

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

Кафедра фізичної реабілітації, біології і охорони здоров'я

**МЕТОДИКА ВИВЧЕННЯ ОСНОВ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ
ДИСОЦІАЦІЇ**

методичні рекомендації
до самостійної роботи здобувачів вищої освіти
з дисципліни

Методика навчання хімії у закладах освіти

ОПП: *Середня освіта (Природничі науки).*

Спеціальність: *014.15 Середня освіта (Природничі науки).*

Рівень вищої освіти: *другий (магістерський)*

Рік навчання: *перший*

Мова навчання: *українська*

*Навчально-науковий інститут природничо-математичних наук,
інформатики та менеджменту*

Одеса – 2024

Рекомендовано до друку рішенням ученої ради Державного закладу «Південноукраїнський національний педагогічний університет імені К. Д. Ушинського» (протокол № 1 від 29 серпня 2024 року).

Методичні рекомендації до самостійної роботи здобувачів вищої освіти з дисципліни «Методика навчання хімії у закладах освіти» / Укладачі: М.В. Шестакова. Одеса: Університет Ушинського, 2024. 36 с.

Рецензенти:

Р.Ю. Іванова, кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри «Безпека життєдіяльності, екологія та хімія» Одеського національного морського університету.

К. А. Філіпцова, кандидат біологічних наук, доцент, доцент кафедри фізичної реабілітації, біології і охорони здоров'я Державного закладу «Південноукраїнський національний педагогічний університет імені К. Д. Ушинського».

Методичні рекомендації призначені для здобувачів другого (магістерського) рівня вищої освіти за спеціальністю 014.15 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 «Методика навчання хімії у закладах освіти», теоретичний матеріал за темою «Методика вивчення основ електролітичної дисоціації», приклади завдань за темою «Методика вивчення основ електролітичної дисоціації», а також список використаної літератури.

ЗМІСТ

Пояснювальна записка	4
Програма навчальної дисципліни	7
Загальні положення	10
Організація та форми самостійної роботи	10
Методичне забезпечення самостійної роботи	13
Методика вивчення основ електролітичної дисоціації.....	14
Завдання для засвоєння матеріалу.....	29
Завдання для самоконтролю	33
Використана література.....	35

ПОЯСНЮВАЛЬНА ЗАПИСКА.

Метою навчальної дисципліни «Методика навчання хімії у закладах освіти» є формування у студентів системи теоретичних знань і практичних умінь, їх застосування для вирішення методичних завдань, підготовка до самостійного проведення уроків усіх типів та інших організаційних форм навчання хімії. Сформувати мотивацію щодо використання набутих знань у професійній діяльності.

Передумови для вивчення дисципліни: для вивчення навчальної дисципліни «Методика навчання хімії у закладах освіти» здобувачі мають опанувати знання з навчальних дисциплін: «Методика інтегрованого навчання у закладах освіти», «Біосферологія і сучасні аспекти екологічної освіти», «Біорізноманіття і сучасна система живого світу».

Очікувані результати навчання: унаслідок вивчення навчальної дисципліни здобувачі вищої освіти мають

Очікувані результати вивчення дисципліни

знати:

- науково-теоретичні основи навчання хімії у середньому навчальному закладі;
- мету, завдання, зміст, принципи побудови і структуру шкільного курсу хімії;
- методи, засоби, організаційні форми навчання хімії та перевірки знань та умінь учнів;
- методику формування хімічних понять;
- хімічну мову як засіб оволодіння основами хімії;
- методику і техніку шкільного хімічного експерименту;
- методику розв'язування розрахункових та якісних задач;
- методику викладання найважливіших тем шкільного курсу хімії;

уміти:

- виконувати аналіз змісту і структури шкільної програми і підручників;
- планувати навчальний матеріал;
- складати конспекти уроків та сценарії позакласних заходів, моделювати різні їх варіанти;

- демонструвати хімічний експеримент, оптимально використовувати наочність та ТЗН, формувати експериментальні уміння і навички учнів;
- розв'язувати, правильно оформляти та оптимально застосовувати хімічні задачі;
- складати і розробляти дидактичний матеріал.

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.

ЗК3. Здатність до професійного та особистісного розвитку, планування та управління освітньою діяльністю, забезпечення та оцінювання якості виконуваних робіт.

ЗК4. Здатність виявляти та вирішувати проблеми у сфері професійної діяльності, застосовувати кращі практики, бути критичним і самокритичним.

ЗК5. Здатність генерувати нові ідеї (креативність) та приймати обґрунтовані рішення, діяти соціально-відповідально та свідомо, на основі етичних міркувань (мотивів).

ЗК6. Здатність розробляти та презентувати освітні проєкти, управляти ними та мотивувати виконавців на досягнення спільної мети.

Спеціальні компетентності:

СК 4. Здатність до моделювання змісту навчання, формування в здобувачів освіти ключових компетентностей та здійснення інтегрованого навчання.

СК 7. Здатність забезпечувати функціонування безпечного та інклюзивного освітнього середовища.

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 проектування 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.

Очікувані програмні результати навчання.

ПРН 1. 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 2. Демонструє вміння використовувати цифрові освітні ресурси, інформаційні та комунікаційні технології для пошуку, оброблення та обміну інформацією у професійній діяльності, презентації власних та спільних результатів, реалізації дистанційного та змішаного навчання тощо.

ПРН 3. Називає й описує основні принципи, функції, сучасні форми та методи управління освітньої діяльності, демонструє вміння планувати й управляти освітньою діяльністю, забезпечувати та оцінювати її якість.

ПРН 4. Формулює наявні проблеми у сфері освітньої діяльності, демонструє навички їх критичного аналізу, генерує нові ідеї, аргументує можливі шляхи їх розв'язання та критично оцінює їх спроможність.

ПРН 5. Описує методику розроблення освітніх проєктів, пояснює зміст та призначення їх етапів, аналізує спроможність управління процесом їх упровадження, прогнозує очікувані результати.

ПРН 6. Визначає і характеризує основні принципи, закони та методики педагогічних досліджень; описує апарат педагогічного дослідження, демонструє навички презентації результатів педагогічного дослідження.

ПРН 7. Визначає, аналізує та характеризує педагогічні інновації, демонструє вміння їх практичного застосування у професійній діяльності.

ПРН 8. Описує показники якості педагогічної діяльності, аналізує можливі впливи на них внутрішніх і зовнішніх чинників, визначає індивідуальні професійні потреби, шляхи удосконалення власної педагогічної майстерності, обирає ресурси для професійного розвитку впродовж життя.

ПРН 12. Знає та дотримується умов функціонування безпечного та інклюзивного освітнього середовища.

ПРН 14. Володіє загальними питаннями методики навчання природничих наук, фізики, біології і хімії, методики експерименту, методики вивчення окремих тем курсу природничих наук, фізики, біології і хімії.

ПРН 17. Демонструє уміння здійснювати позакласну та позашкільну роботу з проблем природничих наук, фізики, біології і хімії і дослідницьких робіт, формування, збереження екологічно здорового середовища і зміцнення здоров'я.

ПРН 19. Демонструє знання та вміння проєктувати освітній процес з природничих наук, фізики, біології і хімії на рівні загальної середньої освіти та фахової передвищої 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: «Виробнича (у закладах фахової передвищої освіти) практика», «Виробнича (у ЗЗСО) практика».

ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ.

Змістовий модуль I. Зміст та організація процесу навчання хімії.

Тема 1. Методика навчання хімії як наука і навчальний предмет у педагогічному закладі.

Об'єкт, предмет та завдання методики навчання хімії; її наукові основи. Зв'язок методики навчання хімії з іншими науками та її місце в системі педагогічних наук. Науково-теоретичні та психолого-педагогічні основи побудови

курсу хімії. Сучасні проблеми методики навчання хімії. Методи досліджень, що використовуються в методиці навчання хімії. Педагогічний експеримент: його види та етапи проведення.

Тема 2. Структура і зміст шкільної хімічної освіти.

Загальна модель процесу навчання хімії. Ступені і структура шкільної хімічної освіти. Основні дидактичні принципи навчання хімії: науковості й доступності, наочності, систематичності й системності, оптимального наближення теоретичних питань до початку курсу, розвитку понять, розподілу труднощів, історизму, політехнізму, демократизації, гуманізації та гуманітаризації навчання, зв'язку з життям. Основні принципи побудови змісту шкільного курсу хімії.

Тема 3. Методи навчання учнів хімії.

Класифікація методів навчання хімії. Методичні прийоми їх реалізації. Шкільний хімічний експеримент як специфічний метод навчання хімії. Види хімічного експерименту: демонстраційний, учнівський. Методи проблемного навчання: проблемна розповідь, проблемно побудована лекція, проблемні запитання. Використання хімічного експерименту, розрахункових та якісних задач з метою створення проблемних ситуацій. Етапи розв'язування учнями проблемних ситуацій. Розв'язування задач і вправ як метод навчання хімії. Хімічні задачі, їх класифікація. Розрахункові та експериментальні задачі, їх види та методика розв'язування.

Тема 4. Технології навчання хімії.

Форми організації навчання учнів хімії. Урок як організаційна форма навчання. Макро- і мікроструктура уроку. Типи і структура уроків хімії. Комбіновані уроки з використанням різноманітних методів та прийомів навчання. Нетрадиційні форми організації навчання з хімії. Дидактичні ігри (рольові, ділові) з хімії; їх місце в системі форм навчальних занять. Використання диспутів з хімії для формування особистісних ставлень учнів. Вимоги до обсягу домашніх завдань, форми перевірки його виконання. Форми навчальної діяльності учнів на заняттях з хімії.

Тема 5. Методика формування основних понять хімії неорганічних сполук.

Методика вивчення початкових хімічних понять. Місце вивчення початкових хімічних понять. Аналіз структурних підрозділів програми до теми «Початкові хімічні поняття» та її змісту за шкільною програмою з хімії. Методика вивчення теми “Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва. Будова атома”. Періодичний закон і теорія будови атома як наукова основа шкільного курсу хімії. Поняття про природні родини хімічних елементів. Основний зміст і структура системи понять про хімічний зв'язок і будову речовини. Електронегативність хімічних елементів як основа формування понять про типи хімічних зв'язків та ступінь окиснення атомів. Методика формування понять про ковалентний та йонний типи хімічних зв'язків на основі електронних уявлень. Методика формування понять про основні класи неорганічних сполук.

Тема 6. Формування поняття про розчини, електролітичну дисоціацію та реакції іонного обміну.

Методичні підходи до вивчення процесів дисоціації речовин з іонним та ковалентним типом хімічних зв'язків. Методика формування основних понять теорії електролітичної дисоціації. Техніка і методика хімічного експерименту при вивченні основ електролітичної дисоціації. Розвиток та узагальнення знань учнів про основні класи неорганічних сполук на основі теорії електролітичної дисоціації. Методика вивчення гідролізу солей.

Тема 7. Загальна характеристика вивчення хімії органічних сполук у загальноосвітніх навчальних закладах.

Короткі історичні відомості про місце вивчення органічних сполук у шкільному курсі хімії. Побудова курсу органічної хімії у загальноосвітніх навчальних закладах за Л.О. Цветковим. Значення перенесення вивчення хімії найважливіших органічних сполук до основної школи. Визначення обсягу і змісту навчального матеріалу про органічні сполуки відповідно мети, завдань, Державного стандарту базової і повної середньої освіти, дидактичних принципів, вікових особливостей учнів, місцем органічних сполук у внутрішньо- і міжпредметних зв'язках. Завдання вивчення курсу хімії органічних речовин.

ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ.

Курс “Методика навчання хімії у закладах освіти” включає головні положення методики викладання хімії в закладах середньої освіти. Метою курсу є ознайомлення студентів із основними аспектами викладання шкільного курсу хімії, сформування вмінь та навичок без яких неможлива робота вчителя-предметника. Основними завданнями вивчення дисципліни є формування уявлення про систему методичних понять, зміст та побудову курсу хімії середньої школи, висвітлення міжпредметних зв’язків, розвинення теоретичних уявлень та практичних навичок викладання.

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 професійної освіти полягає у підготовці компетентного, ініціативного, 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 визначеним розширенням знань з дисципліни «Методика навчання хімії 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» 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 практичних (семінарських) занять;
- необхідністю обов'язкового виконання індивідуальних навчально-дослідних завдань;

Основне завдання організації самостійної роботи здобувачів вищої освіти з «Методика навчання хімії у закладах 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 «Методика навчання хімії у закладах освіти» 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 практичних занять. Під час практичного заняття студенти детально аналізують загальні теоретичні положення методики навчання хімії з урахуванням сучасних досягнень, науково-теоретичні та психолого-педагогічні основи побудови курсу хімії, сучасні проблеми методики навчання хімії, методи досліджень, що використовуються в методиці навчання хімії, основні дидактичні принципи навчання хімії: науковості й доступності, наочності, систематичності й системності, оптимального наближення теоретичних питань до початку курсу, розвитку понять, розподілу труднощів, історизму, політехнізму, демократизації,

гуманізації та гуманітаризації навчання, зв'язку з життям, основні принципи побудови змісту шкільного курсу хімії; набувають вмінь і навичок використання одержаних знань в професійній діяльності.

При проведенні практичних 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 «Методика навчання хімії 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 «Методика навчання хімії 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 «Методика навчання хімії у закладах освіти» 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 «Методика навчання хімії у закладах освіти» підручники, монографії, навчальні посібники, конспекти лекцій, відео-матеріали і презентації, робоча програма навчальної дисципліни «Методика навчання хімії 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.

МЕТОДИКА ВИВЧЕННЯ ОСНОВ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ.

Завдання вивчення теми.

Курс хімії 9-го класу починається темою «Електролітична дисоціація», яка і становить його теоретичну основу. Вивчення цієї теми спрямоване на логічний взаємозв'язок з попереднім матеріалом, на узагальнення знань про види хімічного зв'язку і типи кристалічних решіток, на встановлення залежності електролітичної дисоціації різних речовин від їх будови і природи розчинника, на поглиблення поняття про електроліти і неелектроліти. Під час вивчення теми учні ще раз переконуються в об'єктивно існуючій закономірності – залежності властивостей речовин від їх складу і будови.

З вивченням цієї теми настає новий етап розвитку знань про періодичний закон. При цьому глибше розкривається суть процесу розчинення речовин як складного фізико-хімічного явища, поглиблюються знання учнів про основні класи неорганічних сполук на електронно-іонному рівні узагальнення.

Засвоївши основи теорії електролітичної дисоціації, учні глибше зрозуміють механізм перебігу реакцій між розчинами електролітів і суть хімічних процесів. Відбувається поглиблення знань про типи хімічних реакцій, розвиваються знання про хімічні рівняння іонного обміну і окиснення – відновлення. Незаперечно значення теми у розвитку практичних умінь учнів, яких вони набувають під час виконання відповідних лабораторних дослідів і практичних робіт.

Тема має важливе виховне значення. Історичний підхід до теорії електролітичної дисоціації дає змогу показати учням, що теорії, закони, принципи відкриваються, формулюються на основі дослідження практики, з часом вони уточнюються, поглиблюються, інколи змінюються, тобто відбувається їх діалектичний розвиток. У школі, на жаль, не завжди акцентують на цьому увагу. Що призводить до формальних знань школярів. Розуміння законів, теорій учні мають сприймати в їх діалектиці як знання на певному рівні, які згодом стануть у їхній практиці недостатніми, вони надалі поглиблюватимуться, розвиватимуться.

Надзвичайно велику інформацію з позиції діалектики її розвитку має теорія

розчинів. Її розвиток відбувався за відомою діалектичною тріадою:

Теза	Антитеза	Синтез
гідратна теорія розчинів Д.І. Менделєєва	теорія електролітичної дисоціації Сванте Арреніуса	теорія електролітичної дисоціації за В.О. Кістяківським і І.О. Каблуковим

Учням треба пояснити, що такі узагальнення – результат процесу наукового мислення, їх розвиток відбувався (і це слід підкреслити) через «боротьбу» протилежних ідей і одночасно в їх єдності та у запереченні заперечення.

Крім того, вивчення електролітичної дисоціації сприяє формуванню ідеї про матеріальну природу речовин, діалектичність хімічних процесів, різноманітність частинок речовин у природі.

Зміст теми складають її поняття. Проведений аналіз дав можливість виділити опорні поняття, на які слід спиратися під час розгляду нових понять і уявлень, що формуються в процесі вивчення теми. Наслідки аналізу зведені в таблиці. У таблиці поняття подано у певній послідовності і відображають побудову теми:

Опорні поняття		Поняття і уявлення, що формуються
Міжпредметні	Внутрішньо-предметні	
Електроліти	Речовина	Електроліти і неелектроліти
Неелектроліти	Молекули, атоми, іони	Стан електролітів у розчині
Електричний струм Електрична провідність	Типи хімічного зв'язку	Процес електролітичної дисоціації (умови і механізм)
Позитивні і негативні заряди	Типи кристалічних решіток	Ступінь електролітичної дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Дисоціація кислот, основ, солей
	Атоми Молекули	Іонні проники. Реакції іонного обміну
Реакції обміну	Оксиди, кислоти, основи, солі.	Реакції оборотні і необоротні.
Ступінь окиснення		Хімічні властивості кислот, основ, солей у світлі уявлень про електролітичну дисоціацію. Гідроліз солей.
Реакції окиснення-відновлення		

Тема відкриває вчителю великі можливості при проведенні профорієнтаційної роботи з учнями. Знання природи розчинів електролітів необхідні лаборантам і біохімікам, агрономам і гідрохімікам, медикам і електрикам. З одного боку, знання про електролітичну дисоціацію речовин, про

періодичний закон і будову речовини надають нового значення раніше засвоєним поняттям про речовину і хімічні реакції, а з іншого – являють собою глибшу теоретичну базу для подальшого вивчення фактичного матеріалу про хімічні елементи та їх сполуки.

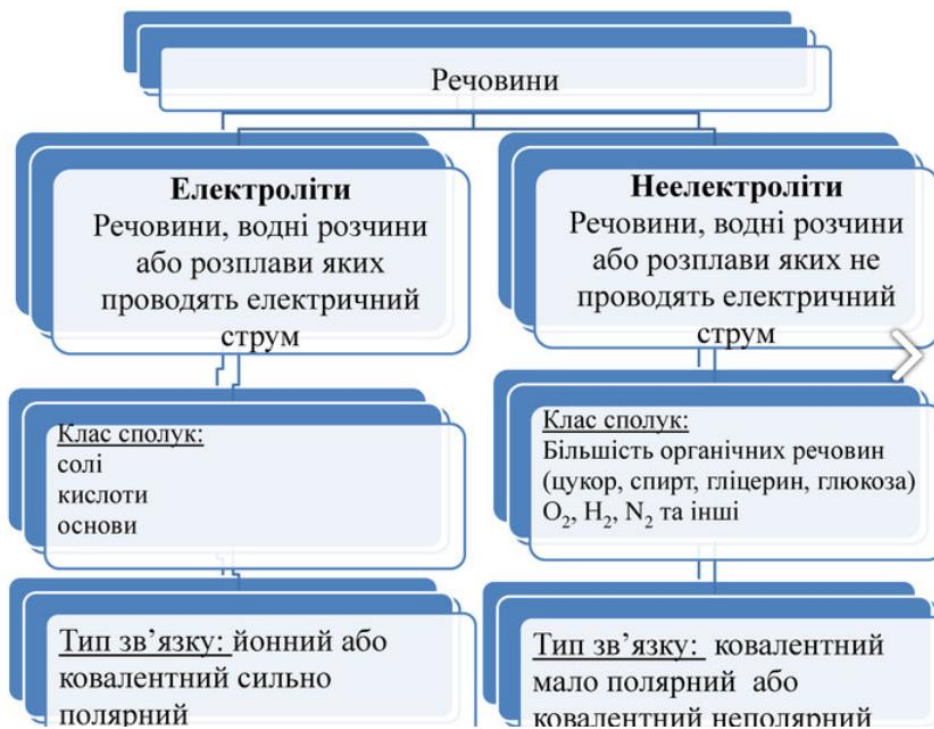
Формування основних понять.

Згідно з таблицею учні володіють достатньою теоретичною базою для усвідомлення суті електролітичної дисоціації. Слід зважати на те, що всі опорні поняття вивчалися у попередніх класах з фізики і хімії, а тому на перших уроках їх слід відтворити, але не тільки на рівні визначення понять, а й на рівні виявлення залежності між складом, будовою і властивостями речовин. Зазначені фізичні поняття повторюють у тому обсязі і на тих прикладах, як це розглядалося на уроках фізики.

Основним поняттям є поняття про речовину, яке під час вивчення процесу електролітичної дисоціації набуває нового якісного змісту залежно від особливостей складу і будови речовини.

Речовина-електроліт – центральний об'єкт вивчення теми. Тому вчителю необхідно уявляти, що повинні знати учні про електроліти і неелектроліти. Корисно в усіх можливих випадках зображати обсяг понять, що формуються, у вигляді схем, які стануть у пригоді учням під час повторення.

Один з варіантів передбачає починати вивчення теми з формування поняття про електроліти і неелектроліти. Вводиться класифікація речовин на електроліти і неелектроліти, де основною класифікаційною ознакою є здатність речовин у розчиненому або розплавленому стані проводити електричний струм. З учнями також виявляють залежність між будовою речовин та їх здатністю бути чи не бути електролітами:



Вони за визначенням понять «електроліти» і «неелектроліти» повинні розуміти причини, завдяки яким речовини у розплаві або у розчині проводять або не проводять електричний струм. Тому від поняття «електроліти» переходять до розкриття механізму електролітичної дисоціації.

Такий варіант, коли від електричної провідності розчинів електролітів переходять до розгляду механізму дисоціації, є традиційним. Вій надто поширений у шкільній практиці. Проте його не можна визнати найкращим. Саме він призводить до так званої «фарадеївської помилки» - іони з'являються у розчині в той момент, коли в нього занурюють електроди.

Практика свідчить, що можливі й інші методичні підходи до вивчення основ електролітичної дисоціації, які виключають помилку Фарадея. Один з них полягає в тому, що можна спочатку розглянути особливості реакцій обміну і на цій основі пояснювати електричну провідність розчинів електролітів. За іншим варіантом можна будувати вивчення теми так, щоб від процесів розчинення речовин з різними типами хімічного зв'язку (включаючи відомості і про відмінність природи розчинника) перейти до розгляду суті процесу електролітичної дисоціації.

За будь-яким з цих варіантів основні завдання вивчення процесу дисоціації електролітів є спільними, вони зводяться до:

- поглиблення понять про механізм розчинення речовин як фізико-хімічний процес;
- розкриття іонізуючої ролі розчинника, зокрема полярних молекул води, у процесі дисоціації електролітів: а) іонної будови (іон-дипольна взаємодія); б) молекулярної будови з полярним ковалентним зв'язком (диполь-дипольна взаємодія);
- виявлення різниці у механізмі дисоціації електролітів з іонним і ковалентним полярним зв'язком;
- показу того, що електролітична дисоціація – процес оборотний, який складається з двох протилежних процесів: розпаду електролітів на іони (іонізація) з утворенням власне не іонів, а комплексів – гідратів іонів і зворотного процесу – моляризації.

Розкриття цих питань дає змогу учням уявити суть процесу електролітичної дисоціації і перейти до вивчення властивостей електролітів у розчині, тобто поглибити поняття про класи неорганічних сполук: солей, кислот, основ. Вони пригадують визначення солей, кислот, основ та їх хімічні властивості, які розглядають тепер у світлі уявлень про електролітичну дисоціацію і вчення про окислювально-відновні процеси.

Особливої уваги вчителя потребує розгляд поняття про гідроліз солей. І не тільки тому, що учні важко засвоюють це поняття і не зовсім свідомо пишуть рівняння реакцій гідролізу солей, а скоріше через недосконалість методики формування даного поняття. Вчителі часто не знають, якими властивостями обмежитися на шкільному рівні, бо в програмі це питання не розкрито, і надто перевантажують учнів, що позначається на усвідомленні поняття, заважає його формуванню. Тому насамперед учителю треба знати, до розуміння яких положень необхідно підводити учнів, і відповідно до цього конструювати свою методику викладання.

Загальні положення про гідроліз, які повинні знати і розуміти учні, такі:

- Гідроліз солі – це взаємодія речовини з водою, коли складові частини речовини (катіони і аніони солі) сполучаються з складовими частинами

(іонами) води, тобто гідроліз – це реакція обмінного розкладу між сіллю і водою. Характерна особливість полягає в тому, що гідроліз відбувається без зміни ступеня окиснення елементів.

- У реакції гідролізу вступають солі, утворені слабкою кислотою і слабкою основою або слабкою кислотою і сильною основою, або слабкою основою і сильною кислотою. Солі, утворені сильною кислотою і сильною основою, не гідролізуються, нейтралізація в цьому випадку зводиться до процесу:



а зворотна реакція – дисоціація молекули води на іони – відбувається дуже малою мірою.

- Гідроліз солі – іонний процес і описується іонним рівнянням.
- Гідроліз солі – оборотний процес. Але якщо продукти реакції не розчиняються у воді або є слабкими електролітами, гідроліз відбувається в одному напрямі. Це завжди слід відображати в рівняннях.
- Гідроліз зростає з розведенням розчину і підвищенням температури.

При формуванні поняття про гідроліз потрібно враховувати внутрішньопредметні зв'язки. Адже формування цього складного теоретичного поняття спирається на ряд інших понять, відомих учням з попереднього матеріалу.

Під час вивчення конкретних солей поняття гідролізу поступово доповнюється і розкривається на новому рівні у курсі органічної хімії.

Вивченням даного поняття завершується розгляд суті процесу електролітичної дисоціації. Учні підводять до таких узагальнюючих висновків:

- а) усі електроліти складаються з катіонів і аніонів;
- б) при розчиненні у воді електроліти дисоціюють на іони;
- в) у розчині катіони і аніони гідратовані певною кількістю молекул води;
- г) тепловий ефект розчинення кислот і лугів, як правило, екзотермічний, а солей – може бути екзо- і ендотермічним залежно від співвідношення величин енергій кристалічної решітки і гідратації іонів;

д) загальні властивості розчинів кислот і основ зумовлені відповідно іонами водню і гідроксид-іонами;

е) солі складаються з іонів, які визначають специфічні властивості кислот і основ, чим і визначається їх генетичний зв'язок;

є) багато які солі у розчинах гідролізуються, що зумовлено властивостями їхніх катіонів і аніонів.

Основні методи вивчення теми.

Методичні поради щодо вивчення теми описані майже у всіх посібниках для вчителя. Тому ми зупинимось лише на тих методичних рекомендаціях, які спрямовані на ліквідацію типових недоліків у знаннях учнів, що виникають у процесі вивчення основ електролітичної дисоціації.

Найбільш суттєві недоліки такі:

1. Розуміння процесу розчинення і дисоціації речовин як чисто фізичного процесу, без урахування хімічних взаємодій між розчиненою речовиною і розчинником як головної причини дисоціації електролітів на іони.

2. Пояснення утворення іонів у розчині як наслідок дії електричного струму (так звана «фарадеївська помилка»).

3. Ототожнення природи і властивостей атомів хімічних елементів та їх іонів у кристалі і розчині.

4. Нерозуміння енергетичних процесів, які супроводять електролітичну дисоціацію речовин.

5. Пояснення гідролізу як реакції добування кислот і основ внаслідок взаємодії будь-якої солі з водою (за М.В. Поліщуком). Вивчення шкільної практики показує, що учні часто припускаються й інших не менш суттєвих помилок, наприклад:

а) не вміють правильно записувати позначення іонів, визначати їхні заряди, складати рівняння дисоціації електролітів, реакцій іонного обміну, гідролізу солей;

б) недостатньо розуміють причини поділу електролітів на сильні і слабкі, відносність такої класифікації;

в) не завжди розуміють причини необоротності реакцій іонного обміну, а тому не можуть виразити суть таких реакцій скороченими рівняннями;

г) не можуть пояснити зв'язок між реакціями іонного обміну і окисно-відновними, визначити суттєву відмінність між ними.

Методика вивчення теми зумовлюється метою, завданнями та її змістом, про що дає уявлення таблиця понять і уявлень.

Зміст теми, а також особливості пізнавальної діяльності учнів дають можливість використовувати різні форми і методи організації їх навчальної діяльності. Найбільш доцільними, поряд з іншими, є семінарські заняття, але, на жаль, у масовій школі вони використовуються поки що епізодично. Тим більш необхідно, щоб учитель звернув увагу на цю важливу форму навчання.

Одне із завдань теми полягає в тому, щоб показати залежність властивостей електролітів від властивостей іонів, на які дисоціюють їхні молекули у водному розчині. Найбільш ефективно реалізується це завдання у процесі розв'язання питань, які мають міжпредметний і внутрішньо-предметний характер. При цьому доцільно використовувати проблемний підхід.

Це завдання можна розглядати як частину загальної мети шкільного курсу хімії – засвоєння учнями його провідної ідеї – залежності властивостей речовин від їх складу і будови. Розв'язується вона за допомогою відповідних демонстраційних дослідів, а також комплексу засобів навчання. До нього входять: прилад для випробування електричної провідності речовин, посуд, приладдя і реактиви для експериментального дослідження властивостей електролітів, таблиці «Електрична провідність розчинів», «Схема розчинення і електролітична дисоціація сполук з іонним і полярним зв'язком», серія транспарантів «Гідратація іонів», кінофрагменти «Властивості розчинів електролітів», «Механізм електролітичної дисоціації», «Реакції іонного обміну», «Електроліти і неелектроліти».

Під час вивчення теми доцільно виділяти певні смислові блоки, складати за ними узагальнюючі схеми, таблиці, які дають змогу концентрувати увагу учнів на головному, вивільнюють час на повторення матеріалу і на формування умінь

застосовувати добути знання для пояснення фактичного матеріалу, написання відповідних рівнянь реакцій і розв'язування задач.

Щодо методики вивчення окремих понять теми слід пам'ятати, що учні часто допускають «фарадеївську помилку», пояснюючи процес електролітичної дисоціації як наслідок проходження електричного струму крізь розчин електроліту. Вона виникає через те, що для підтвердження цього процесу передусім демонструють досліди, за допомогою яких доводять електричну провідність розчинів і розплавів електролітів. Слід враховувати, що подібні досліди відомі учням ще з курсу фізики. З метою запобігання помилки необхідно дібрати такі досліди, у яких наявність іонів у розчині доводиться хімічним, а не фізичним шляхом. На це спрямований один з розглянутих вище варіантів вивчення теми, коли спочатку розглядають особливості реакцій обміну і на цій основі доводять наявність іонів у розчині електролітів, пояснюють їх електричну провідність.

Б.П. Болотинська і Г.М. Майорова описали досліди, які з першого уроку дають змогу зробити висновок про те, що речовини з іонним і ковалентним полярним зв'язками (солі, кислоти, луги) у водних розчинах розпадаються на іони, тому їхні розчини проводять електричний струм.

Заслуговує на увагу питання запису рівнянь реакцій іонного обміну. Учні повинні засвоїти, що:

а) формули речовин, практично нерозчинних, малодисоційованих і газів, записують у молекулярному вигляді;

б) сильні електроліти повністю дисоціюють на іони, тому їхні формули записують у вигляді іонів;

в) наявність осаду серед продуктів реакції показують знаком «↓», а газу – знаком «↑», які проставляють праворуч від формули;

г) сумарні заряди іонів правої і лівої частий хімічного рівняння мають бути однаковими.

Для того щоб учні мали змогу засвоїти такі вимоги до складання іонних рівнянь, виконуються різні вправи. Вони надають можливість сформулювати

уміння, закріпити його і за допомогою ускладнених прикладів розвинути далі.

Насамперед треба навчити учнів складати іонні рівняння, допомогти у цьому може відповідний алгоритм дій:

Послідовність дій	Рівняння реакцій
1. Записуємо молекулярне рівняння реакції, проставляємо коефіцієнти	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$
2. Аналізуємо реагенти і продукти реакції, при необхідності ставимо знак «↑» або «↓»	$\text{BaCl}_2, \text{Na}_2\text{SO}_4, \text{NaCl}$ – сполуки, розчинні у воді, сильні електроліти BaSO_4 – сполука, нерозчинна у воді
3. Робимо висновок про дисоціацію електролітів	$\text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^-$; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$; BaSO_4
4. Записуємо повне іонне рівняння	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$
5. Перевіряємо сумарні заряди іонів реагентів і продуктів реакції	$+4 + (-4) = +2 + (-2) \quad 0 = 0$
6. Записуємо іонне рівняння у скороченому вигляді, позначаючи лише ті іони (молекули), які безпосередньо беруть участь у реакції	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$

Відпрацьовують уміння учнів складати іонні рівняння реакцій, виконуючи вправи, як правило, двох типів:

- написати повне і скорочене іонні рівняння, якщо відоме молекулярне рівняння реакції.
- написати можливе молекулярне і повне іонне рівняння, якщо відоме скорочене іонне рівняння.

Щоб виконати друге завдання, необхідно зазначити, що скороченому іонному рівнянню можуть відповідати кілька (іноді досить багато) молекулярних рівнянь. Інакше, за скороченим іонним рівнянням можна визначити тип реакції, а не речовини, які вступають у реакцію. Щоб складати такі рівняння, учні повинні добре знати, які речовини не розчиняються у воді, тобто вони повинні вміти користуватися таблицею розчинності, знати, які речовини належать до слабких електролітів. Бажано добиватися, щоб учні, набувши навичок складання іонних рівнянь, записували їх відразу в скороченому вигляді. Це буде свідченням того, що вони усвідомлюють сутність реакцій.

На завершення розглядають гідроліз солей. Більшість учителів і методистів

схиляється до думки, що найбільш доступним підходом до вивчення процесу гідролізу є проблемний. Проблемна ситуація виникає під час виконання лабораторних дослідів на розчинення різних солей і визначення реакції середовища. Наслідки дослідів при цьому суперечать наявним в учнів знанням, через що викликають у них закономірні запитання: Чому індикатори у розчинах солей змінюють своє забарвлення? Звідки в розчинах солей з'являються гідроксид-іони й іони водню? А чому у розчині хлориду натрію індикатор не змінює забарвлення?

Проводячи бесіду, поступово систематизують раніше засвоєні учнями поняття. Потім дають визначення, що таке гідроліз, бо без цього розмова буде безпредметною, розглядають механізм процесу гідролізу і, нарешті, встановлюють закономірності у змінюванні реакцій середовища за такою зовнішньою ознакою, як зміна забарвлення індикаторів (що спостерігалось у дослідах). При цьому варто запропонувати учням, (після виконання ряду тренувальних вправ на складання реакцій гідролізу різних солей) самостійно скласти узагальнюючу таблицю довільної форми, з якої було б видно, яка сіль гідролізується і як, якого забарвлення при цьому набував той чи інший індикатор у розчині даної солі і чому, про яку реакцію середовища це свідчить.

Узагальнення і поглиблення знань про електролітичну дисоціацію.

У курсі основ загальної хімії (11-й клас) узагальнення основних положень теорії розчинів спрямовують на такі моменти:

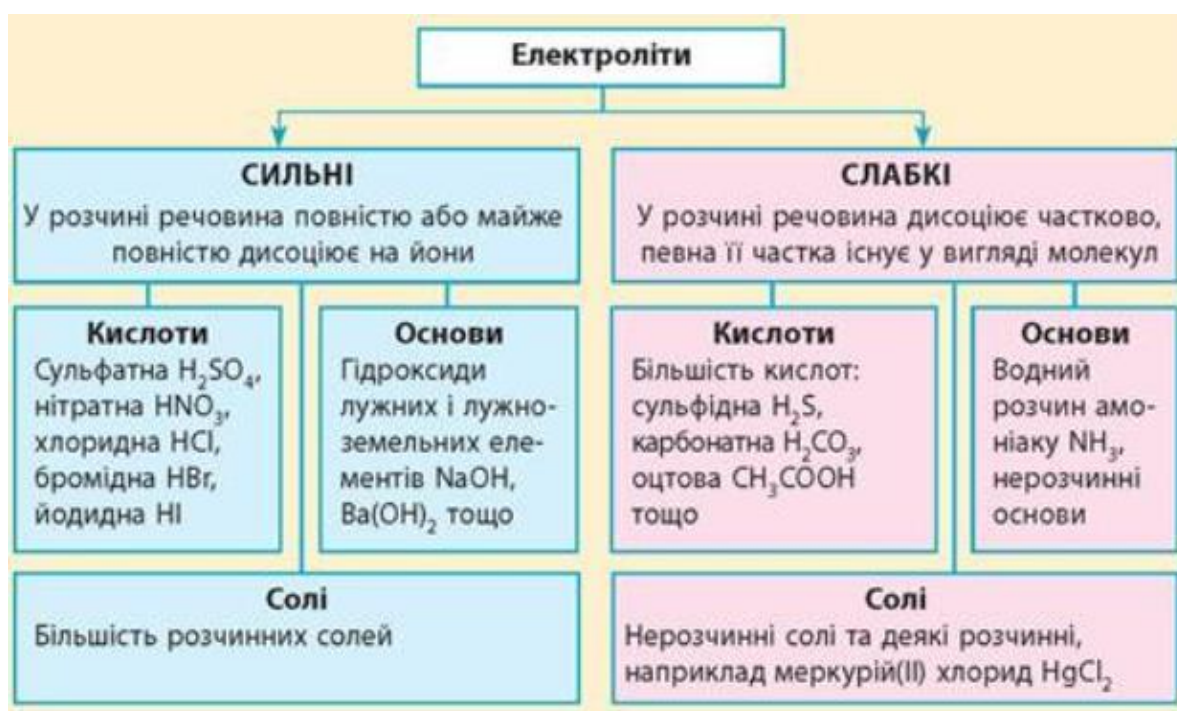
1. Перевірити засвоєння учнями основних понять: «електроліти», «неелектроліти», «іон» (катіон, аніон), «електролітична дисоціація», «гідратований іон», «механізм дисоціації», «ступінь дисоціації», «тепловий ефект розчинення».

2. Узагальнити матеріал про історію розвитку теорії розчинів (С. Арреніус, Д.І. Менделєєв, В.О. Кістяківський, І.О. Каблуков), щоб учні побачили розвиток ідей у хімічній науці, їх постійне поглиблення і збагачення.

3. Чітко визначити основні положення теорії розчинів електролітів.

4. Підкреслити роль наукового передбачення у розв'язанні питання про можливість практичного здійснення реакцій.

Перевіряючи засвоєння учнями основного навчального матеріалу, поглиблюють поняття про механізм розчинення у воді солей і основ як про фізико-хімічний процес. При цьому звертають увагу на відмінність дисоціації електролітів з іонним і ковалентним полярним зв'язками. Повторюючи відомості про ступінь електролітичної дисоціації, з'ясовують, як учні усвідомили, які електроліти вважаються сильними, а які – слабкими. Важливо, щоб учні вміли самостійно наводити певні приклади. Під час обговорення цього питання доцільно запропонувати учням скласти узагальнюючу схему. Вона може бути, наприклад, такою:



Проте не менш важливо узагальнити знання учнів про основні закономірності зміни характеру дисоціації гідроксидів у розчині залежно від місця елемента в періодичній системі Д.І. Менделєєва. З цією метою вчитель демонструє таблицю «Залежність радіусів атомів й іонів від зарядів ядер атомів елементів».

Аналізуючи схему, доходять висновку про загальну закономірність, яка полягає в тому, що в періодах атомні та іонні радіуси в міру того, як збільшується заряд ядра, в основному зменшуються, бо посилюється притягання електронів до

позитивно зарядженого ядра. Це призводить до перерозподілу електронної густини між атомами, і хімічні зв'язки поляризуються. Послідовно зростає й позитивний ступінь окислення елементів. Якщо його умовно прийняти за формальний заряд, то можна простежити, що в ряду елементів від Na до Cl поступово зростає об'ємна густина формального заряду, що також поляризує хімічні зв'язки. Якщо конкретно йдеться про гідроксиди елементів 3-го періоду (E–O–H), то на початку періоду послаблюється зв'язок E–OH, а наприкінці –EO–H.

Вчитель пропонує учням, користуючись періодичною таблицею, записати формули гідроксидів елементів 3-го періоду і пояснити, як змінюються їх властивості, характер дисоціації в розчинах. З допомогою вчителя в зошитах учнів і на дошці з'являється такий ряд формул:

NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄ , HClO ₄ .
сильна основа, луг	основа середньої сили	амфотерний гідроксид	кислота слабка	кислота середньої сили	сильні кислоти

Учні помічають, що спостерігається поступова зміна властивостей гідроксидів – від сильної основи NaOH до сильної кислоти HClO₄.

Вчитель доповнює, що для d-елементів, так званих перехідних елементів, які утворюють гідроксиди зі змінним ступенем окислення, характерні такі самі закономірності. Збільшення ступеня окислення елемента і зменшення при цьому ефективного радіуса його іона призводить до послаблення основних і зростання кислотних властивостей сполук:

Mn ⁺² (OH) ₂	Mn ⁺⁴ (OH) ₄	HMn ⁺⁷ O ₄
основа середньої сили	амфотерний гідроксид	сильна кислота

Такі приклади наочно свідчать про залежність властивостей сполук від особливостей їх складу і будови.

Виникає запитання: Як змінюються властивості елементів та їх сполук у групах? У загальних рисах цей матеріал учні вже повторили. Тепер варто

звернути їхню увагу на розміри атомів й іонів. Зазначають, що поява нової електронної оболонки в атомі викликає стрибкоподібне зростання радіуса. Так, радіус атома натрію у два рази більший за радіус атома фтору. Тому в підгрупах елементів радіуси атомів та однойменних іонів, як правило, збільшуються.

Атоми типових металів легко втрачають електрони зовнішнього шару, бо вони найслабше зв'язані з ядром. Ці електрони легко приєднуються до атомів типових неметалів, входячи до складу їх зовнішнього шару. Чи впливає це на розміри іонів, що утворилися? Виявляється, що впливає. Втрата атомом електронів призводить до зменшення його ефективних розмірів, а приєднання надлишкових електронів – до збільшення. Тому радіус позитивно зарядженого іона – катіона завжди менший, а радіус негативно зарядженого іона – аніона завжди більший за радіус відповідного електронейтрального атома.

У результаті засвоєння матеріалу про реакції іонного обміну та окиснення – відновлення, що відбуваються у розчинах електролітів, дальшого поглиблення зазнає поняття «хімічна реакція». При цьому необхідно враховувати такі моменти:

- умови перебігу реакцій іонного обміну;
- особливості реакцій окиснення – відновлення порівняно з реакціями іонного обміну;
- гідроліз солей як поодинокий випадок реакцій іонного обміну.

Повторюючи умови перебігу реакцій іонного обміну, підкреслюють, що хімічні перетворення відбуваються в тому випадку, коли виконується хоча б одна з таких умов: 1. Утворення осаду; 2. Виділення газу; 3. Утворення неелектроліту або слабого електроліту.

Для закріплення складають рівняння відповідних реакцій.

Знання учнів про електролітичну дисоціацію доповнюються енергетичною характеристикою цього процесу. Залучення енергетичних даних сприяє більш свідомому засвоєнню матеріалу, а оперування ним підвищує дієвість знань. Учні навчаються передбачати, в яких випадках процес буде екзотермічним, а в яких – ендотермічним. Вони знають, що процес розчинення може відбуватися з виділенням і вбиранням теплоти. Так, під час розчинення у воді гідроксиду

натрію, карбонату калію, безводного сульфату міді та багатьох інших речовин відбувається помітне підвищення температури. Теплота виділяється також у процесі розчинення у воді деяких рідин (особливо сірчаної кислоти) і всіх газів. Під час розчинення деяких солей, наприклад нітрату амонію, температура розчину значно знижується, а тіоціанату амонію NH_4SCN (роданіду амонію) падає нижче нуля.

Проводять лабораторні досліди розчинення у воді KOH і KNO_3 . Учні спостерігають різні теплові ефекти розчинення. Виникає запитання: Чому теплові ефекти різні, хоч обидві сполуки іонного типу? Пояснюють, що розчинення кристалічного гідроксиду калію супроводжується виділенням теплоти через те, що на руйнування кристалічної решітки KOH витрачається менше енергії, ніж її виділяється при гідратації іонів K^+ й іонів OH^- . Навпаки, розчинення кристалічного нітрату калію – процес ендотермічний, бо на руйнування кристалічної решітки KNO_3 витрачається більше енергії, ніж її виділяється при гідратації іонів K^+ і NO_3^- . Отже, доходять висновку, що залежно від співвідношення значень енергії кристалічної решітки та енергії гідратації тепловий ефект розчинення може мати як позитивне, так і негативне значення.

Далі виконуються лабораторні досліди, що ілюструють різні випадки гідролізу солей. Учні аналізують кожний дослід, складають рівняння реакцій в молекулярному й іонному вигляді, виконують ще кілька аналогічних тренувальних вправ, після чого кожний випадок гідролізу зображають рівнянням у загальному вигляді.

В усіх випадках гідролізу відбувається зміна концентрації іонів водню і відповідно гідроксид-іонів, тобто відбувається зміщення рівноваги дисоціації води. Це і є гідроліз.

Отже, робиться узагальнюючий висновок про те, що суть процесу гідролізу полягає у зміщенні хімічної рівноваги дисоціації води під впливом взаємодії води з розчиненою речовиною.

З метою закріплення матеріалу учні розв'язують експериментальні завдання і відповідають на запитання:

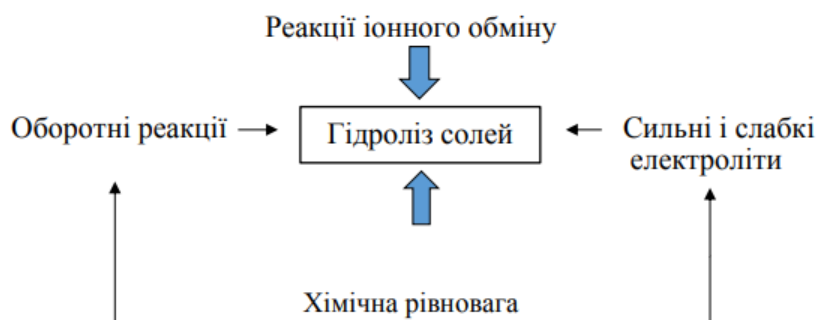
1. Як пояснити, що солі, утворені сильною кислотою і сильною основою, не гідролізуються?

2. Чому в клітинках таблиці розчинності солей в окремих випадках стоїть риска? Чи можна стверджувати, що це означає, ніби така сіль не існує?

3. Як узнати, гідролізується дана сіль чи ні?

У кінці вивчення теми проводять урок тематичного узагальнення, яке спрямоване на виділення міжпонятійних зв'язків, що дає можливість учням встановити причинно-наслідкові зв'язки, усвідомити матеріал у світлі загальної ідеї електролітичної дисоціації.

Взаємозв'язок поняття гідроліз із суміжними поняттями



Завершується вивчення практичним заняттям «Розв'язування експериментальних задач з теми «Електролітична дисоціація».

На завершення бажано провести екскурсію на виробничий об'єкт (в цех або лабораторію), де ознайомити учнів із застосуванням електролітів на практиці.

ЗАВДАННЯ ДЛЯ ЗАСВОЄННЯ МАТЕРІАЛУ.

1. Наведіть по одному прикладу солі, кислоти та основи, що є: а) сильним електролітом; б) слабким електролітом.

2. Наведіть приклад речовини: а) двохоксидна кислота, що за першою стадією є електролітом середньої сили, а за другою — слабким електролітом; б) двохоксидна кислота, що за обома стадіями є слабким електролітом.

3. У певної кислоти за першою стадією ступінь дисоціації становить 100

%, а за другою — 15 %. Яка кислота це може бути?

4. Із наведеного переліку речовин випишіть окремо формули: а) сильних електролітів; б) слабких електролітів.

NaCl, HCl, NaOH, NaNO₃, HNO₃, HNO₂, H₂SO₄, Ba(OH)₂, H₂S, K₂S, Pb(NO₃)₂.

5. Складіть рівняння дисоціації стронцій нітрату, меркурій(II) хлориду, кальцій карбонату, кальцій гідроксиду, сульфідної кислоти. У яких випадках дисоціація відбувається оборотно?

6. У водному розчині натрій сульфату міститься 0,3 моль йонів. Яку масу цієї солі використали для приготування такого розчину?

7. У розчині гідроген флуориду об'ємом 1 л міститься 2 г цієї кислоти. У цьому розчині кількість речовини йонів Гідрогену становить 0,008 моль. Яка кількість речовини флуорид-іонів у цьому розчині? До яких кислот відносять флуоридну кислоту?

8. У трьох пробірках містяться однакові об'єми розчинів хлоридної, флуоридної та сульфідної кислот. В усіх пробірках кількість речовини кислот однакові. Але в першій пробірці кількість речовини йонів Гідрогену становить $3 \cdot 10^{-7}$ моль, у другій — $8 \cdot 10^{-5}$ моль, а в третій — 0,001 моль. В якій пробірці міститься яка кислота?

9. У першій пробірці міститься розчин електроліту, ступінь дисоціації якого становить 89 %, у другій — електроліт зі ступенем дисоціації 8 %, а у третій — 0,2 %. Наведіть по два приклади електролітів з різних класів сполук, що можуть міститися в цих пробірках.

10. У додаткових джерелах знайдіть інформацію про залежність сили електролітів від природи речовини. Установіть залежність між будовою речовин і природою хімічних елементів, що їх утворюють, та силою електролітів.

11. Вправа «Вірю не вірю»

- Процес розпаду речовини під дією струму називається електролітичною дисоціацією; (вірю)

- Сполуки, водні розчини, або розплави яких не проводять електричний струм називають неелектролітами; (*вірю*)
- Сполуки, водні розчини, або розплави яких проводять електричний струм називають електролітами; (*вірю*)
- До електролітів відносяться всі класи неорганічних речовин; (*не вірю*)
- Позитивно заряджені йони називають катіонами; (*вірю*)
- Негативно заряджені йони називають аніонами; (*вірю*)
- Електроліти, які дисоціюють у водних розчинах на йони Гідрогену і кислотний залишок називаються солями; (*не вірю*)
- Електроліти, які дисоціюють у водних розчинах на катіони металу та аніони кислотного залишку називають основами; (*не вірю*)
- Електроліти, які дисоціюють у водних розчинах на катіон металу та гідроксид іон називаються основами; (*вірю*)
- Індикатори – це речовини, які пришвидшують хімічну реакцію. (*не вірю*)

12. Випишіть формули електролітів.

Ми з вами згадали що таке електроліти і неелектроліти. За 1 хвилини кожен повинен вписати формули електролітів.

NaOH, CO₂, HNO₃, BaCl₂, K₂SO₄, H₂, C₁₂H₂₂O₁₁, Al₂(SO₄)₃

Що ж насправді відбувається при взаємодії між електролітами в розчині?

13. Написати рівняння реакції у молекулярній та йонній (повній та скороченій) формах для взаємодії: $\text{CuSO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow$

14. Ситуаційні завдання.

Ситуація 1.

Ви увійшли до кабінету хімії і побачили, що на столі – краплі якоїсь рідини. Відомо, що попередній клас працював з розчинами кислот і лугів. Як визначити, яка речовина розлита на столі, якщо у вашому розпорядженні лише універсальний індикаторний папір? Запишіть рівняння дисоціації цих речовин і вказати дію індикатору на розчини кислот і лугів.

Ситуація 2.

Ви маєте розкрити «мокру справу», що відбулась у розчині. Злочинці з іменами Барій Хлорид і Натрій Сульфат, які працювали парами, заперечують свою причетність до «мочної справи», стверджуючи, що у них є алібі. Свої докази підтвердіть йонними рівняннями.

(Учні повинні написати рівняння в молекулярному та йонному вигляді.)

Ситуація 3.

Ви - головний еколог на хімічному підприємстві. Вас хвилює проблема, як запобігти забрудненню навколишнього середовища. Для очищення води від катіонів важких і токсичних металів: Pb^{2+} , Cr^{3+} необхідно перевести в осад. Від швидкості прийняття вами рішення залежить доля міста. Скориставшись таблицею розчинності запропонуйте реакції, за допомогою яких можна це зробити.

15. Хімічний диктант.

Розчини та їх компоненти. Класифікація.

1. Розчин – це ...
2. Компонентами розчину є ...
3. Речовина, яка знаходиться в тому ж агрегатному стані, що і весь розчин називається ...
4. Речовина, що розподіляється в об'ємі розчину називається ...
5. Істинними розчинами називають розчин частинки, в якому ...
6. Колоїдний розчин – це розчин частинки, в якому ...
7. Грубодисперсний розчин – це розчин частинки, в якому ...
8. Емульсія – це ...
9. Піна - ...
10. Аерозоль - ...
11. Суспензія - ...
12. Наведіть приклади розчинів людського організму.

Вода як розчинник. Розчинність.

1. Розчинність – це ...
2. Найпоширенішим розчинником є ...

3. На швидкість розчинення впливають ...
4. Розчинність твердих речовин залежить від: ...
5. Розчинність газованих речовин залежить від ...
6. Із зниженням температури розчинність твердих і рідких речовин ...
7. Із збільшенням температури розчинність газованих речовин ...
8. З підвищенням тиску розчинність газуватих речовин...
9. Полярну молекулу води називають ...
10. Водневий зв'язок - ...
11. Розчин, в якому ще можна розчинити дану речовину називають ...
12. Якщо вміст речовини більший за її межі розчинності, то розчин називається ...

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ.

1. Встановіть відповідність між поняттями та типами понять, що розглядаються у темі:

<ol style="list-style-type: none"> 1) міжпредметні; 2) внутрішньопредметні; 3) нові; 4) перспективні. 	<p>А) типи хімічного зв'язку (водневий); типи кристалічних решіток; класи неорганічних сполук; реакції обміну; ступінь окислення; реакції окисно-відновні.</p> <p>Б) масова частка розчиненої речовини; електролітична дисоціація; ступінь дисоціації; сильні і слабкі електроліти; реакції іонного обміну; іонні рівняння.</p> <p>В) розчини; електроліти; неелектроліти; електропровідність; позитивні і негативні заряди; атом; молекула; іони; розчин.</p> <p>Г) зависі; суспензії; емульсії; істинні та колоїдні розчини; розчинення; насичений і ненасичений розчини; масова частка розчиненої речовини; кристалогідрати; електролітична дисоціація; електроліти; неелектроліти; ступінь дисоціації; сильні і слабкі електроліти; реакції іонного обміну; іонні</p>
---	---

	рівняння. Д) іонна решітка; реакції іонного обміну; електропровідність; істинні розчини.
--	--

Відповідь:

	1	2	3	4
А				
Б				
В				
Г				
Д				

2. Тема „Розчини” за програмою ЗНЗ 12-річної школи вивчається у послідовності таких смислових блоків:

- А) реакції іонного обміну
- Б) поняття про розчини;
- В) електролітична дисоціація;
- Г) сутність процесу розчинення;
- Д) способи кількісного визначення складу речовини.

Відповідь:

1	2	3	4	5

3. Програмою передбачено навчання школярів розв’язувати задачі на визначення маси речовини для приготування розчину.

Відповідь (зазначте два правильних слова): _____

4. Масова частка розчиненої речовини – це відношення маси розчину до маси розчиненої речовини.

Відповідь (зазначте кілька правильних слів): _____

Вставте пропущені слова:

5. Поділ речовин на H_2O і H_2SO_4 запропонував англійський учений H_2SO_4 , а шведський учений H_2SO_4 вперше пояснив H_2SO_4 електролітів у розчині.

6. H_2SO_4 – це складний H_2SO_4 - H_2SO_4 процес, під час якого відбувається взаємодія між частинками H_2SO_4 і H_2SO_4 .

7. Зміст теми побудовано від H_2SO_4 до H_2SO_4 .

8. Освітні завдання вивчення теми полягають у забезпеченні учнів знаннями про H_2SO_4 , H_2SO_4 , H_2SO_4 процесу дисоціації, про розчини, про речовини H_2SO_4 та H_2SO_4 , про реакції H_2SO_4 обміну.

ні

ВИКОРИСТАНА ЛІТЕРАТУРА.

1. Самойленко П.В. Методика навчання хімії. Чернігів: Десна Поліграф, 2020. 320 с.
2. Пасічник М.В., Ющишина Г.М., Гаркович О.Л. Методика навчання хімії: навчальний посібник. Миколаїв: Миколаївський національний університет ім. В.О. Сухомлинського, 2018. 260 с.
3. Буринська Н. М., Величко Л. П. Викладання хімії у 10-11 класах загальноосвітніх навчальних закладів: метод. посібник для вчителів. Київ; Ірпінь: Перун, 2018. 240 с.
4. Максимов О. С. Методика викладання хімії: Практикум : навч. посіб. Київ : Вища шк., 2018. 167 с.
5. 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.
6. Шульженко О.О., Шпак А.Є. Неорганічна та органічна хімія: Основні поняття. Будова атома. Хімічний зв'язок. Київ: КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2018. 175 с.

7. Активні форми і методи навчання хімії / Уклад. К. М. Задорожній. Харків: Вид. група «Основа», 2018. 141 с.
8. Актуальний досвід викладання хімії / Уклад. К. М. Задорожній. Харків: Вид. група «Основа», 2020. 143 с.
9. Григорович О. В., Гостиннікова О. М., Віценцик А. В. Хімія. 7 клас : Плани-конспекти уроків. Харків: Вид-во «Ранок», 2018. 272 с.
10. Ковальова В. Д. Система оригінальних питань для розвитку креативних здібностей учнів на уроках хімії. Харків: Вид. група «Основа», 2019. 128 с.
11. Перетяцько В. В. Оволодіння майбутніми вчителями хімії прийомами закріплення знань учнів на уроках. Актуальні питання підготовки майбутнього вчителя хімії : теорія і практика : збірник наукових праць. Випуск 5. Вінниця: ТОВ «Твори», 2019. 128 с.
12. 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.
13. Шульженко О.О., Шпак А.Є. Неорганічна та органічна хімія: Основні поняття. Будова атома. Хімічний зв'язок. Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2018. 175 с.
14. 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. Булавіна ; Нац. техн. ун-т "Харків. політехн. ін-т". 2-ге вид., перероб. та допов. Харків: Бровін, 2019. 373 с.
15. 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.