досліджуваний розчин індикатори дисоціюють:

$\text{HInd} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{Ind}^-$	$\text{IndOH} \leftrightarrow \text{Ind}^+ + \text{OH}^-$
забарвлення 1 забарвлення 2	забарвлення 1' забарвлення 2'

Оскільки процес дисоціації слабких електролітів – процес оборотний, то положення рівноваги у наведених системах залежить від кислотності досліджуваного розчину. У кислих розчинах індикатори, що являють собою слабкі кислоти, у відповідності до принципу Ле-Шательє знаходяться переважно у вигляді

молекул і забарвлення розчину відповідає формі індикатора HInd (забарвлення 1). Індикатори, що є слабкими основами, у кислих розчинах, навпаки, будуть знаходитись у своїй іонній формі Ind⁺ (забарвлення 2'). У процесі титрування змінюється концентрація катіонів водню та змінюється співвідношення йонів і молекул індикатора. У певній області значень **pH**, названій областю переходу індикатора, концентрація однієї з форм стане переважною та розчин набуде її забарвлення. Слабкими органічними кислотами є лакмус, фенолфталеїн. Слабка органічна основа – метиловий оранжевий. Вибір індикатора визначається інтервалом **pH**, у якому необхідно підтримувати кислотність досліджуваного розчину.

Поняття про буферні розчини.

Для підтримання значення pH практично незмінним застосовують буферні розчини. Це суміш слабкої кислоти (або основи) та її солі, яка здатна зв'язувати йони H⁺ і OH⁻ при додаванні незначних, помірних кількостей сильних кислот або лугів. Наприклад:

- кислотний буферний розчин (буфер): суміш CH₃COOH та CH₃COONa (ацетатний буфер);
- основний буферний розчин: суміш NH₃·H₂O та NH₄Cl (аміачний буфер).

На практиці знаходять застосування й інші буфери:

H₂CO₃ + NaHCO₃ – дикарбонатний буфер;

NaH₂PO₄ + Na₂HPO₄ – фосфатний буфер та ін.

Механізм дії буферного розчину розглянемо на прикладі ацетатного буферу:



В результаті додавання до розчину кислоти (надлишку H⁺) pH розчину залишається постійним за рахунок зв'язування надлишкових H⁺-йонів CH₃COO⁻-йонами, з утворенням слабкої кислоти CH₃COOH. Коли ж додати луг, то OH⁻-йони будуть зв'язуватися в слабкий електроліт H₂O: H⁺ + OH⁻ = H₂O.

pH кислотного буферу розраховується за формулою:

$$pH = pK_a - \lg(C_k / C_c)$$

для основного буферу: $pH = 14 - pK_b + \lg(C_o / C_c)$,

де C_k , C_o , C_c – молярна концентрація кислоти, основи та солі відповідно.

pH буферного розчину не змінюється і під час розбавлення, оскільки залежить лише від співвідношення концентрації солі C_c та кислоти C_k (основи C_o) і не залежить від ступеня розбавлення.

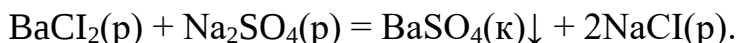
Буферні розчини відіграють важливу роль в регулюванні життєвих процесів в організмах тварини і рослин, широко застосовується в лабораторній практиці.

Йонні реакції.

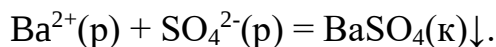
Реакції у розчинах електролітів, що перебігають між іонами, називаються *йонними*.

Йонні реакції завжди перебігають у бік зв'язування йонів, тобто у бік утворення важкорозчинних речовин, легколетких газів, слабких електролітів, комплексних іонів. Якщо жодна з цих сполук не утворюється, то реакція перебігає оборотно й не йде до кінця (правило Бертолле). Йонні реакції виражають сутність реакцій, що перебігають між електролітами у розчинах. Наприклад:

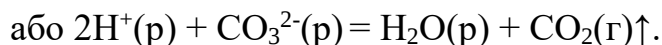
1. *Реакції, що йдуть із утворенням осаду:*



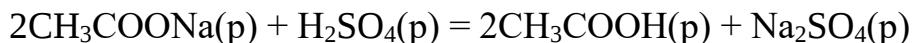
Скорочене йонне рівняння виражає сутність цього процесу:

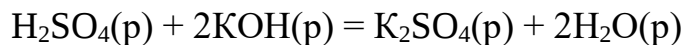


2. *Реакції, що супроводжуються виділенням газів (летких речовин):*

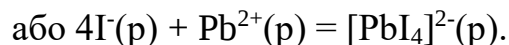
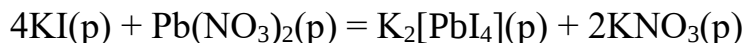


3. *Реакції, що перебігають із утворенням слабких електролітів:*





4. *Реакції, що йдуть із утворенням комплексного йону:*



Гідроліз солей.

Гідроліз у перекладі з грецької мови означає розклад водою. Гідролізові можуть поддаватися хімічні сполуки різноманітних класів: солі, галогенангідриди, естери, аміді, ацеталі, у тому числі й багато природних полімерів: поліцукриди, білки, нуклеїнові кислоти, тощо. У неорганічній хімії розглядають гідроліз солей, тобто обмінну взаємодію йонів солі з іонами води, яка супроводжується зміною концентрації йонів водню та гідроксилу. Необхідною умовою перебігу реакцій гідролізу є можливість утворення хоча б одного слабкого електроліту (кислоти чи основи). Тому гідролізові піддаються солі, утворені:

1. Сильними кислотами й слабкими основами, наприклад: CuSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, NH_4Cl , тощо (гідроліз за катіоном).

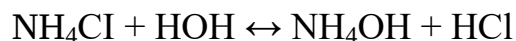
2. Слабкими кислотами та сильними основами, наприклад: Na_2S , CH_3COONa , K_2CO_3 , $\text{Ba}(\text{CN})_2$ тощо (гідроліз за аніоном).

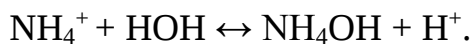
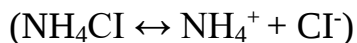
3. Слабкими кислотами та слабкими основами, наприклад: Al_2S_3 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, тощо (гідроліз за катіоном та аніоном).

Гідролізу не піддаються солі, утворенні сильними кислотами та сильними основами, оскільки ані катіон, ані аніон такої солі з іонами води не дає слабкого електроліту, наприклад: KCl , Na_2SO_4

Типові випадки гідролізу.

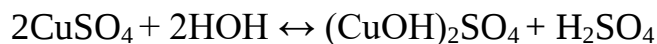
1. *Гідроліз за катіоном:*





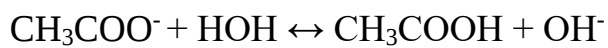
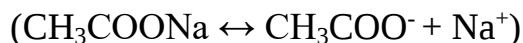
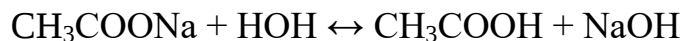
Катіони солі взаємодіють із молекулами води. У розчині з'являється надлишок катіонів водню – середовище кисле, $\text{pH} < 7$.

Гідроліз солей багатозарядних катіонів перебігає постадійно, переважно за першою стадією, з утворенням основних солей:



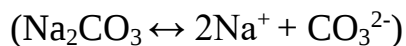
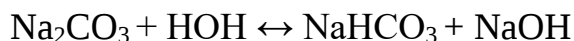
Чим слабша основа, тим у більшій мірі піддається гідролізові, утворена нею сіль.

2. Гідроліз за аніоном:



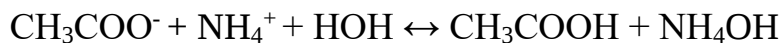
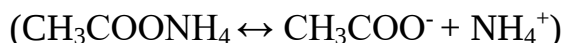
Аніон слабкої кислоти, відповідальний за гідроліз, взаємодіє з молекулами води. У розчині нагромаджуються аніони гідроксиду, середовище лужне, $\text{pH} > 7$.

Гідроліз солей багатоосновних кислот перебігає постадійно, переважно за першою стадією, з утворенням кислих солей.



Чим слабша кислота, тим у більшій мірі піддається гідролізові, утворена нею сіль.

3. Гідроліз за катіоном і за аніоном:



У залежності від співвідношення констант дисоціації, кислоти та основи, що утворюються при гідролізі, розчини солей цього типу можуть мати нейтральну, слабкокисло чи слабколужну реакцію середовища.

Гідроліз деяких солей, утворених дуже слабкими кислотами та осно-вами, є необоротним, наприклад гідроліз сульфідів і карбонатів Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} :



У підсумку гідролізу утворюються осад і газ, тому гідроліз перебігає практично необоротно, до кінця.

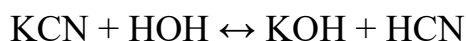
Ступінь і константа гідролізу.

Кількісно процес гідролізу характеризується константою гідролізу (K_2) та ступенем гідролізу (α_2). Ступінь гідролізу показує яка частина молекул розиненої солі поддається гідролізу. Вона може набувати значень від 0 до 1. Це відношення числа молекул, які поддалися гідролізу, до загального числа молекул солі у розчині.

Ступінь гідролізу залежть від природи солі (природи катіону та аніону), температури, концентрації. У відповідності з принципом Ле-Шательє зі зменшенням концентрації солі, тобто з розведенням ступінь гідролізу збільшується. Процес гідролізу – це ендотермічний процес, тому у відповідності з принципом Ле-Шательє з підвищенням температури гідроліз підсилюється.

Отже для послаблення гідролізу треба готувати концентровані розчини та зберігати їх при низькій температурі, додавати у розчин солі один із продуктів гідролізу.

Константа гідролізу характеризує здатність даної солі піддаватися гідролізу. Чим слабкіше кислота (основа), сіль якої піддається гідролізові, тим більше K_2 , тим у більший мірі перебігає гідроліз. Наприклад:

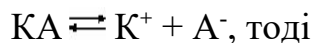


$$K_2 = \frac{[\text{KOH}]}{[\text{KCN}]}$$

Рівновага в розчинах електролітів

Дисоціація слабких електролітів процес оборотний (на відміну від дисоціації сильних електролітів), тому для неї справедливі загальні закони рівноваги (принципи Ле-Шательє).

У розчині слабого електроліту встановлюється рівновага між йонами і недисоційованими молекулами:



$$K = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]},$$

де K – константа рівноваги або константа дисоціації, а $[K^+]$, $[A^-]$, $[KA]$ – рівноважні концентрації відповідно катіона, аніона і недисоційованих молекул.

Взаємозв'язок між K , α і C виражається законом розведення Оствальда:

$$K = C \frac{\alpha^2}{1-\alpha}$$

якщо $\alpha < 5\%$, то $K = C\alpha^2$ звідки

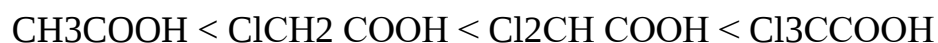
$$\alpha = \sqrt{K/C}, \text{ а } C = \frac{K}{\alpha^2}$$

Якщо ступінь дисоціації бінарного електроліту KA дорівнює α , то концентрація йонів K^+ і A^- в розчині буде однаковою і складе:

$$[K^+] = [A^-] = \alpha C, \text{ оскільки } \alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}, \text{ тоді: } [K^+] = [A^-] = C \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{KC} \text{ звідки}$$
$$C_{\text{йона}} = \sqrt{KC}$$

Отже при збільшенні концентрації розчину слабого електроліту ступінь дисоціації зменшується, і навпаки, при розбавленні розчину – зростає.

Величина K залежить від характеру хімічного зв'язку у молекулі сполуки, яка дисоціює. Наприклад, в ряду:



K зростає, що пояснюється відтягуванням електронів від карбоксильної групи електронегативним атомом Хлору.

Константа йонізації K – характерна величина для даного електроліту і розчинника, залежить від температури, яка впливає на гідратацію йонів і нейтральних молекул.

Силу електроліту краще характеризувати за величиною K або pK – показник константи дисоціації або силовий показник електроліта:

$$pK = -\lg K$$

pK < 0 – дуже сильні електроліти;

pK 0...4,5 – сильні або середньої сили;

pK 4,5....9 – слабкі електроліти;

pK 9....14 – дуже слабкі електроліти;

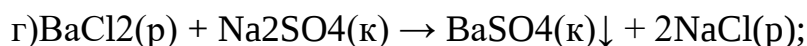
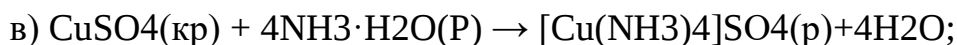
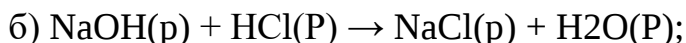
pK > 14 – надзвичайно слабкі електроліти.

Якщо відома pK_a (“acidum” – кислоти), то можна обчислити pK_b (“basicum” – основа):

$$pK_a + pK_b = 14;$$

$$\text{тоді } pK_b = 14 - pK_a$$

Реакції обміну між йонами відбуваються з великими швидкостями. Зміщення рівноваги у бік утворення продуктів реакції спостерігається у тому випадку, коли реакції супроводжуються утворенням газоподібних (летких) речовин (а), слабких електролітів (б), комплексних йонів (в) і осадів (г) (за правилом Бертолле). Наприклад:



Якщо кристали малорозчинної солі побудовані із йонів, то у розчин переходять не молекули, а йони солі. Для малорозчинної сполуки, наприклад

BaSO₄ або AgCl, що перебуває у рівновазі із своїм насиченим розчином, рівняння динамічної рівноваги матиме вигляд: $\text{BaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$, тобто за сталої температури в одиницю часу у розчин переходить така кількість солі, яка в той же самий час із розчину випадає в осад.

Для наведеного вище процесу за сталої температури можна записати:

$$K = \frac{[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]},$$

де K – константа рівноваги.

З вище наведеного рівняння випливає, що у насиченому при певній температурі розчині, добуток концентрації йонів малорозчинного електроліту є сталою величиною, яка називається добутком розчинності.

$$\text{ДР}_{\text{BaSO}_4} = K[\text{BaSO}_4] = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}].$$

У загальному вигляді вираз добутку розчинності насиченого розчину малорозчинної речовини K_xA_y, що розпадається на йони за рівнянням



$$\text{ДР}_{\text{K}_x\text{A}_y} = [\text{K}^{y+}]^x [\text{A}^{x-}]^y$$

Виходячи із значень ДР, можна порівнювати розчинність різних сполук, які дисоціюють на однакове число йонів. Знаючи ДР, можна знайти концентрацію йонів, або солі в насиченому розчині, тобто розчинність цієї солі.

Приклад: $\text{ДР}_{\text{PbI}_2} = 8,010 \cdot 10^{-9}$. Обчислити розчинність солі у моль/л і г/л.

Розв'язування: Позначають розчинність через S (моль/л). Тоді, у насиченому розчині PbI₂, буде міститися S моль/л Pb²⁺ - йонів і 2S моль/л I⁻ - йонів. Звідки:

$$\text{ДР}_{\text{PbI}_2} = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$

$$\text{Тоді: } S = \sqrt[3]{\text{ДР}_{\text{PbI}_2} / 4} = \sqrt[3]{8,0 \cdot 10^{-9} / 4} = \sqrt[3]{2 \cdot 10^{-9}} = 1,3 \cdot 10^{-3}, \text{ моль/л.}$$

$$M_{\text{PbI}_2} = 461 \text{ г/моль, звідки розчинність PbI}_2 \text{ складе: } 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л} \cdot 461 \text{ г/л} = 0,6 \text{ г/л.}$$

Оскільки ДР за певної температури є сталою величиною, то збільшення концентрації у розчині одного із йонів, на які дисоціює сполука, призводить до зменшення концентрації іншого. Так, якщо до насиченого розчину BaSO_4 додати розчин сполуки, яка містить йон SO_4^{2-} , то рівновага порушується, і згідно з принципом Ле-Шательє, вона зміститься вліво ($\text{BaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$), тобто з розчину почне випадати BaSO_4 . Те саме відбудеться і при введенні в насичений розчин BaSO_4 надлишку йонів Ba^{2+} .

Приклад: Обчислити $[\text{Ag}^+]$ у насиченому розчині AgCl , що містить NaCl у концентрації 0,1 моль/л.

Розв'язування: У даному випадку $[\text{Ag}^+] < [\text{Cl}^-]$, оскільки $[\text{Cl}^-]$ значно більша завдяки наявності у розчині солі NaCl і буде дорівнювати сумі концентрацій Cl^- -іонів, одержаних за реакціями:



Оскільки сіль NaCl повністю дисоціює на йони, тоді $[\text{Cl}^-] = 0,1$ моль/л (нехтуємо $[\text{Cl}^-]$ із AgCl). Оскільки $\text{DPAgCl} = 1,56 \cdot 10^{-10}$, можна записати:

$$\text{ДР} = [\text{Ag}^+] \cdot 0,1 = 1,56 \cdot 10^{-10}, \text{ звідки:}$$

$$[\text{Ag}^+] = 1,56 \cdot 10^{-10} / 0,1 = 1,56 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л}$$

Таким чином, якщо в 1 л насиченого розчину AgCl міститься

$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = \sqrt{1,56 \cdot 10^{-10}} = 1,25 \cdot 10^{-5}$ моль/л Ag^+ - і Cl^- -іонів, то у розчині солі NaCl (0,1 моль), концентрація Cl^- -іонів буде більше:

$[\text{Cl}^-] > 1,25 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 1,25 \cdot 10^{-6} \approx 10000$ разів, тоді як концентрація Ag^+ -іонів буде на цю величину меншою ($< \approx 10000$ разів).

Отже введення однойменних йонів в розчин малорозчинного електроліту знижує його розчинність. Цей висновок має велике практичне значення, зокрема у кількісному аналізі, оскільки дає змогу практично повністю осаджувати той чи інший йон у вигляді малорозчинної сполуки.

Зміна температури або розчинника також є важливим чинником, який впливає на величину ДР. При підвищенні температури ДР деяких речовин істотно зростає, що використовують для розділення осадів, наприклад, погано розчинний за кімнатної температури осад плюмбум (І) хлориду повністю переходить у розчин за температури 80С, оскільки його добуток розчинності збільшується майже у 400 раз. Заміна одного розчинника іншим може зменшити або збільшити добуток розчинності сполуки, так додавання етилового спирту до розчину кальцій сульфату істотно зменшує його добуток розчинності. Тому підбір температурних режимів, розчинників відіграє важливу роль при розробці технологій виготовлення продовольчих та непродовольчих товарів.

Особливості води як розчинника. Дисоціація води.

Найважливішим розчинником є вода. Близько 60 % всього живого і неживого на нашій планеті складається з води. Вода в природі зустрічається у дуже великій кількості у трьох агрегатних станах:

- у вигляді пари – у атмосфері;
- рідкому стані – води річок, озер, морів та океанів;
- твердому стані – лід та сніг на вершинах високих гір та полярних ши-ротах, полюсах;
- грунтові води – у ґрунтах на різній глибині;
- кристалізаційна вода – у складі кристалів та мінералів;
- у рослинних та тваринних організмах.

Найчистішою природною водою є дощова вода. У незначній мірі вона містить у собі розчинені гази та речовини, які утворюються в атмосфері при дії грозових розрядів – O_2 , N_2 , CO_2 і навіть оксиди азоту, які утворюються при взаємодії азоту з киснем при грозових розрядах. Над промисловими районами дощова вода може містити і оксиди сірки, які утворюються при спалюванні вугілля на теплових

електростанціях, котельнях, промисловий пил, що виділяється при роботі металургійних комплексів та хімічних підприємств.

Чиста вода при звичайних умовах – це безкольорова прозора рідина без запаху та смаку. У товстих шарах має блакитний колір. При температурі $+4^{\circ}\text{C}$ вода має густину 1 г/см^3 , тобто 1 мл води важить 1 грам. При вищих та нижчих температурах густина води менше цієї величини.

Температура замерзання води 0°C і температура кипіння 100°C стали відправними точками температурної шкали за Цельсієм. Вода – прекрасний розчинник для сполук, утворених іонним та полярним ковалентним зв'язком. У той же час у воді погано розчиняються жири, органічні розчинники.

Аномальні властивості води.

Людина і тварини можуть в своєму організмі синтезувати первинну («ювенільну») воду, утворювати її при згорянні харчових продуктів і самих тканин. У верблюда, наприклад, жир, який містить в горбі, може шляхом окиснення дати 40 л води. Вода має цілий ряд властивостей, які відхиляються від закономірностей, що витікають із розташування кисню у періодичній системі Д.І. Менделєєва.

Вода – єдина рідина, тверда фаза якої має меншу густину, ніж її рідка фаза: лід плаває на поверхні води, у той же час для усіх інших речовин густина твердої фази більша за густину рідкої. Зміна густини води при зміні температури показує, що при температурі $+4^{\circ}\text{C}$ вона найвища – 1 г/см^3 . Вище та нижче цієї температури вона менша одиниці (див. рис. 15), що є аномальним явищем.

Лід плаває на поверхні води. Це пояснюється тим, що при температурі $+4^{\circ}\text{C}$, вода знаходиться у вигляді подвійних молекул $(\text{H}_2\text{O})_2$, з'єднаних подвійними водневими зв'язками і відсутність пустот між ними дає найбільшу густину. При вищих та нижчих температурах існують інші структури, не такі щільні, і густина води зменшується.

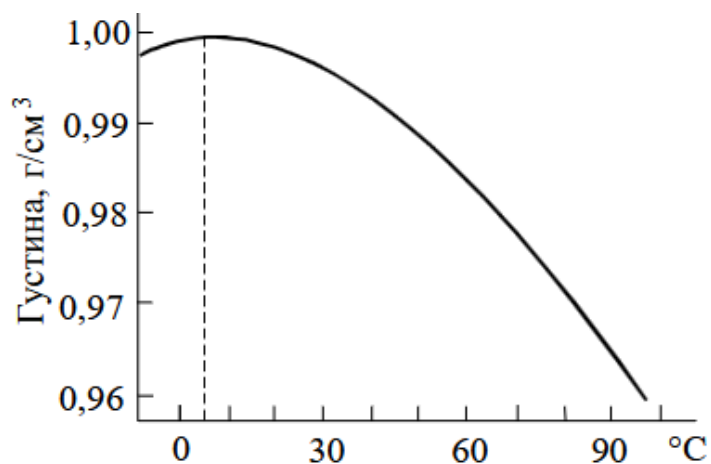
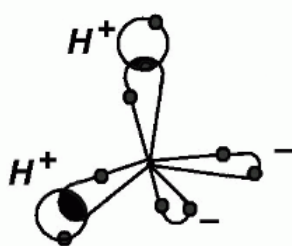


Рис. 1. Зміна густини води із температурою.

Невелика густина льоду обумовлена наявністю пустот у його кристалічній структурі. Кожний атом оксигену зв'язаний валентними зв'язками із двома атомами гідрогену в молекулі.



У свою чергу атоми оксигену зв'язані з двома атомами гідрогену “чужих” молекул на. Фактично кожна молекула води має чотири водневих зв'язки (рис. 2.а), які забезпечують стійкість структури льоду. Схема розташування кисневих атомів та модель структури льоду з характерними пустотами показані на рис. 2.

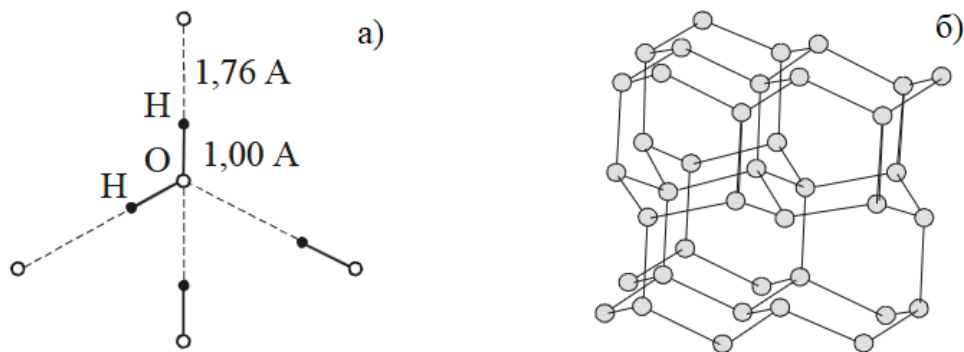


Рис. 2. а) Схема розподілу зв'язків у кристалі льоду;

б) Структурна схема льоду.

На рисунку 3 показана схема кристалів льоду з утворенням водневих зв'язків.

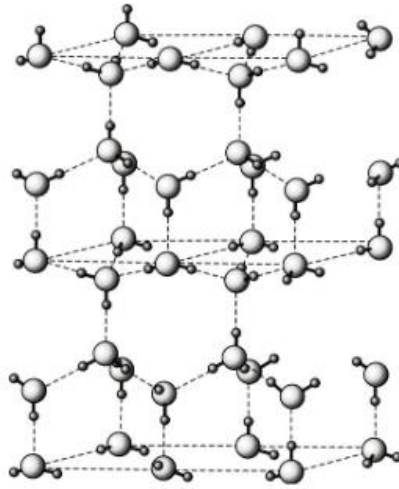


Рис. 3. Схема кристала льоду.

Відкритість структури є причиною малої густини льоду (великі шари – атоми кисню, малі – атоми водню). Як наслідок такої структури густина льоду складає $0,92 \text{ г/см}^3$, що викликано утворенням пустот між молекулами. При цьому, при замерзанні вода збільшує свій об'єм на 10%. Ця особливість повинна бути врахована при використанні води як охолоджуючої рідини для двигунів внутрішнього згорання.

Із всіх рідких речовин, що існують у природі, вода має найбільшу питому теплоємність – кількість теплоти, яка необхідна для нагрівання 1 г-моль речовини на 1°C . Враховуючи велику кількість водневої поверхні ($2/3$ поверхні Земної кулі складає вода) та її велику масу, водневі маси Землі поступово охолоджуються при віддаленні Землі від Сонця восени та взимку і температура на планеті поступово знижується і дає змогу рослинним та тваринним організмам пристосуватись до зміни температури (дерева скидають листя, тварини міняють шерстяний покрив та інше). Навесні проходить зворотний процес поступового підвищення загальної температури на Землі. Тобто вода на Землі є своєрідним терморегулятором.

Якщо подивитись на водневі сполуки елементів, що оточують кисень у періодичній системі, то тут також є відхилення від закономірностей зміни властивостей у групах і періодах.

NH_3	H_2O	HF
<i>Газ</i>	<i>Рідина</i>	<i>газ</i>
PH_3	H_2S	HCl
<i>Газ</i>	<i>Газ</i>	<i>газ</i>

Тобто тільки вода при звичайних умовах є рідкою речовиною, що пояснюється утворенням сильних водневих зв'язків між молекулами води, інші ж речовини при звичайних умовах газоподібні. Тут є ще одна особливість: із всіх наведених водневих сполук тільки вода є життєвонеобхідною речовиною для рослинного, тваринного світу та людини. Інші водневі сполуки елементів такої властивості не мають, а деякі з них – отруйні (у середовищі сірководню всі живі організми гинуть).

Завдання для самостійного опанування.

1. Основні положення теорії електролітичної дисоціації С.Ареніуса.
2. Активна концентрація та її фізичний зміст.
3. Що таке осмотичний тиск розчину? Яким буде осмотичний тиск розчину при 0С, якщо в 1 л його міститься 1 моль неелектроліту.
4. Що таке ізотонічні розчини?
5. Чому розчини киплять при більш високій температурі, ніж чисті розчинники?
6. Чому розчини замерзають при більш низькій температурі, ніж чисті розчинники?
7. Дати обгрунтовану відповідь, що означає така форма запису концентрації розчинів:
2 н. HNO_3 , 6 н. NaOH , 3% H_2O_2 , 10% NH_4OH , $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}}$, $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{розв.}}$, насичений розчин NH_4Cl , 0,5 М розчин KMnO_4 .
8. Пояснити роль розчинника в процесі електролітичної дисоціації електролітів.
9. За якими ознаками електроліти поділяються на сильні, середньої сили, слабкі?

Навести приклади сполук міді (II), фосфору, заліза, азоту, які є сильними, а які слабкими електролітами.

10. Перелічити умови, за яких реакції в розчинах проходять до кінця. Навести приклади.

11. Перерахувати фактори, від яких залежить ступінь електролітичної дисоціації електролітів. На конкретному прикладі показати, як її можна збільшити, а як зменшити.

12. Вода в природі та її значення.

13. Які аномальні властивості має вода?

14. Дати визначення процесу гідролізу солей. Вказати способи визначення середовища розчинів на практиці.

15. Дати обгрунтовану відповідь, чи можна вважати, що нейтральна реакція водного розчину солі свідчить про відсутність її гідролізу?

16. Ступінь дисоціації. Слабкі та сильні електроліти.

17. Що називають йонним добутком води? Яке він має практичне значення?

18. Назвіть основні теорії кислот і основ та поясніть їх зміст.

19. Як можна підтримати постійним значення рН розчину? Наведіть приклади буферних систем і поясніть механізм їх дії.

Питання для самоперевірки.

1. Розрахувати об'єм сірчаної кислоти і води, які необхідні для приготування:

- 2,5 л розчину сірчаної кислоти з густиною 1,158 г/см³ із 84%-ного розчину сірчаної кислоти;

- 3,0 л 28 %-ного розчину кислоти із розчину H₂SO₄ з густиною 1,687 г/см³;

- 1,7 л розчину сірчаної кислоти з густиною 1,238 г/см³ із розчину H₂SO₄ з густиною 1,830 г/см³;

- 6 л 16 %-ного розчину сірчаної кислоти із 70 %-ного розчину H₂SO₄.

2. Яким буде осмотичний тиск розчину при 0С,

якщо в 1 л його міститься 1 моль неелектроліту.

3. Розрахуйте осмотичний тиск розчину, в літрі якого міститься 34,2 г цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$ при температурі 0 та 27С.

4. Який розчин буде мати більший осмотичний тиск: який містить у 1 л 18 г глюкози $C_6H_{12}O_6$ чи 18 г формаліну CH_2O ? Дайте пояснення та зробіть розрахунки.

5. Чи будуть розчини ізотонічні, якщо в 1 л одного міститься 9 г глюкози, а в 1 л іншого – 17,1 г цукру?

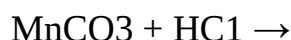
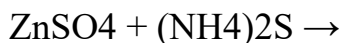
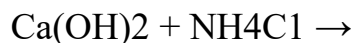
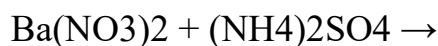
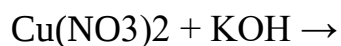
6. На скільки градусів підвищиться температура кипіння води, якщо у 200 г води розчинити 43,2 г цукру? Ебуліоскопічна стала води дорівнює 0,52С.

7. При якій температурі буде замерзати 40% розчин етилового спирту? Кріоскопічна стала води 1,86С.

8. Навести визначення та за допомогою рівнянь дисоціації показати, що таке кислоти, основи, солі з точки зору теорії електролітичної дисоціації.

9. Написати рівняння дисоціації електролітів: сірководневої та азотної кислот; гідроксидів заліза (III) та амонію; сульфату та хлориду алюмінію.

10. Скласти молекулярні та іонні рівняння реакцій.



11. Серед поданих солей знайдіть ті, що гідролізуються. Напишіть молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу (за першою стадією).

- нітрат стронцію, хлорид заліза (III), йодид калію, сульфат натрію, сульфід калію, нітрат алюмінію, хлорид барію;

- карбонат натрію, сульфат міді (II), нітрат кальцію, фосфат натрію, нітрат амонію, хлорид калію;

- нітрат кальцію, нітрат марганцю (II), хлорид барію, сульфід калію, хлорид міді (II),

сульфат натрію, карбонат амонію;

- ацетат амонію, бромід калію, сульфід калію, хлорид барію, сульфат цинку, нітрат стронцію, силікат натрію.

12. Серед наведених солей знайдіть ті, водний розчин яких має кисле середовище. Напишіть відповідні молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу (за першою стадією):

- нітрит натрію, нітрат кальцію, хлорид марганцю (II), сульфат амонію, сульфід амонію, сульфід амонію, карбонат амонію, бромід заліза (III);

- фосфат калію, нітрат міді (II), йодид натрію, ацетат алюмінію, хлорид кобальту, сульфат цинку;

- фосфат натрію, хлорид цинку, нітрат марганцю (II), ацетат алюмінію, сульфат алюмінію, фторид натрію, сульфід калію.

13. Серед поданих солей знайдіть ті, водний розчин яких має лужне середовище. Напишіть відповідні молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу (за першою стадією):

- фосфат натрію, нітрат марганцю (II), хлорид калію, карбонат натрію, нітрит барію, ацетат міді (II);

- карбонат натрію, нітрат цинку, сульфат калію, сульфід натрію, нітрат кальцію, хлорид заліза (II), ацетат барію;

- нітрат кальцію, фосфат амонію, карбонат алюмінію, сульфід калію;

- фосфат натрію, бромід цинку, хлорид кальцію, ацетат натрію.

14. Скласти молекулярні та іонні рівняння реакцій, які відбуваються при приготуванні водних розчинів таких солей: а) сульфиду натрію, карбонату амонію, хлориду алюмінію; б) сульфату міді (II), хлориду марганцю (II), нітрату заліза (III); в) сульфату амонію, нітрату кобальту (II), фосфату калію; г) ацетату міді (II), сульфату марганцю (II), арсенату натрію. Використовуючи довідкові дані, вказати, який з індикаторів можна застосувати для визначення реакції середовища розчину кожної з наведених солей.

15. Скільки грамів хлориду кальцію необхідно розчинити в 250 мл води для отримання 2%-ного розчину?
16. Скільки води необхідно додати до 150 г 27%-ного розчину гідроксиду натрію, щоб отримати 8%-ний?
17. Як можна визначити чи буде утворюватись осад малорозчинного електроліту в розчині? Які умови утворення та розчинення осадів? Які фактори впливають на розчинність осадів?
18. Що називається гідролізом? Які солі підлягають гідролізу? Складіть йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей Na_2SO_3 , FeCl_3 , $\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$.
19. Як визначають експериментально і обчислюють теоретично рН розчинів солей, що зазнають гідролізу.

Контрольні завдання.

Варіант 1.

1. Серед перерахованих формул виберіть формулу кристалогідрату:
а) K_2SO_3 ; б) $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 20\text{H}_2\text{O}$; в) NaOH ; г) BaS .
2. Виберіть формулу речовини розчинної у воді:
а) AlPO_4 ; б) NaOH ; в) AgCl ; г) CuS .
3. Виберіть формули електролітів:
а) CuSO_4 ; б) HCl ; в) LiOH ; г) C .
4. Виберіть чинники, які впливають на розчинність речовин у воді:
а) забарвлення розчину; б) природа речовини; в) температура;
г) агрегатний стан речовини.
5. Речовина, що приєднує електрони в окисно-відновній реакції, називається:
а) відновником; б) ізотопом; в) окисником; г) приймачем.
6. Розчин, у якому речовина при даній температурі не розчиняється, називається: а) концентрований; б) розчинений; в) насичений; г) пересичений.

7. Сильні електроліти в розчині: а) дисоціюють поетапно; б) дисоціюють повністю; в) не дисоціюють.

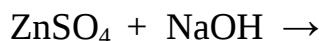
8. Установіть відповідність.

- | | |
|---|---------------|
| 1. $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$; | А. Розклад |
| 2. $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$; | Б. Сполучення |
| 3. $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$; | В. Заміщення |
| 4. $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$; | Г. Обмін. |

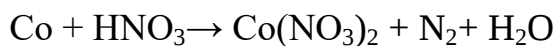
9. Установіть відповідність.

- | | |
|--------------------------------------|------------------------------|
| 1. $\text{H}^+, \text{NO}_3^-$; | А. CaCl_2 ; |
| 2. $\text{Ca}^{2+}, 2\text{Cl}^-$; | Б. NaOH ; |
| 3. Na^+, OH^- ; | В. HNO_3 ; |
| 4. $2\text{K}^+, \text{SO}_4^{2-}$; | Г. K_2SO_4 . |

10. Напишіть у молекулярній, повній та скороченій йонних формах рівняння взаємодії:



11. Проставте ступені окиснення та розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій (методом електронного балансу), вкажіть окисники й відновники, а також процес окиснення та процес відновлення:



12. Обчислити об'єм газу (н. у.), що виділиться внаслідок дії хлоридної кислоти (HCl) на розчин натрій карбонату (Na_2CO_3) масою 400 г з масовою часткою речовини у розчині 37,4%.

Варіант 2.

1. Серед перерахованих формул виберіть формулу кристалогідрату:

- а) K_2SO_3 ; б) $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$; в) NaOH ; г) $\text{BaS} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

2. Виберіть формулу речовини нерозчинної у воді:

- а) K_3PO_4 ; б) $NaOH$; в) $AgCl$; г) $CuSO_4$.

3. Виберіть формули електролітів:

- а) $NaOH$; б) $MgCl_2$; в) CO_2 ; г) H_2SO_4 .

4. Які із перерахованих чинників не впливають на розчинність речовин у воді: а) механічна дія; б) природа речовини; в) температура; г) забарвлення розчину.

5. За здатністю проводити електричний струм у розчинах речовини поділяються на типи: а) насичені й ненасичені; б) електроліти й неелектроліти; в) водні й неводні.

6. Речовина, що віддає електрони в окисно-відновній реакції, називається:

- а) відновником; б) ізотопом; в) окисником; г) приймачем.

7. Процес електролітичної дисоціації:

- а) оборотний; б) необоротний; в) повільний.

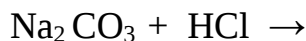
8. Установіть відповідність

- | | |
|---|---------------|
| 1. $Fe_2O_3 + 3H_2 \rightarrow 2Fe + 3H_2O$; | А. Розклад; |
| 2. $FeSO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + Fe(OH)_2$; | Б. Сполучення |
| 3. $2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$; | В. Заміщення; |
| 4. $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$; | Г. Обмін. |

9. Установіть відповідність:

- | | |
|-------------------------|---------------|
| 1. $Ba^{2+}, 2OH^-$; | А. $Ba(OH)_2$ |
| 2. $2H^+, SO_4^{2-}$; | Б. Na_2SO_4 |
| 3. $2Na^+, SO_4^{2-}$; | В. H_2SO_4 |
| 4. $Fe^{3+}, 3Cl^-$; | Г. $FeCl_3$ |

10. Напишіть у молекулярній, повній та скороченій йонних формах рівняння взаємодії:



11. Проставте ступені окиснення та розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій (методом електронного балансу), вкажіть окисники й відновники, а також процес окиснення та процес відновлення:



12. Обчисліть масу осаду, одержаного в результаті взаємодії розчину купрум (II) хлориду (CuCl_2) масою 120 г з масовою часткою солі 37,5 % із розчином натрій гідроксиду (NaOH).

Варіант контролю знань і умінь у вигляді тестування.

1. Відношення кількості молекул, що розпалися на йони, до загальної кількості молекул розчиненої речовини називають...

А-розчинністю Б-ступенем дисоціації

В-масовою часткою розчиненої речовини

2. Речовини, які під час дисоціації утворюють аніони тільки одного типу — гідроксид-іони, називають...

А-кислотами Б-середніми солями В-лугами Г-кислими солями

3. Визнач, які з наведених речовин / систем проводять електричний струм.

А- водний розчин гідроген хлориду Б- кристалічний натрій хлорид

В- водний розчин нітратної кислоти Г- кисень

Д- водний розчин цукру Е- розплав калій хлориду

4. Укажи йони, які під час змішування розчинів утворюють осад.

А- Al^{3+} Б- PO_4^{3-} В- Na^+ Г- Cl^-

5. Якщо $\text{pH} = 5$, то середовище...

А- нейтральне Б- лужне В- кислотне

6. Який йон потрібно використати для визначення йона SO_4^{2-} ? Виберіть скорочене йонне рівняння цієї реакції.

А- Na^+ Б- H^+ В- Ba^{2+} Г- Li^+ Д- $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$

Е- $\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{Na}_2\text{SO}_4$ З- $\text{Li}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{Li}_2\text{SO}_4$ Ж- $\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{H}_2\text{SO}_4^{2-}$

7. У відповідній кількості дисоційованих та недисоційованих молекул у розчині електроліту зі ступенем його дисоціації.

1 - 15 дисоційованих та 85 недисоційованих

2 - 20 дисоційованих та 30 недисоційованих

3 - 8 дисоційованих та 2 недисоційовані

А 15 % Б 20 % В 40 % Г 80 %

8. У відповідній реакції йонного обміну з їхніми ознаками.

1 $\text{NaOH} + \text{HBr} \rightarrow$ А утворення осаду

2 $\text{FeSO}_4 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ Б виділення газу

3 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ В зміна забарвлення

Г без зовнішніх змін

9. Склади рівняння електролітичної дисоціації поданих речовин.

$\text{HNO}_3 \rightarrow$

$\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$

$\text{FeCl}_3 \rightarrow$

$\text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$

10. Який йон потрібно використати для визначення йона CO_3^{2-}

А- катіон Натрію Б- катіон Гідрогену В-катіон Аргентуму

Г-катіон Літію

11. Яка з реакцій відповідає скороченому йонно-молекулярному рівнянню

$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$

А- $\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuOHCl} + \text{H}_2\text{O}$

Б- $\text{HBr} + \text{KOH} = \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$

В- $2\text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Г- $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{RbOH} = \text{RbHSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

12. Оберіть ряд сполук, утворений лише речовинами-електролітами

А- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, CO_2 , HBr , KOH

Б- H_2SO_4 , LiOH , CaCl_2 , HNO_3

B- H_2S , Mn_2O_7 , $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, AlCl_3

Г- NaOH , H_2O , H_3PO_4 , KCl

13. До індикаторів належить:

А-лакмус Б-фенолфталеїн В-кухонна сіль Г-вода Д-метиловий оранжевий

14. Виберіть твердження, яке визначає масову частку розчиненої речовини в розчині як відношення:

А-маси розчину до його об'єму

Б-маси розчиненої речовини до маси розчину

В-маси розчину до маси розчиненої речовини

Г-маси розчиненої речовини до маси розчинника

15. Реакції йонного обміну відбуваються до кінця, якщо

А-випадає осад

Б-виділяється газ

В-утворюється малодисоційована речовина - вода

Г-утворюються розчинні речовини

16. Обчисліть і вкажіть масу розчину, добутого розчиненням цукру масою 80 г у воді об'ємом 320 мл:

А-320 Б-400 В-240 Г-112

17. Позначте формулу нерозчинної у воді речовини:

А- CaCl_2 Б- ZnBr_2 В- $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ Г- BaSO_4

18. Сіль масою 50г розчинили у воді масою 450г. Яка масова частка розчину у відсотках

А-10% Б-15% В-20% Г-9%

19. Розчин, у певному об'ємі якого міститься 10% розчиненої речовини, називається

А- Насичений Б-Ненасичений В-Розведений Г-Концентрований

20. Проаналізуйте твердження й укажіть правильні:

І. Розчинність газів у воді зростає внаслідок підвищення тиску.

ІІ. Розчинність газів у воді зменшується внаслідок підвищення температури.

А- правильне лише ІІ

Б-правильне лише І

В-обидва правильні

Г-обидва неправильні

21.Відносна молекулярна маса M_r мідного купоросу:

А-278 Б-100500 В-250 Г-172

22. Розчинення речовин у воді - це ... процес

А- Фізичний Б-Хімічний В-Історичний Г-Фізико-хімічний

23. Закінчіть речення: " Щоб зробити насичений розчин ненасиченим, треба..."

А-додати розчинену речовину

Б- додати розчинник

В- випарити частину розчинника

Г-охолодити розчин

24. Визначте тип хімічного зв'язку речовин, які добре розчиняються у воді:

а)ковалентний неполярний

б)металічний і йонний

в)йонний і ковалентний неполярний

г)йонний і ковалентний полярний

25. Об'єм вуглекислого газу (н. у.), що виділиться внаслідок дії розчину сульфатної кислоти масою 100 г з масовою часткою H_2SO_4 4,9 % на літій карбонат, дорівнює...

А-1,12 л Б-1,1 л В-11,4 Г-22,4 л

Питання до екзамену.

1. Основні закони хімії і їх застосування.

2.Атомно-молекулярне навчання. Атоми, молекули, іони. Моль, кількість речовини, молярна маса. Будова атома. Атомно-молекулярна теорія.

3.Будова періодичної системи Д.І. Менделєєва. Закономірності зміни властивостей елементів.

- 4.Класи неорганічних сполук. Оксиди, основи, кислоти і солі. Їх класифікація, способи отримання і хімічні властивості.
- 5.Типи хімічного зв'язку і будова молекул.
- 6.Валентність. Гібридизація атомних орбіталей. Ступінь окислення атома.
- 7.Будова комплексних сполук.
- 8.Координаційна теорія Вернера. Атом-комплексоутворювач, ліганди, координаційне число, дентатність.
- 9.Комплекси з органічними лігандами, особливості будови. Хелати.
- 10.Предмет та основні поняття хімічної термодинаміки. Термодинамічні системи, класифікація термодинамічних систем. Термодинамічні параметри хімічної системи. Стандартні умови стану системи.
- 11.Перший початок термодинаміки. Класифікація та механізми хімічних реакцій. Характер реакцій (екзотермічні, ендотермічні).
- 12.Другий початок термодинаміки. Формула Больцмана.
- 13.Третій початок термодинаміки. Зміна вільної енергії Гіббса як критерій напрямку хімічних процесів.
- 14.Термохімія. Закони термохімії. Термохімічні рівняння та розрахунки.
- 15.Швидкість хімічних процесів. Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції.
- 16.Закон діючих мас. Вплив температури на швидкість хімічної реакції: енергія активації, рівняння Вант-Гоффа, Арреніуса.
- 17.Хімічна рівновага. Зв'язок сталої рівноваги з термодинамічними показниками системи. Принцип Ле-Шател'є та наслідки з нього.
- 18.Каталіз та каталізатор. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Кінетичні розрахунки.
- 19.Характеристика стану молекул води в рідкій фазі. Характеристика стану молекул води в твердій фазі. Структура льоду.
- 20.Типи дисперсних систем. Класифікація розчинів за різними ознаками.

- 21..Розрахунок концентрації розчину.
- 22.Ідеальні і реальні розчини.
- 23.Закон Рауля і слідства з нього.
- 24.Розчини сильних електролітів. Електролітична дисоціація. Кількісні характеристики електролітичної дисоціації: ступінь дисоціації, ізотонічний коефіцієнт, константа дисоціації.
- 25.Способи вираження концентрації розчинів.
- 26.Іонний добуток води. Водневий показник. Індикатори, забарвлення індикаторів залежно від рН розчину. Основні індикатори і принцип їх дії.
- 27.Гідроліз солей. Основні випадки гідролізу. Ознаки гідролізу по катіону або аніону.
- 28.Розчинність. Добуток розчинності.
- 29.Ступінь окислення. Правила розрахунку ступеню окислення.
- 30.Окисно-відновні реакції. Основні чинники, які впливають на окислювально-відновні реакції.
- 31.Типи окисно-відновних реакцій. Типові окисники, відновники.
- 32.Окислювально-відновний потенціал.
- 33.Загальні властивості металів. Особливості будови кристалічних ґрат металів. Відновні властивості металів.
- 34.Механізм утворення подвійного електричного шару на поверхні металу в розчині. 35.Поняття електродного потенціалу металу (стандартний, рівноважний, нерівноважний потенціали).
- 36.Будова і використання водневого електроду для визначення потенціалів металів. Рівняння Нернста.
- 37.Характеристика ряду напруги металів. Специфіка електрохімічних процесів.
- 38.Поняття електрохімічної системи, анод, катод.
- 39.Послідовність розряду іонів на електродах.

- 40.Електроліз. Закони електрохімії. Характер процесів на електродах при електролізі. 41.Електроліз з розчинним і інертним анодом.
- 42.Поляризаційні явища в електрохімії. Способи деполяризації.
- 43.Хімічні джерела струму. Гальванічні елементи. Електрорушійна сила гальванічного елементу.
44. Корозія металів. Класифікація корозії металів.
45. Види корозійних руйнувань.
- 46.Електрохімічна корозія як особливий вид корозії.
- 47.Методи захисту від корозії.
- 48.Способи оцінки корозійних процесів.

Приклад білета

ЕКЗАМЕНАЦІЙНИЙ БІЛЕТ №

1. Термодинамічні системи, класифікація термодинамічних систем. Термодинамічні параметри хімічної системи. Стандартні умови стану системи.
2. Іонний добуток води. Водневий показник. Кислотно-основні індикатори та принцип їх дії.
3. Для наведеної нижче реакції запишіть рівняння електронного балансу. Вкажіть атоми окислювачі та відновники. Вкажіть тип окисно-відновної реакції, розставте коефіцієнти:



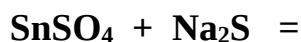
Практичні завдання.

1. Складіть схему біметалевого гальванічного елемента для металів Fe 10^{-2} М та Cr 10^{-1} М; складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів. Складіть рівняння загальної окисно-відновної реакції. Обчисліть теоретичні потенціали металів у розчинах своїх солей за зазначених концентрацій. Обчисліть ЕРС біметалевого гальванічного елемента.

2. Для металу V підберіть будь-який метал, який може виконувати роль анодного покриття. Далі:

Складіть гальванічний елемент із анодним покриттям (протекторний гальванічний елемент) при значенні $\text{pH}=3$. Вкажіть, який метал виступає як анод, а який – катода. Запишіть анодні та катодні електродні реакції. Складіть загальну окисно-відновну реакцію.

3. Беручи до уваги дані таблиць розчинності та ступеня дисоціації, закінчіть запис молекулярного рівняння іонної реакції. Складіть повне та коротке іонно-молекулярне рівняння. Зробіть висновок, чому можливе перебіг цієї реакції.



4. Для атома елемента кобальту Co: Вкажіть число протонів і нейтронів у ядрі. Наведіть електронну конфігурацію та електронну формулу. Вкажіть валентні електрони. До якого сімейства (s-, p-, d-або f-) належить цей атом. Вкажіть елементи-аналоги.

5. Для наведеної нижче реакції запишіть рівняння електронного балансу. Вкажіть атоми окислювачі та відновники. Вкажіть тип окисно-відновної реакції, розставте коефіцієнти:

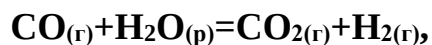


6. Для солі $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ запишіть повне молекулярне рівняння гідролізу, повне та коротке іонно-молекулярні рівняння гідролізу. Вкажіть тип гідролізу солі та pH розчину.

7. Для комплексної сполуки $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ вкажіть внутрішню та зовнішню сфери, їх заряди, центральний атом та його заряд, ліганди та їх заряд. Визначте координаційне число. Напишіть рівняння дисоціації цієї сполуки.

8. Для розчину солі Na_2CO_3 , який містить 2 г соли в 500 г розчину (об'єм розчину 500 мл), розрахувати масову частку, молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента.

9. Для рівняння визначте зміну ентальпії ΔH^0 , визначте тепловий ефект реакції Q та вкажіть характер реакції:

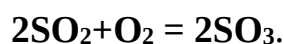


$$\Delta H^0(\text{CO}) = -110,52 \text{ кДж/моль}, \Delta H^0(\text{CO}_2) = -393,51 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta H^0(\text{H}_2\text{O}) = -285,84 \text{ кДж/моль}.$$

10. Обчислити, у скільки разів збільшиться швидкість реакції при збільшенні температури на 40°C , якщо температурний коефіцієнт дорівнює 3.

11. Розрахуйте, як зміниться швидкість прямої і зворотної реакції, якщо збільшити тиск в системі в 3 рази:



ВИКОРИСТАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Ткаченко С.В., Грузнова С.В., Замай Ж.В. Загальна та неорганічна хімія (Частина 1. Загальна хімія). Чернігів: Редакційно-видавничий відділ НУЧК імені Т.Г. Шевченка, 2020. 144 с.
2. Шульженко О.О., Шпак А.Є. Неорганічна та органічна хімія: Основні поняття. Будова атома. Хімічний зв'язок. Київ : КПП ім. Ігоря Сікорського, 2018. 175 с.
3. Загальна хімія: навч. посіб. для студентів хім.-технол. та нехім. спец. ден. та заоч. форм навчання / [В. І. Булавін та ін.] ; під заг. ред. проф. В. І. Булавина ; Нац. техн. ун-т "Харків. політехн. ін-т". 2-ге вид., перероб. та допов. Харків: Бровін О. В., 2019. 373 с.
4. Загальна та неорганічна хімія : теоретичні та лабораторно-практичні аспекти: навчальний посібник: для студентів вищих навчальних закладів / [В.М. Гуляєв ... [та ін.]; Міністерство освіти і науки України, Дніпровський державний технічний університет (ДДТУ). Кам'янське: ДДТУ, 2019. 324 с.
5. Ковальчук І.Н., Гиріна Н.Б., Гончарук С.В. Неорганічна хімія. Київ, 2017. 80 с.
6. Загальна та неорганічна хімія : теоретичні та лабораторно-практичні аспекти: навчальний посібник: для студентів вищих навчальних закладів / [В.М. Гуляєв ... [та ін.]; Міністерство освіти і науки України, Дніпровський державний технічний університет (ДДТУ). Кам'янське : ДДТУ, 2019. 324 с.
7. Буря О.І., Повхан М.Ф., Чигвінцева О.П., Антрапцева Н.М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Дніпропетровськ: Наука і освіта, 2022. – 306 с.
8. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедев.– Суми: Сумський державний університет, 2011. 349 с.
9. Хімія «Від теорії до практики». Навчальний посібник. О. О. Андрійко, Н. Є. Власенко, І. В. Коваленко, А. О. Зульфїгаров, А. Є. Шпак. – Київ : КПП ім. Ігоря Сікорського, 2021. 171 с.
10. Козирська О.І. Хімія в таблицях: Навчальний посібник. Хмельницький: ВПУ №25, 2013. 42 с.

Розчинність кислот, основ та солей у воді.

Аніони	Катіони																		
	H ⁺	Na ⁺	K ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	
OH ⁻		P	P	M	M	P	H	H	H	H	H	H	H	—	—	H	H	H	
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	M	P	
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	P	M	P	
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	P	H	M	—	M	M	
S ²⁻	P	P	P	—	—	P	—	—	H	—	H	H	H	H	H	H	H	H	
SO ₃ ²⁻	P	P	P	M	M	M	—	—	M	—	H	M	P	H	—	—	M	—	
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	M	P	
PO ₄ ³⁻	P	P	P	M	H	H	H	H	H	H	H	M	H	H	—	—	H	H	
CO ₃ ²⁻	P	P	P	M	H	H	—	—	H	—	—	H	H	M	—	—	H	—	
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	H	H	H	—	—	H	—	—	H	H	—	—	—	H	—	
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	P	P	P	P	P	P	

P – розчиняється (понад 10 г/л); **M** – малорозчинна (від 10 до 0,01 г/л);

H – нерозчинна (менше 0,01 г/л); — сполука не існує, або розкладається водою.

Значення ступеню дисоціації деяких речовин
(у розчинах з концентрацією 0.1 моль/л)

Електроліт	α , %	Електроліт	α , %
Нітратна кислота HNO_3	92	Сульфитна кислота H_2SO_3	34
Хлоридна кислота HCl	92	Ортофосфатна кислота H_3PO_4	27
Бромідна кислота HBr	92	Флуоридна кислота HF	8,5
Йодидна кислота HI	92	Етанова кислота CH_3COOH	1,3
Калій гідроксид KOH	89	Карбонатна кислота H_2CO_3	0,17
Натрій гідроксид NaOH	84	Сульфідна кислота H_2S	0,07
Сульфатна кислота H_2SO_4	58	Гідроген ціанід (синильна кислота) HCN	0,01