

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

Кафедра біології та здоров'язберезувальних технологій

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

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

Для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня
спеціальності 014 Середня освіта (Природничі науки).

Одеса – 2026

Рекомендовано до друку рішенням Вченої ради Державного закладу «Південноукраїнський національний педагогічний університет імені К. Д. Ушинського» (протокол № 14 від 28 травня 2026 року).

Окисно-відновні реакції. Методичні рекомендації до самостійної роботи здобувачів вищої освіти з дисципліни «Загальна хімія» / Укладач: М.В. Шестакова. Одеса: Університет Ушинського, 2026. 61 с.

Рецензенти:

В.В. Борщенко, кандидат педагогічних 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 першого (бакалаврського) рівня вищої освіти за спеціальністю 014 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», теоретичний матеріал за темою «Окисно-відновні реакції», питання для самоконтролю, завдання з самостійної роботи, приклади домашніх завдань за темою «Окисно-відновні реакції», екзаменаційні питання, а також список використаної літератури.

ЗМІСТ

Пояснювальна записка	4
Програма навчальної дисципліни	8
Загальні положення	12
Організація та форми самостійної роботи	13
Методичне забезпечення самостійної роботи	16
Окисно-відновні реакції. Теоретична частина.....	17
Питання для самоконтролю	45
Завдання для самостійної роботи	46
Домашні завдання.....	50
Питання до екзамену	56
Практичні завдання.....	59
Використана література	60

ПОЯСНЮВАЛЬНА ЗАПИСКА

Метою навчальної дисципліни «Загальна хімія» є засвоєння знань щодо складу, будови та властивостей речовин у їх взаємозв'язку, умов та шляхів перетворення одних речовин в інші, та набуття вмінь й навичок проведення хімічного експерименту, надання майбутнім спеціалістам фундаментальних знань з теоретичних положень загальної та неорганічної хімії з урахуванням сучасних досягнень.

Сформувати мотивацію щодо використання набутих знань у професійній діяльності.

Передумови для вивчення дисципліни: для вивчення навчальної дисципліни «Загальна хімія» здобувачі мають опанувати знання з навчальних дисциплін: «Загальна фізика, «Біологія».

Дозвіл на використання ШІ: здобувачам вищої освіти дозволено використання генеративних інструментів штучного інтелекту (ШІ) для виконання письмових робіт, наукових досліджень та інших завдань. Однак робота повинна містити оригінальні висновки, аналіз та критичне осмислення.

Очікувані програмні результати навчання:

ПРН 4. Розуміти історію та закономірності розвитку предметної області, її місце у загальній системі знань про природу і суспільство; критично осмислювати явища й процеси української та зарубіжної культури, цінувати українську національну культуру, багатоманітність і мультикультурність у суспільстві; діяти відповідально й свідомо на засадах поваги до прав і свобод людини та громадянина; демонструвати навички соціальної активності, відповідальності за стан довкілля та суспільства.

ПРН 14. Організовувати освітнє середовище з урахуванням правил безпеки життєдіяльності, санітарних правил і норм, протиепідемічних правил; вживати заходів щодо запобігання та протидії булінгу.

ПРН 21. Знати та використовувати у професійній діяльності сучасну термінологію, наукові поняття, закони, концепції, вчення і теорії природничих наук, біології, фізики, хімії для пояснення явищ природи та розвитку у здобувачів освіти розуміння сучасної природничо-наукової картини світу.

ПРН 24. Знати загальну структуру хімічних наук, вчення про періодичну зміну властивостей хімічних елементів та їхніх сполук, про будову речовини та розуміти взаємозв'язок між ними; знати головні типи хімічних реакцій та їхні основні характеристики; уміти застосовувати методи дослідження для встановлення складу, будови й властивостей речовин.

ПРН 26. Уміти планувати, організовувати та здійснювати фізичний, хімічний і біологічний експеримент та використовувати його як засіб навчання.

ПРН 27. Володіти методами розв'язування різних типів задач з хімії, фізики і біології; формувати відповідні вміння у здобувачів 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;
- вивчення особливостей будови комплексних сполук;
- оволодіння методами розрахунку термодинамічних параметрів хімічної системи;

- вивчення основних факторів, що впливають на швидкість хімічної реакції та хімічну рівновагу;
- оволодіння методами розрахунку концентрації розчинів;
- вивчення основних закономірностей розчинів;
- оволодіння методом електронного балансу для розстановки коефіцієнтів в рівняннях окислювально-відновних реакцій;
- вивчення електрохімічних процесів.

уміти:

- застосовувати хімічні поняття і закони, адаптувати отримані знання для и 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 фактори, які можуть змінити швидкість хімічної реакції та її напрямок;
- розраховувати швидкість хімічної реакції при заданих концентраціях та температурі;
- розрахувати масову частку та молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента розчину;
- записувати рівняння гідролізу водних розчинів солей з визначенням рН розчину;
- розставляти коефіцієнти в рівняннях окислювально-відновних реакцій методом електронно-іонного балансу;
- складати електрохімічні схеми гальванічних елементів з розрахунком їх ЕДС;

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

Здобувачі, які використовують ШІ для допомоги у виконанні завдань, зобов'язані:

- у передмові зазначити факт використання ШІ у роботі.
- пояснити як саме ШІ допоміг у створенні тексту (генерація ідей, перевірка фактів, формулювання висновків).
- пояснити, які частини тексту були створені за допомогою ШІ і в яких аспектах внесено власні корективи

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

Загальні компетентності:

ЗК6. Здатність зберігати та примножувати моральні, культурні, наукові цінності і досягнення суспільства на основі розуміння історії та закономірностей розвитку предметної області, її місця у загальній системі знань про природу і суспільство та у розвитку суспільства, техніки і технологій, використовувати різні види та форми ведення здорового способу життя.

ЗК7. Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу.

ЗК8. Здатність учитися й оволодівати сучасними знаннями, застосовувати їх у практичних ситуаціях.

Спеціальні компетентності:

СК 10. Здатність організовувати безпечне освітнє середовище, використовувати здоров'язбережувальні технології під час освітнього процесу.

СК 14. Здатність оперувати та використовувати у професійній діяльності сучасну термінологію, наукові поняття, закони, концепції, вчення і теорії природничих наук,

біології, фізики, хімії для пояснення явищ природи та розвитку в учнів розуміння сучасної природничо-наукової картини світу.

СК 17. Здатність розкривати загальну структуру хімічних наук на підставі взаємозв'язку основних учень про будову речовини, про періодичну зміну властивостей хімічних елементів та їх сполук, про спрямованість (хімічна термодинаміка), швидкість (хімічна кінетика) хімічних процесів та їхні механізми; застосовувати методи дослідження для встановлення складу, будови і властивостей речовин.

СК18. Здатність планувати, організовувати і здійснювати експерименти у галузі природничих наук (фізики, хімії, біології) і використовувати їх як метод та засіб навчання.

СК 19.Здатність розв'язувати задачі шкільного курсу з хімії, фізики і біології різного рівня складності та навчати учнів їх розв'язування.

Міждисциплінарні зв'язки: навчальний курс пов'язано з наступними дисциплінами: «Загальна хімія (органічна хімія)», «Курсовий проект з загальної фізики / загальної хімії / біології (за вибором), «Методика навчання хімії у закладах освіти».

ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Змістовий модуль 1. Основи хімії.

Тема 1. Основні поняття хімії.

Матерія та речовина. Предмет хімії. Місце хімії в системі наук. Основні закони хімії. Основні етапи передісторії хімії. Науковий підхід. Наукова література. 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.

Тема 2. Будова атому.

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.

Тема 3. Класи неорганічних сполук.

Класифікація неорганічних сполук. Оксиди, основи, кислоти і солі. Їх класифікація, способи отримання і хімічні властивості. Номенклатура неорганічних сполук. Методи одержання.

Тема 4. Хімічний зв'язок.

Типи хімічного зв'язку і будова молекул. Властивості взаємодіючих атомів. Валентність. Гібридизація атомних орбіталей. Ступінь окиснення 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.

Тема 5. Комплексні сполуки.

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 6. 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 7. 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. Механізм простих реакцій. Енергія активації молекул. Ланцюгові реакції та їх механізм. Розгалужені та нерозгалужені ланцюги.

Тема 8. Хімічна рівновага.

Зворотні та незворотні реакції. Термодинамічна характеристика динамічної рівноваги.

Залежність константи хімічної рівноваги від температури. Константа хімічної рівноваги та зміна енергії Гіббса. Умови зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Зв'язок сталої рівноваги з термодинамічними показниками системи. Принцип Ле-Шательє та наслідки з нього. Каталіз та каталізатор. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Кінетичні розрахунки.

Змістовий модуль 2. Хімічні реакції.

Тема 9. Дисперсні системи. Розчини.

Поняття про розчини як дисперсні системи. Типи дисперсних систем. Способи вираження складу розчинів. Розбавлені розчини. Пониження тиску насиченої пари розчинника. Закони Рауля. Температура кристалізації розбавлених розчинів. Температура кипіння розбавлених розчинів. Осмотичний тиск розбавлених розчинів. Визначення молекулярної маси розчиненої речовини. Характеристика стану молекул води в рідкій фазі. Асоціати молекул води. Характеристика стану молекул води в твердій фазі. Структура льоду. Класифікація розчинів за різними ознаками. Способи вираження концентрації розчинів. Розрахунок концентрації

розчину. Ідеальні і реальні розчини.

Тема 10. Електролітична дисоціація. Гідроліз солей.

Властивості розчинів електролітів: електролітична дисоціація. Причини електролітичної дисоціації. Гідратація і сольватація іонів у розчині. Кількісні характеристики електролітичної дисоціації: ступінь дисоціації, ізотонічний коефіцієнт, константа дисоціації. Сильні і слабкі електроліти. Властивості розчинів слабких електролітів. Хімічні властивості розчинів електролітів. Електролітична дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник. Кислотно-основні індикатори. Буферні розчини. Електропровідність розчинів. Розчини сильних електролітів. Гідроліз солей. Основні випадки гідролізу. Ознаки гідролізу по катіону або аніону. Розчинність. Добуток розчинності.

Тема 11. Хімічні реакції, їх класифікація та закономірності перебігу. Окисно-відновні реакції.

Класифікація хімічних реакцій за кількістю речовин – сполучення, розкладу, заміщення, обміну; за тепловим ефектом – ендотермічні, екзотермічні; за оборотністю – оборотні та необоротні; за зміною ступенів окиснення хімічних елементів. Окисно-відновні реакції. Ступінь окиснення хімічних елементів. Правила розрахунку ступеню окиснення. Окисник, відновник, процес окиснення та відновлення. Окисно-відновні властивості елементу в залежності від його ступеня окиснення. Основні чинники, які впливають на окислювально-відновні реакції. Типи окисно-відновних реакцій. Міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції та реакції диспропорціювання. Правила електронного та електронно-іонного балансу розстановки коефіцієнтів в окисно-відновних реакціях. Окислювально-відновний потенціал. Рівняння Нернста.

Тема 12. Загальні властивості металів та неметалів.

Неметали та сполуки неметалів: знаходження елементів в періодичній системі. Прості речовини: властивості, одержання, застосування. Загальні властивості сполук неметалів – оксидів та кислот. Важливіші сполуки неметалів, їх одержання

та застосування. Метали та сполуки металів: знаходження елементів в періодичній системі. Будова металів, металічний зв'язок. Сплави. Загальні властивості, одержання та застосування металів. Сполуки металів – оксиди та основи, їх загальні властивості. Амфотерність. Важливіші сполуки металів, їх одержання та застосування.

Тема 13. 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. Хімічні джерела струму. Гальванічні елементи, акумулятори, паливні елементи. Електрорушійна сила гальванічного елемента.

Тема 14. Електроліз.

Закони електрохімії. Характер процесів на електродах при електролізі. Електроліз з розчинним і інертним анодом. Поляризаційні явища в електрохімії. Способи деполізації. Електроліз розплавів як метод видобування металів. Електроліз розчинів як метод видобування металів та способи нанесення металічного покриття.

ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ

Дисципліна «Загальна хімія» 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, властостей 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 визначеним розширенням знань з дисципліни «Загальна хімія», 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 лабораторних і практичних (семінарських) занять;
- необхідністю обов'язкового виконання індивідуальних навчально-дослідних завдань;

Основне завдання організації самостійної роботи здобувачів вищої освіти з «Загальна хімія» – 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» 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» 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» підручники, монографії, навчальні посібники, конспекти лекцій, відео-матеріали і презентації, робоча програма навчальної дисципліни «Загальна хімія». 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.

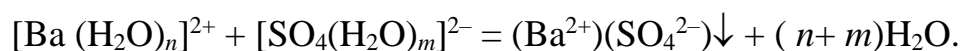
Різні види самостійної роботи дозволяють зробити процес навчання більш цікавим і підняти активність значної частини здобувачів в групі.

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Теоретична частина.

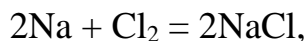
У сучасній неорганічній хімії досі панує традиційна класифікація хімічних реакцій «по числу і складу вихідних речовин і продуктів реакції», яка не тільки вельми формально відображає реальність, а й суперечлива за своєю суттю. У хімічній науці ця класифікація зберігається, але практично не використовується. В даний час, проводячи класифікацію хімічних реакцій, перш за все, виділяють два класи реакцій: окислювально-відновні і кислотно-основні реакції. Тут класифікаційною ознакою є тип переданих частинок. У першому випадку це електрони, а в другому - протони.

При протіканні будь-яких хімічних реакцій відбувається розрив одних і утворення інших хімічних зв'язків. Хімічні зв'язки утворюються за участю електронів, тому в будь-якій хімічній реакції відбувається більш-менш суттєва зміна електронної структури атомів, молекул чи інших хімічних часток, що беруть участь в ній. Іноді в ході реакції структура електронних оболонок хімічних часток змінюється незначно. Але навіть в такій типовій обмінній реакції, як утворення в водному розчині сульфату барію такі зміни електронних оболонок відбуваються. Частина цих змін добре видно з іонного рівняння, записаного з урахуванням гідратації іонів і будови кристалічного сульфату барію:

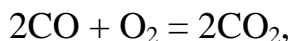


З цього рівняння видно, що при утворенні сульфату барію руйнуються гідратні оболонки катіонів та аніонів, позитивні заряди локалізуються на простих іони барію, а негативні - на сульфат іони, і з цих іонів утворюються кристали сульфату барію. Зміни електронних оболонок, що викликають перерозподіл зарядів

у цьому випадку, незначні. В інших реакціях, наприклад, при взаємодії натрію з хлором



електронна будова вступаючих в реакцію хімічних часток (атомів натрію і молекул хлору) змінюється дуже сильно, адже в цьому випадку атоми натрію перетворюються в катіони натрію, а молекули хлору - в хлоридні аніони. Тут можна говорити про повний перехід електрона від кожного атома натрію до кожного атому хлору. Численні і проміжні випадки, наприклад:



У цих реакціях також відбувається значний перерозподіл електронної густини, але про повну передачу електрона від одного атома до іншого мови бути не може. *Хімічні реакції, при яких відбувається суттєвий перерозподіл електронної густини, порівнянне з переходом електрона від одного атома до іншого, відносять до окисно-відновних реакцій.* Оцінити ж, наскільки значні зміни електронної структури атомів при хімічній реакції, можна, використовуючи поняття *електронегативність і ступінь окиснення.*

Окисно-відновні реакції мають велике значення у природі – як у живій, так і у неживій. Наприклад, процес горіння – це окисно-відновна реакція, в якій кисень повітря виступає в якості окисника. Процеси фотосинтезу, дихання, травлення – все це є окисно-відновні реакції.

За зміною ступенів окиснення елементів, які входять до складу вихідних речовин та продуктів реакції, хімічні реакції можна поділити на дві великі групи.

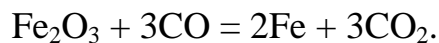
До першої належать реакції, що відбуваються без зміни ступенів окиснення елементів. До таких реакцій відносять, наприклад, іонообмінні реакції. До другої групи належать реакції, що відбуваються із зміною ступенів окиснення елементів, які входять до складу вихідних речовин та продуктів реакції. Такі реакції називаються окисно-відновними.

Таким чином, *окисно-відновні реакції* – це реакції, що супроводжуються зміною ступенів окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин.

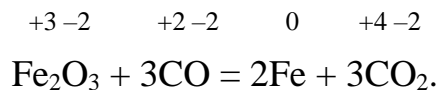
ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

Отже, окислювально-відновні реакції (скорочено ОВР) - це реакції, в яких відбувається зміна ступенів окиснення атомів. Атом-окислювач - атом, який в ході ОВР повністю або частково приєднує до себе електрони. Він відновлюється, його ступінь окиснення зменшується. Атом-відновник - атом, який в ході ОВР повністю або частково віддає електрони. Він окислюється, його ступінь окиснення зростає. Речовина-окислювач - вихідна речовина, до складу якого входять атоми-окислювачі. Речовина-відновник - вихідна речовина, до складу якого входять атоми-відновники.

Розглянемо ОВР, що протікає в доменних печах при промисловому отриманні заліза (точніше, чавуну) з залізної руди:



Визначимо ступеня окиснення атомів, що входять до складу, як вихідних речовин, так і продуктів реакції



Очевидно, що ступінь окиснення атомів карбону в результаті реакції збільшилася, ступінь окиснення атомів заліза зменшилася, а ступінь окиснення атомів кисню залишилася незмінною. Отже, атоми карбону в цій реакції піддалися окисненню, тобто втратили електрони (окислились), а атоми заліза - відновлення, тобто приєднали електрони (відновилися). Таким чином, в нашій реакції атомами-окислювачами є атоми заліза, а атомами-відновниками - атоми карбону.

У нашій реакції речовиною-окислювачем є оксид заліза (III), а речовиною-відновником - оксид карбону (II).

У тих випадках, коли атоми-окислювачі і атоми-відновники входять до складу одного і того ж речовини, поняття «речовина-окислювач» і «речовина-відновник» не використовуються.

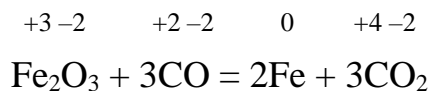
Таким чином, типовими окислювачами є речовини, до складу яких входять атоми, схильні приєднувати електрони (повністю або частково), знижуючи свою ступінь окиснення. З простих речовин це перш за все галогени і кисень, в меншій мірі сульфур і нітроген. З складних речовин - речовини, до складу яких входять атоми в вищих ступенях окиснення, не схильні до цих ступенях окиснення утворювати прості іон: HNO_3 (N^{+5}), KMnO_4 (Mn^{+7}), CrO_3 (Cr^{+6}), KClO_3 (Cl^{+5}), KClO_4 (Cl^{+7}) і ін.

Типовими відновниками є речовини, до складу яких входять атоми, схильні повністю або частково віддавати електрони, підвищуючи свій ступінь окиснення. З простих речовин це водень, лужні та лужноземельні метали, а також алюміній. З складних речовин – H_2S і сульфіди (S^{-2}), іодиди (I^-), CO (C^{+2}), NH_3 (N^{-3}) та ін.

У загальному випадку майже всі складні і багато простих речовини можуть виявляти як окислювальні, так і відновні властивості. Наприклад:



Повернемося до реакції, розібраної нами на початку цього розділу:



Зверніть увагу, що в результаті реакції атоми-окислювачі (Fe^{+3}) перетворилися в атоми-відновники (Fe^0), а атоми-відновники (C^{+2}) - в атоми-окислювачі (C^{+4}). Але CO_2 в будь-яких умовах дуже слабкий окислювач, а залізо,

хоч і є відновником, але в даних умовах значно слабшим, ніж СО. Тому продукти реакції не реагують один з одним, і зворотна реакція не протікає. Наведений приклад є ілюстрацією загального принципу, що визначає напрямок протікання ОВР: окислювально-відновні реакції протікають в напрямку утворення слабшого окислювача і слабшого відновника.

Окислювально-відновні властивості речовин можна порівнювати тільки в однакових умовах. У деяких випадках це порівняння може бути проведено кількісно.

Електронегативність.

Поняття електронегативності як «здатності атома в молекулі притягати до себе електрони» було вперше запропоновано в 1932 році знаменитим американським хіміком, надалі лауреатом Нобелівської премії, Лайнусом Полингом. Пізніше поняття це розвивалося і уточнювалося. В даний час існує декілька підходів до розрахунку електронегативності. Один з найбільш наочних підходів був запропонований творцем поняття «молекулярна орбіталь» американським фізикохіміком Робертом Маллікеном в 1935 році. За Маллікеном електронегативність визначалася як величина, прямо пропорційна енергії іонізації атома і енергії його спорідненості до електрону. Енергія іонізації - енергія, яку необхідно затратити для відриву електрона від атома (в разі так званої «першої енергії іонізації» - від нейтрального атома). Спорідненість до електрона - енергія, що виділяється при приєднанні електрона до нейтрального атома.

Обидві ці величини в періодах і групах природної системи елементів (періодичної системи) змінюються більш-менш однотипно. Іншими словами, зі збільшенням порядкового номера елемента в групі і та, і інша величина зменшуються, а в періоді - зростають. Точно так же змінюється в природній системі і електронегативність, збільшуючись від лівого нижнього кута довгоперіодного варіанту таблиці елементів до правого верхнього.

В даний час, загальноприйнято наступне визначення електроотрицательності.

Електронегативність - фізична величина, яка визначає здатність атома в речовині притягувати до себе електронні пари, якими цей атом пов'язаний з іншими атомами.

Абсолютна електронегативність, виражена в одиницях енергії, використовується рідко. Найчастіше застосовують відносну електронегативність, яка показує в скільки разів електронегативність атомів даного елемента більше або менше електронегативності атомів іншого. В цьому випадку електронегативність - позитивна безрозмірна величина, що позначається зазвичай грецькою буквою χ . Для літію вона близька до одиниці, а для фтору - до чотирьох.

Строго кажучи, відносна електронегативність атома не є постійною величиною. Вона залежить від його хімічного оточення, але для розгляду питань, пов'язаних з окислювально-відновними реакціями, цими тонкощами можна знехтувати. Ми будемо користуватися таблицею електронегативності, складеної Олредером і Роховом (таблиця 1).

Таблиця 1

Відносна електронегативність атомів елементів (по Олреду та Рохову)

Н																	Не
2,1																	(5,5
0																	0)
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
0,9	1,4											2,0	2,5	3,0	3,5	4,1	(4,8
7	7											1	0	7	0	0	4)
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
1,0	1,2											1,4	1,7	2,1	2,4	2,8	3,2
1	3											7	4	0	4	3	0
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

0,9 1	1,0 4	1,2 0	1,3 2	1,4 5	1,5 6	1,6 0	1,6 4	1,7 0	1,7 5	1,7 5	1,7 5	1,8 2	2,0 1	2,2 0	2,4 8	2,7 4	2,9 4
Rb 0,9 8	Sr 0,9 9	Y 1,1 1	Zr 1,2 2	Nb 1,2 3	Mo 1,3 0	Tc 1,3 6	Ru 1,4 2	Rh 1,4 5	Pd 1,3 5	Ag 1,4 2	Cd 1,4 6	In 1,4 9	Sn 1,7 2	Sb 1,8 2	Te 2,0 1	I 2,2 1	Xe 2,4 0
Cs 0,8 6	Ba 0,9 7	La 1,0 8	Hf 1,2 3	Ta 1,3 3	W 1,4 0	Re 1,4 6	Os 1,5 2	Ir 1,5 5	Pt 1,4 4	Au 1,4 2	Hg 1,4 4	Tl 1,4 4	Pb 1,5 5	Bi 1,6 7	Po 1,7 6	At 1,9 0	Rn 2,0 6
Fr 0,8 6	Ra 0,9 7	Ac 1,0 0															

Формальний заряд і ступінь окиснення.

Уявлення про ступінь окиснення складалося в хімії поступово. У середині ХХ століття вона ототожнювалася з електровалентністю. Вживалися, наприклад, такі вирази: «позитивно чотирьохвалентна сірка», «негативно двовалентна сірка». В подальшому поняття «валентність» і «ступінь окиснення» стали повністю самостійними. Проте, бажання скоротити число досліджуваних понять, а також розуміння того, що це неможливо, до сих пір зустрічається в навчальній літературі. У шкільних підручниках скорочення числа понять призводить, наприклад, до появи такого страшного гібрида, як «валентність складного іона». В даний час для характеристики електричного заряду атома в речовині використовуються наступні величини: ефективний заряд, формальний заряд, частковий заряд і ступінь окиснення. При наявності необхідних експериментальних даних (довжини зв'язків і дипольні моменти молекул, міжатомні відстані і розподіл електронної густини в кристалах і ін.) ефективний заряд може бути визначений для будь-якого атома. По суті це реальний заряд.

У молекулі води атом кисню пов'язаний з двома атомами гідрогену двома полярними ковалентними зв'язками:



Ефективні заряди атомів в молекулі води: $q_{\text{эф}}(\text{H}) = +0,33 e$ і $q_{\text{эф}}(\text{O}) = -0,66 e$.

Складемо електронну формулу цієї молекули (інша назва - формулу Льюїса) без урахування полярності зв'язків:



Якщо розірвати ці зв'язки, віддавши кожному з атомів по одному електрону від кожної пари (тобто, розірвати гомолітично), то отримаємо окремі атоми:



Саме з таких незаряджених атомів і утворюється молекула води. Заряд кожного з них дорівнює нулю. Це і є формальні заряди. Нульовий формальний заряд в формулах зазвичай ніяк не позначається.

Кристал хлориду натрію утворюється з іонів з реальними зарядами Na^+ і Cl^- . При утворенні зв'язку іони поляризуються, значення їх зарядів (по модулю) знижуються. Ефективні заряди атомів в кристалі хлориду натрію: $q_{\text{эф}}(\text{Na}^+) = +0,83 e$ і $q_{\text{эф}}(\text{Cl}^-) = -0,83 e$. Якщо ж розірвати цей кристал на окремі хімічні частинки, то ми знову отримаємо іони з зарядами $+1 e$ і $-1 e$. Це і є формальні заряди. На відміну від реальних зарядів окремих іонів, які охоплюють символами $+$, $-$, $2+$, $2-$, формальні заряди обзначаються символами \oplus , \ominus , $2\oplus$, $2\ominus$. В органічній хімії ця різниця в позначеннях проводиться досить послідовно. У загальній та неорганічній хімії, враховуючи поліграфічні труднощі, замість знаків формального заряду зазвичай використовують знаки без кружечка. Використовуючи ці позначення можна скласти структурну формулу хлориду натрію



Формальний заряд атома в речовині - це заряд атома без урахування поляризації зв'язків. Або, іншими словами, це заряд хімічних часток до утворення зв'язку. На відміну від ефективного заряду, формальний заряд цілочисельний.

Різниця між ефективним і формальним зарядом називається частковим зарядом і позначається символами δ^+ і δ^- . Так як формальні заряди атомів в молекулі води дорівнюють нулю, то часткові заряди рівні ефективним: $q_{\text{ч}}(\text{H}) = +0,33 e$ і $q_{\text{ч}}(\text{O}) = -0,66 e$. У структурних формулах вони позначаються так:



У хлориді натрію часткові заряди рівні: $q_{\text{ч}}(\text{Na}^+) = -0,17 e$ і $q_{\text{ч}}(\text{Cl}^-) = +0,17 e$. Корисно пам'ятати, що ефективний заряд дорівнює сумі формального і реального зарядів.

Згадаймо тепер, що зв'язки в молекулі води полярні. Електронні пари цих зв'язків зміщені в бік атома кисню, адже відносна електронегативність у атома кисню (3,50) більше, ніж у атома гідрогену (2,10).



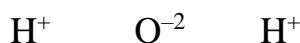
Якщо тепер розірвати зв'язки так, щоб зміщені електронні пари повністю перейшли до тих атомів, до яких вони зміщені (тобто, розірвати гетеролітично), то отримаємо іони:



Заряд такого умовного іона і називається ступенем окиснення. Для атома гідрогену він дорівнює $+1e$, а для атома кисню дорівнює $-2e$.

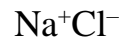
Таким чином, ступінь окиснення - це заряд атома за умови, що всі зв'язки в речовині стали іонними. Тобто за умови, що полярні ковалентні зв'язки повністю поляризувалися.

Відповідно до номенклатурними правилами ІЮПАК ступінь окиснення позначається цифрами зі знаком перед цифрою. Якщо позначається ступінь окиснення окремого атома, то вона міститься на місці правого верхнього індексу:



Якщо ж вказуються ступеня окиснення атомів у формулі речовини, то позначення може бути поставлено над символом елемента: $\text{H}_2^+ \text{O}^{-2}$

У хлориді натрію зв'язок і так іонний, тому ступені окиснення атомів рівні їх формальним зарядам:



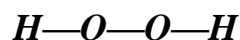
У речовинах тільки з неполярною ковалентним зв'язком, а це практично тільки прості речовини, всі перераховані вище заряди атомів (в тому числі і ступінь окиснення) дорівнюють нулю. Також дорівнює нулю і ступінь окиснення атомів у простих речовинах з металевим зв'язком - в металах. Таким чином, формальний заряд і ступінь окиснення - це дві крайності, до яких ми змушені вдаватися, тому що далеко не для всіх речовин відомі ефективні заряди атомів, та й використовувати цілочисельні величини зручніше, ніж дробові.

Розрахунок ступеню окиснення.

Знайти ступеня окиснення атомів в речовині можна, використовуючи більш докладне визначення цієї величини: *ступінь окиснення* - умовний заряд атома в речовині, розрахований в припущенні, що всі зміщені електронні пари зв'язків зміщені повністю, а незсунені - поділені між зв'язуваними атомами.

Як приклад визначимо ступеня окиснення атомів в пероксид водню H_2O_2 .

1. Складемо структурну формулу цієї сполуки.



2. Перетворимо її в електронну формулу. Загальна кількість валентних електронів в молекулі дорівнює $2 \cdot 6 + 2 \cdot 1 = 14$. Отже, число електронних пар дорівнює 7. Розмістимо ці пари в структурній формулі.



3. Користуючись таблицею електронегативності, визначимо, в якому напрямку зміщені електронні пари зв'язків О-Н. Так як атом оксигену має більшу електронегативність, ніж атом гідрогену, то ці пари зміщені в бік атомів оксигену. Відзначимо це у формулі дужками. Зв'язок О-О неполярний, і утворює його пара

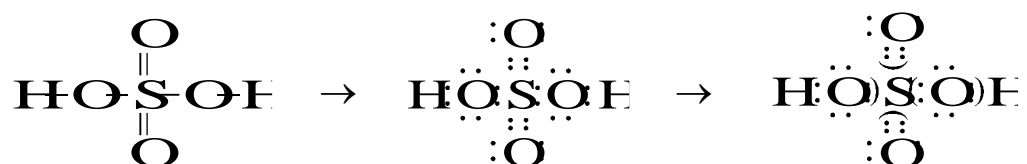
електронів, яка в рівній мірі належить обом атомам кисню. Поділимо її між цими атомами.



4. Підрахуємо ступені окиснення атомів. Для цього зручно скласти невелику табличку, де в рядку «Було» запишемо число валентних електронів нейтрального атома, а в рядку «Стало» - число валентних електронів атома після нашого перетворення електронної формули. Віднявши з першого числа друге, отримаємо шукану ступінь окиснення (строка «C/O»).

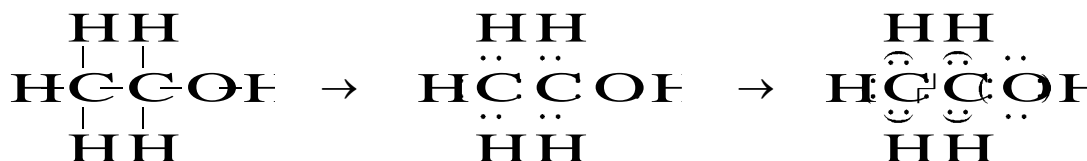
Атом	O	H
Було	6	1
Стало	8	0
C/O	-2	+1

Зробимо теж саме для молекули сірчаної кислоти:



Атом	H	O	S
Було	1	6	6
Стало	0	8	0
C/O	+1	-2	+6

Далеко не завжди ступені окиснення всіх атомів одного елемента в молекулі однакові. Розглянемо, як приклад, молекулу етилового спирту $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.



Атом	H	O	C ₁	C ₂
Було	1	6	4	4
Стало	0	8	4	4
C/O	+1	-2	0	0

Було	1	6	4	4
Стало	0	8	7	5
C/O	+1	-2	-3	-1

Тут C1 - атом карбону метильної групи (лівий у формулі), а C2 - атом карбону, пов'язаний з гідроксилом (правий). Незважаючи на різний ступінь окиснення, валентність обох атомів карбону дорівнює чотирьом.

Правила для визначення ступенів окиснення хімічних елементів в сполуках:

1. Ступінь окиснення будь-якого елемента в простій речовині дорівнює 0.
2. Сумма ступенів окиснення всіх атомів, що входять до складу частки (молекул, іонів) дорівнює заряду цієї частинки. Зокрема, сума ступенів окиснення всіх атомів у складі нейтральної молекули дорівнює 0.
3. Якщо сполука утворена двома елементами, то у елемента з більшою електронегативністю ступінь окиснення менше нуля, а у елемента з меншою електронегативністю - більше нуля.
4. Максимальна позитивна ступінь окиснення будь-якого елемента дорівнює номеру групи в Періодичній системі елементів, а мінімальна негативна дорівнює $N - 8$, де N - номер групи.
5. Ступінь окиснення флюору в сполуках дорівнює -1.
6. Ступінь окиснення лужних металів (літію, натрію, калію, цезію) дорівнює +1, металів головної підгрупи II групи Періодичної системи (магнію, кальцію, стронцію, барію) дорівнює +2, ступінь окиснення алюмінію дорівнює +3.
7. Ступінь окиснення водню в сполуках дорівнює +1 (виняток - сполуки з металами NaN , CaH_2 , де ступінь окиснення водню дорівнює -1).
8. Ступінь окиснення кисню дорівнює -2 (виняток - пероксиди H_2O_2 , Na_2O_2 , BaO_2 в них ступінь окиснення кисню дорівнює -1, а в поєднанні з флюором - +2).

Алгоритм визначення ступеня окиснення хімічного елемента в бінарних сполуках:

1. Знаходимо, який з двох елементів в сполуці є більш електронегативний. Над символом більш електронегативного елемента ставимо знак «мінус» (-). Над символом менш електронегативного елемента ставимо знак «плюс» (+).

2. Визначаємо числове значення ступеня окиснення для більш електронегативного елемента.

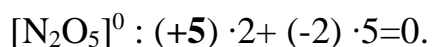
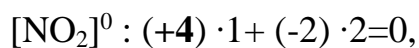
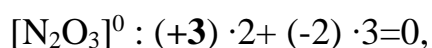
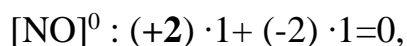
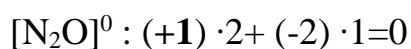
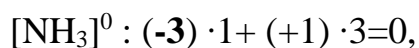
3. Визначаємо загальне число негативних зарядів в сполуці. Для цього ступінь окиснення більш електронегативного елемента множимо на його індекс.

4. Визначаємо ступінь окиснення менш електронегативного елемента, пам'ятаючи, що алгебраїчна сума ступенів окиснення хімічних елементів в сполуці повинна дорівнювати 0. Для цього загальне число позитивних зарядів ділимо на індекс у даного елемента.

Найвищий ступінь окиснення елемента часто співпадає з номером групи, у якій розташовано елемент у Періодичній системі елементів.

Найнижчий ступінь окиснення елемента для неметалів можна розрахувати наступним чином: номер групи відняти вісім.

Наприклад, у Нітрогену може бути різний ступінь окиснення в сполуках:



Найвищий ступінь окиснення – +5, а найнижчий – (-3).

Процес віддавання електронів називають *процесом окиснення*. Частинки, які віддають електрони, є *відновниками*, у процесі реакції вони окиснюються (ступінь окиснення їх підвищується). Процес приєднання електронів називають *процесом відновлення*. Частинки, які приєднують електрони, є *окисниками*, під час реакції вони відновлюються (ступінь окиснення знижується). Окисник окиснює іншу

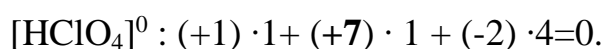
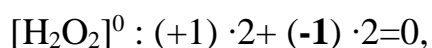
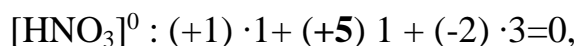
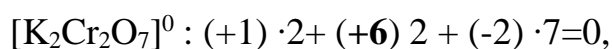
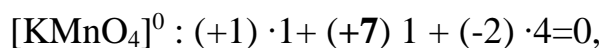
речовину, сам при цьому відновлюється. Відновник відновлює іншу речовину, сам при цьому окиснюється.

Елементи, які знаходяться у вищому ступені окиснення, можуть тільки відновлюватися, тобто бути окисниками, тому що їх атоми спроможні лише приймати електрони.

Елементи, які знаходяться у нижчому ступені окиснення, можуть лише приймати електрони тобто бути відновниками. Речовини, що містять елементи в проміжних ступенях окиснення, можуть як віддавати, так і приймати електрони.

До *окисників* належать речовини, до складу молекул яких входять атоми, здатні приєднувати електрони, тобто знижувати свій ступінь окиснення. Насамперед, окисниками є речовини, в яких є елементи в найвищому ступені окиснення.

Найбільш *важливими окисниками* є такі прості речовини: кисень (O₂), галогени (Cl₂, Br₂, I₂). В якості окисників можуть виступати іони металів, що знаходяться не в нижчих ступенях окиснення Fe⁺³, Ti⁺⁴, Sn⁺⁴. Найбільш поширеними окисниками серед складних речовин є:



До *відновників* належать речовини, до складу молекул яких входять атоми, здатні віддавати електрони, тобто підвищувати свій ступінь окиснення.

Насамперед це речовини, які містять атоми елементу в найнижчому ступені окиснення.

З простих речовин в якості *відновників* можуть виступати метали, а також деякі неметали – водень (H₂), вугілля (C). Відновниками можуть бути також негативні іони неметалів – Cl⁻, Br⁻, I⁻, S⁻², N⁻³, а також позитивні іони металів, що

знаходяться у низьких ступенях окиснення Cu^+ , Fe^{+2} , Cr^{+3} , Sn^{+2} , Mn^{+2} . Найбільш важливішими відновниками серед складних речовин є:

$$[\text{NH}_3]^0 : (-3) \cdot 1 + (+1) \cdot 3 = 0,$$

$$[\text{H}_2\text{S}]^0 : (+1) \cdot 2 + (-2) \cdot 1 = 0,$$

$$[\text{CO}]^0 : (+2) \cdot 1 + (-2) \cdot 1 = 0,$$

$$[\text{H}_2\text{SO}_3]^0 : (+1) \cdot 2 + (+4) \cdot 1 + (-2) \cdot 3 = 0,$$

$$[\text{NaNO}_2]^0 : (+1) \cdot 1 + (+3) \cdot 1 + (-2) \cdot 2 = 0,$$

$$[\text{Na}_2\text{SO}_3]^0 : (+1) \cdot 2 + (+4) \cdot 1 + (-2) \cdot 3 = 0.$$

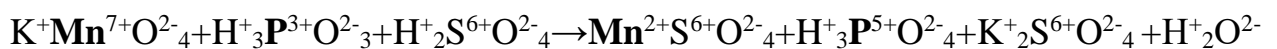
Правила складання рівнянь електронного балансу.

Одним з методів складання рівнянь окисно-відновних реакцій є *метод електронного балансу*. За цим методом складають електронні рівняння, в яких вказуються ступені окиснення, а також число відданих та прийнятих електронів.

Кількість відданих електронів має дорівнювати кількості приєднаних електронів.

1) Розраховують ступені окиснення елементів.

Наприклад, для реакції:

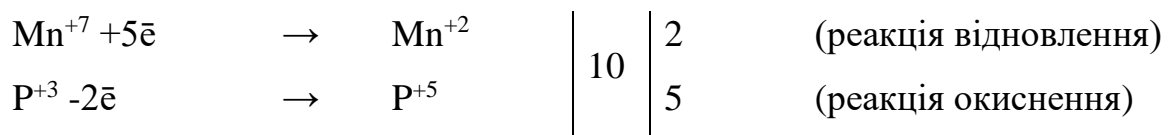


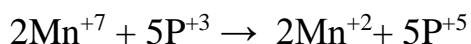
2) Визначають атоми, які змінюють свій ступінь окиснення.

Ступінь окиснення змінюється у атомів **Mn** і **P**.

3) Записують рівняння електронного балансу, в яких розраховується кількість електронів, які віддає відновник і приймає окисник.

4) Зрівнюють кількості приєднаних і відданих електронів введенням множників, виходячи з найменшого загального кратного для коефіцієнтів у процесах окиснення й відновлення. Потім складають напівреакції:





5) Знайдені коефіцієнти підставляють у рівняння реакції перед відповідними формулами речовин у лівій і правій частинах:

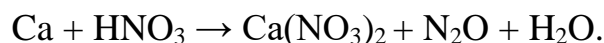


6) Підбирають коефіцієнти для решти учасників реакції:

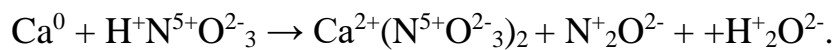


Для перевірки правильності рівняння підраховуємо число атомів кисню в обох частинах рівняння ($35=35$).

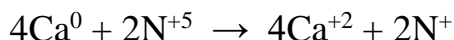
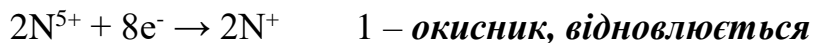
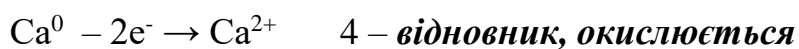
Приклад 1. Методом електронного балансу розставити коефіцієнти у рівнянні окисно-відновної реакції:



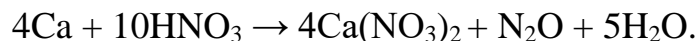
Відповідь. Спочатку визначимо які атоми у перебігу реакції змінюють свій ступінь окиснення:



Виходячи з цього можемо написати два електронних рівняння, у яких атоми приймають або віддають електрони:

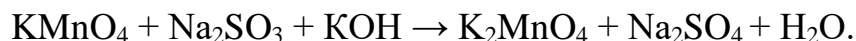


Знайшовши найменше спільне кратне (8) між числами відданих і приєднаних електронів та поділивши його відповідно на 2 та 8 одержуємо додаткові коефіцієнти біля формул речовин, які містять Ca^0 та Ca^{2+} (4) та біля формул речовин, які містять N^{5+} та N^{+} (1). Враховуючи, що у правій частині азот ще входить до складу $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, де він не змінив свого ступеню окиснення, перед азотною кислотою ставимо коефіцієнт 10 ($2 + 4 \cdot 2$). Відзначаючи, що у лівій частині опиняється 10 атомів водню ставимо перед водою коефіцієнт 5 ($10 : 2$). Таким чином рівняння матиме вигляд:

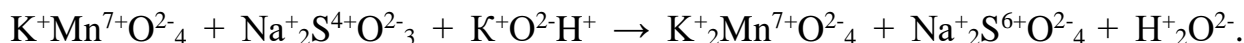


Для перевірки правильності рівняння підраховуємо число атомів кисню в обох частинах рівняння (30=30).

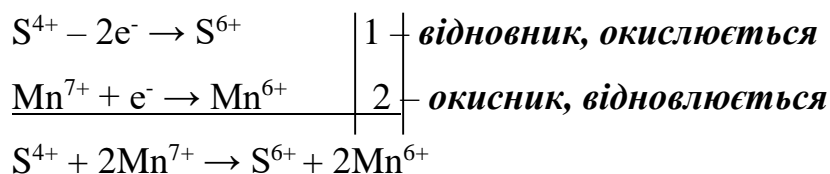
Приклад 2. Підібрати коефіцієнти у рівнянні окисно-відновної реакції, що перебігає за схемою:



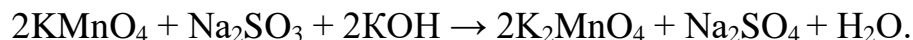
Відповідь. Визначимо які атоми змінюють свої ступені окиснення:



Виходячи з цього можемо написати два електронних рівняння, у яких атоми мангану приймають, а атоми сірки віддають електрони:

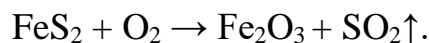


Підставимо знайдені коефіцієнти у схему реакції, врахувавши, що у правій частині одержується 4 атоми калію, отже у лівій частині перед KOH мусить стояти коефіцієнт 2. Таким чином матимемо:

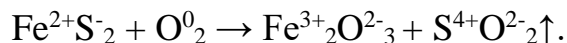


Правильність написання рівняння перевіряємо за числом атомів кисню в обох частинах рівняння.

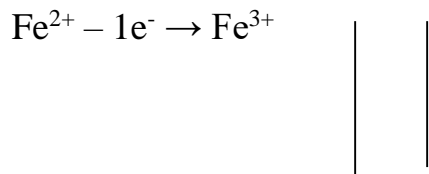
Приклад 3. Методом електронного балансу розставити коефіцієнти у рівнянні окисно-відновної реакції:

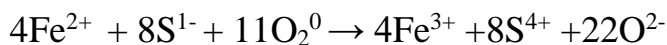
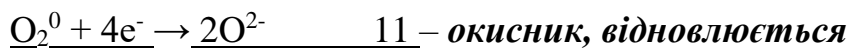
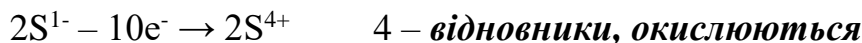


Відповідь. Знаходимо ступені окиснення усіх атомів у вихідних речовинах і продуктах:

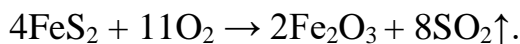


Виходячи з цього можемо написати три електронних рівняння, у яких атоми приймають або віддають електрони:





Таким чином Fe^{2+} та $2S^{1-}$ разом віддають 11 електронів, а O_2 приймає 4, найменше спільне кратне – 44, отже коефіцієнти відповідно перед вихідними речовинами будуть 4 та 11:

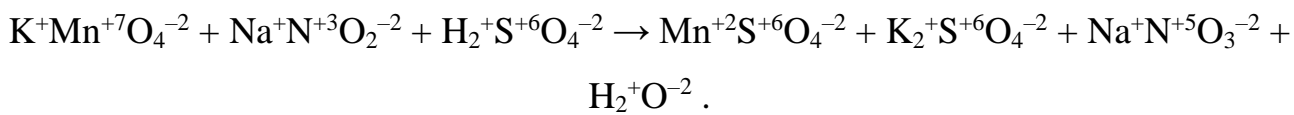


Правильність написання рівняння перевіряємо за числом атомів кисню в обох частинах рівняння.

Приклад 4. Методом електронного балансу розставити коефіцієнти у рівнянні окисно-відновної реакції:



Розставимо ступені окиснення всіх атомів у рівнянні реакції:



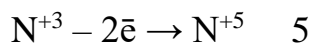
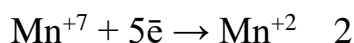
Оберемо елементи, що змінюють ступені окиснення — це Mn^{+7} та N^{+3} . Mn^{+7} знижує ступінь окиснення, отже, є окисником, N^{+3} збільшує ступінь окиснення, отже, є відновником.

Запишемо рівняння процесів окиснення і відновлення:



Визначимо додаткові множники. Для процесу відновлення цей множник дорівнює 2, для процесу окиснення цей множник дорівнює 5 — ці числа також запишемо праворуч від реакції (за межею).

Запишемо електронний баланс:



Розставимо коефіцієнти перед окисником, відновником та продуктами їх перетворень. Для цього запишемо числа, що рівні значенням додаткових множників, перед цими речовинами. Таким чином, перед KMnO_4 і MnSO_4 ставимо коефіцієнт 2, перед NaNO_2 і NaNO_3 ставимо коефіцієнт 5:



Перевіримо коефіцієнти перед іншими атомами у рівнянні реакції:

Калій: у лівій частині рівняння число атомів калію дорівнює 2, у правій частині рівняння — 2;

Натрій: у лівій частині рівняння число атомів натрію дорівнює 5, у правій частині рівняння — 5;

Сульфур: у лівій частині рівняння число атомів сульфуру дорівнює 1, у правій частині рівняння — 3, отже, у лівій частині перед формулою сірчаної кислоти потрібно поставити коефіцієнт 3:



Гідроген: у лівій частині рівняння число атомів Н дорівнює 6, у правій частині дорівнює 2, отже, перед формулою води у правій частині потрібно поставити коефіцієнт 3 (добуток коефіцієнта 3 на число атомів Н в одній молекулі, що дорівнює 2, дорівнює 6):



Перевіримо правильність розміщення коефіцієнтів. Для цього розрахуємо число атомів кисню у лівій та правій частинах рівняння.

Кисень: число атомів кисню в лівій частині $2 \cdot 4 + 5 \cdot 2 + 3 \cdot 4 = 30$; число атомів кисню в правій частині $2 \cdot 4 + 4 + 5 \cdot 3 + 3 = 30$.

Число атомів кисню в лівій і правій частинах однаково, отже, коефіцієнти підібрані правильно.

Метод електронно-іонного балансу (напівреакцій).

Принциповою відмінністю методу напівреакцій від методу електронного балансу є розгляд реально існуючих у системі частинок (іонів). Так, у розглянутому вище прикладі взаємодії перманганату калію з нітритом натрію в кислому середовищі в методі електронного балансу проводять розгляд поведінки Mn^{+7} і N^{+3} , однак, зазначені частинки є умовними: Mn^{+7} є складовою частиною реально існуючого перманганат-іону MnO_4^- , а N^{+3} — складовою частиною нітрит-іону NO_2^- . Саме перетворення цих іонів розглядають в методі напівреакцій.

Що стосується алгоритму розстановки коефіцієнтів, то початок його аналогічно розглянутому вище алгоритму для методу електронного балансу.

Відмінності починаються з п. 3: складання рівнянь процесів окиснення проводять для реально існуючих іонів, отримані рівняння називають напівреакціями.

Складання напівреакцій передбачає використання для запису, крім іонів, молекул води та іонів водню H^+ (у разі, якщо реакція протікає у кислому середовищі) або гідроксид-іонів OH^- (при протіканні реакції у лужному або нейтральному середовищі):

у кислому середовищі додають необхідну кількість молекул води до частини рівняння, в якій кисень перебуває у нестачі, а до протилежної частини — відповідну кількість іонів H^+ ;

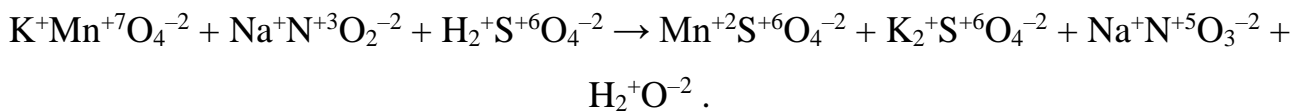
у лужному та нейтральному середовищах додають необхідну кількість молекул води до частини рівняння, в якій кисень у надлишку, а до протилежної частини — удвічі більшу кількість іонів OH^- .

Приклад, підбір стехіометричних коефіцієнтів у рівнянні реакції:



Підбір коефіцієнтів цієї реакції було проведено під час розгляду методу електронного балансу, що дозволяє порівняння обох методів.

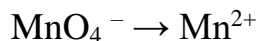
Розставимо ступені окиснення всіх атомів у рівнянні реакції:



Оберемо елементи, що змінюють ступені окиснення — це Mn^{+7} та N^{+3} . Mn^{+7} знижує рівень окиснення, отже, є окислювачем. N^{+3} збільшує ступінь окиснення, отже є відновником.

Відмінність починається у п. 3, у складанні напівреакцій.

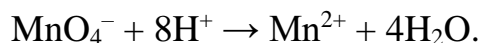
При складанні напівреакції переходу перманганат-іону в іон мангану (2+):



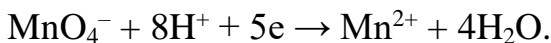
бачимо, що у лівій частині — надлишок кисню у кількості 4 атоми, отже, до правої частини необхідно додати 4 молекули води (тим самим ми зрівнюємо кисень):



Зрівнявши таким чином кисень, бачимо, що у правій частині рівняння сформувався надлишок гідрогену у кількості 8 атомів. Його ми компенсуємо додаванням 8 іонів H^+ до лівої частини рівняння:



Тепер розрахуємо сумарний заряд лівої частини — він дорівнює $7+$, і сумарний заряд правої частини — він дорівнює $2+$, отже, до лівої частини рівняння потрібно додати 5 електронів:

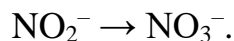


При порівнянні отриманої напівреакції з аналогічним записом для перетворення марганцю у методі електронного балансу:



бачимо, що, незалежно від форми запису, число прийнятих електронів однакове, що підтверджує єдність сутності процесу, що протікає.

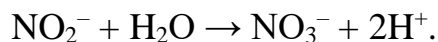
Аналогічним чином запишемо напівреакцію для перетворення нітрит-іону до нітрат-іону:



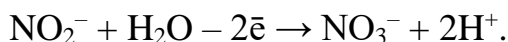
Бачимо, що надлишок кисню (1 атом) міститься у правій частині схеми, тому до лівої частини додаємо 1 молекулу води:



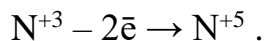
тим самим забезпечуючи рівність кисню в обох частинах, але порушуючи рівність гідрогену: у лівій частині 2 надлишкових атоми гідрогену. Цей надлишок компенсуємо додаванням 2 іонів H^+ до правої частини рівняння:



Сумарний заряд лівої частини дорівнює $1-$, сумарний заряд правої частини дорівнює $1+$, для такого переходу необхідно віддати 2 електрони:

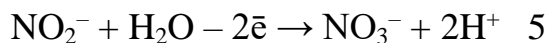
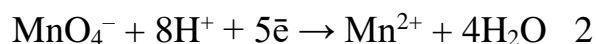


Неважко помітити, що число переданих електронів, отримане в напівреакції, збігається з методом електронного балансу:

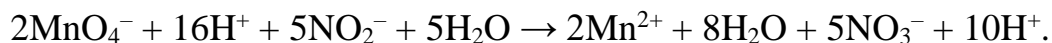


Складання електронно-іонного балансу, а саме — визначення загальної кількості електронів, що передаються, і додаткових множників для кожної напівреакції — проводять аналогічно такому в методі електронного балансу.

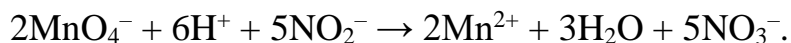
Електронно-іонний баланс для зазначеної реакції виглядатиме так:



Після створення електронно-іонного балансу проводять складання отриманих напівреакцій з урахуванням коефіцієнтів. Отримуємо рівняння окисно-відновної реакції в іонному вигляді:

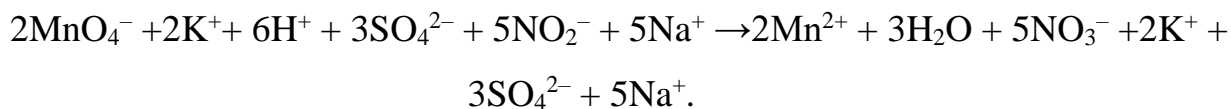


Після скорочення молекул води та іонів водню:



Для складання рівняння реакції у молекулярному вигляді необхідно додати до наявних іонів частинки з протилежними зарядами в обидві частини рівняння.

Так, у лівій частині рівняння до двох перманганат-іонів необхідно додати два іони калію (для формування перманганату калію), до шести іонів водню — три сульфат-іони (для формування молекул сірчаної кислоти), до п'яти нітрит-іонів — п'ять іонів натрію (для формування нітриту натрію). Ці ж кількості іонів необхідно додати до правої частини рівняння:



Далі з іонів, записаних у правій частині рівняння, потрібно сформуванати речовини. Для цього два іони марганцю поєднаємо з одним сульфат-іоном, а два сульфат-іони, що залишилися, об'єднаємо з двома іонами калію, п'ять нітрат-іонів і п'ять іонів натрію об'єднаємо з утворенням п'яти формульних одиниць нітрату натрію. Таким чином, отримаємо рівняння:



Формування рівняння хімічної реакції у процесі підбору коефіцієнтів виявляє важливу перевагу методу напівреакцій над методом електронного балансу. Воно полягає в тому, що права частина рівняння формується практично самостійно.

Резюмуючи сказане вище, можна сформуванати наступний алгоритм підбору стехіометричних коефіцієнтів в окисно-відновних реакціях методом електронно-іонного балансу (напівреакцій).

Порядок підбору коефіцієнтів у ОВР:

1. Розстановка ступенів окиснення усіх атомів у хімічному рівнянні.
2. Вибір елементів, що змінюють ступені окиснення, визначення окисника та відновника.
3. Запис рівнянь напівреакцій для процесів окиснення та відновлення.
4. Визначення числа переданих електронів як найменшої загальної кратної кількості електронів у всіх процесах передачі електронів, визначення додаткових множників для кожного процесу; запис електронно-іонного балансу.

5. Додавання напівреакцій з урахуванням додаткових множників, скорочення однакових молекул (іонів).

6. Додавання протилежно заряджених іонів, формування молекул та формульних одиниць.

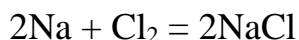
7. Перевірка коефіцієнтів.

Зручним є використання методу електронно-іонного балансу при доборі коефіцієнтів рівнянь реакцій за участю органічних речовин. У цьому випадку відпадає необхідність визначення ступенів окиснення атомів карбону (часто саме цей момент викликає труднощі).

Класифікація окислювально-відновних реакцій (ОВР).

За кількістю реагентів все ОВР ділять на два типи: міжмолекулярні і внутрішньомолекулярні ОВР. Назви цих типів реакцій виникли ще в той час (кінець ХІХ - початок ХХ століття), коли передбачалося, що всі речовини складаються з молекул. За традицією вони зберігаються, хоча більшість неорганічних речовин не містить молекул.

До *міжмолекулярних* відносять ОВР, в яких атоми-окислювачі і атоми-відновники входять до складу різних реагентів. Приклади:



(Атоми натрію - атоми-відновники, а атоми хлору - атоми-окислювачі)



(Атоми мангану - атоми-окислювачі, а атоми хлору - атоми-відновники)

До *внутрішньомолекулярних* відносять ОВР, в яких атоми-окислювачі і атоми-відновники входять до складу одної речовини. Приклади:



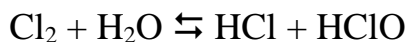
(атоми хлору – атоми-окислювачі, а атоми кисню – атоми-відновники)



(атоми нітрогену – атоми-окислювачі, а атоми кисню – атоми-відновники)

У цьому випадку поняття речовина-окислювач і речовина-відновник не застосовуються.

Якщо в реакції частина атомів будь-якого елемента є атомами-окислювачами, а інша частина атомів цього ж елемента в тій же мірі окиснення є атомами-відновниками, то такі реакції називають ОВР *дисмутації* (*диспропорціонування, самоокиснення-самовідновлення*). Приклади:

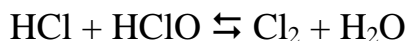


(половина атомів хлору - атоми-окислювачі, а друга половина - атоми-відновники)

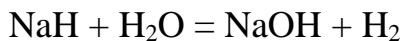


(чверть атомів хлору - атоми-окислювачі, і три чверті - атоми-відновники).

У разі ОВР дисмутації поняття речовина-окислювач і речовина-відновник також не застосовуються. Реакції, зворотні реакцій дисмутації, зветься реакцій конмутації. Приклади:



(атоми хлору в хлороводню - атоми-відновники, а атоми хлору в хлорноватистій кислоті - атоми-окислювачі)



(атоми гідрогену в гидриде натрію - атоми-відновники, а половина атомів гідрогену в воді - атоми-окислювачі)

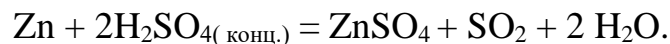
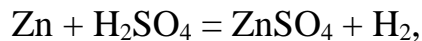
Крім цього серед ОВР виділяють реакції, що протікають в розчині (зазвичай у водному розчині).

Особливою групою окислювально-відновних реакцій є електролітичні реакції (електроліз), які можуть протікати як в розплаві, так і в розчині.

Фактори, що впливають на протікання ОВР.

1. Вплив концентрації реагенту.

Наприклад, розведена сірчана кислота — окисник за рахунок іонів гідрогену, концентрована — за рахунок атомів сульфуру у ступені окиснення +6:



2. Вплив температури.

Наприклад, без нагрівання:

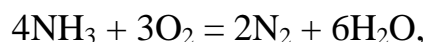


при нагріванні:

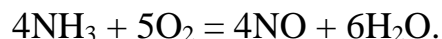


3. Вплив каталізатора.

Наприклад, без каталізатора:

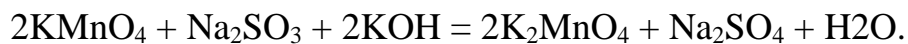
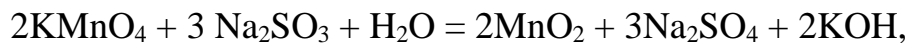


з каталізатором:



4. Вплив pH середовища.

Наприклад, калій перманганат (KMnO_4) в ОВР в залежності від характеру середовища відновлюється в різні продукти:



Використання стандартних електродних потенціалів.

Для кількісного визначення можливості перебігу окисно-відновних реакцій використовують значення окисно-відновних потенціалів (редокс-потенціалів) напівреакцій.

Стандартним окисно-відновним (електродним) називається потенціал електроду з відповідною напівреакцією, вимірний відносно стандартного водневого електрода, потенціал якого дорівнює 0 В.

Чим менша величина редокс-потенціалу, тим більша відновна здатність напівреакції, і навпаки, чим більша величина редокс-потенціалу, тим активніша окисна функція напівреакції.

Для визначення можливості протікання (напряму) окисно-відновної реакції використовують величину електрорушійної сили системи (ЕРС), яка визначається за формулою:

$$\Delta E = E^0_{\text{Ox}} - E^0_{\text{Red}},$$

де E^0_{Ox} — стандартний окисно-відновний потенціал окисника,

E^0_{Red} — стандартний окисно-відновний потенціал відновника.

При $\Delta E < 0$, пряма реакція не може протікати спонтанно; для її перебігу потрібна зміна умов. У зворотньому напрямку реакція може протікати спонтанно.

При $\Delta E > 0$ пряма реакція може протікати самостійно. При цьому з реакцій, що самостійно протікають, ефективніше здійснюватиметься реакція з найбільшим значенням ЕРС.

Величина окисно-відновного потенціалу залежить від хімічної природи матеріалу електрода, температури, концентрації та природи потенціаловизначальних частинок у розчині. Ця залежність виражається рівнянням Нернста:

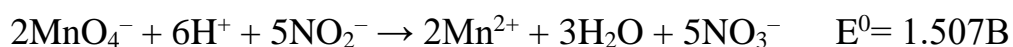
$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{\text{Ox}}}{a_{\text{Red}}}$$

У цьому рівнянні E — електродний потенціал (В); E^0 — стандартний електродний потенціал (В); R — універсальна газова стала; T — температура (К); n — число електронів у напівреакції; F — число Фарадея; a_{Ox} — активність окисненої форми потенціаловизначальних частинок; a_{Red} — активність відновленої форми потенціаловизначальних частинок.

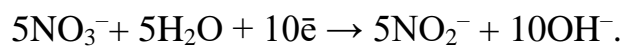
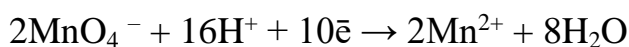
Для розведених розчинів замість активності можна використовувати молярну концентрацію.

Для написання рівнянь ОВР методами електронного та іонно-електронного балансу необхідно знати продукти реакції. Однак, це відомо не завжди. Якщо відомі реагенти, можна використовувати довідкові дані стандартних електродних потенціалів. Потрібно знайти відповідні електродні процеси. Слід пам'ятати, що електродні процеси наводяться як напівреакції окиснення. Напівреакцію відновлення можна отримати заміною продуктів та реагентів, а також заміною знака перед електронами. Сумарну реакцію в іонному вигляді також можна отримати як різницю напівреакцій окиснення, помножену на коефіцієнт, відповідний числу електронів у сполученій напівреакції.

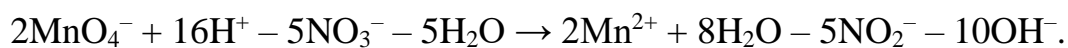
Наприклад, для вже розглянутої реакції знаходимо:



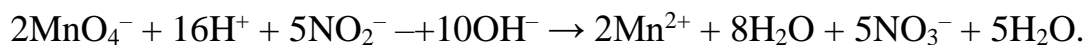
Домножуємо на коефіцієнти:



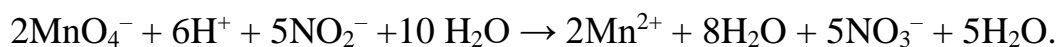
Віднімаємо з першої напівреакції другу:



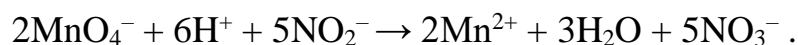
Очевидно, що електрони скорочуються. Переносимо доданки так, щоб позбутися мінусів:



Об'єднуємо іони гідрогену та гідоксид-іони в молекули води:



Скорочуємо воду ліворуч і праворуч. Отримуємо рівняння ОВР в іонному вигляді:



Далі діємо як у методі напівреакцій.

Позитивне значення різниці значень стандартних електродних потенціалів ЕРС (електрорушійна сила) показує можливість довільного перебігу ОВР.

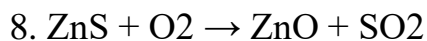
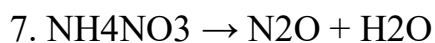
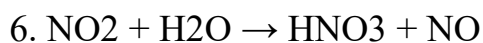
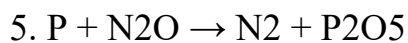
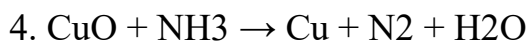
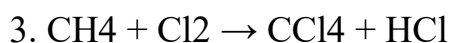
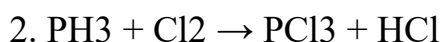
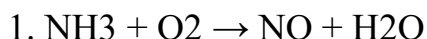
ПИТАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Які реакції називаються окисно-відновними?
2. Вкажіть типи окисно-відновних реакцій.
3. Які речовини в окисно-відновних реакціях називаються відновниками, а які – окисниками?
4. Визначте ступінь окиснення Cr в наступних сполуках: K_2CrO_4 , Cr_2O_3 , $Fe(CrO_2)_2$, $K_2Cr_2O_7$, $Cr_2(SO_4)_3$.
5. Вкажіть, які із приведених процесів являють собою окиснення, а які – відновлення: $S \rightarrow SO$; $S \rightarrow S$; $Sn \rightarrow Sn$; $K \rightarrow K^+$; $Br_2 \rightarrow 2Br$; $2H^+ \rightarrow H_2$; $H_2 \rightarrow 2H^-$; $Cl^- \rightarrow ClO$; $V^{2+} \rightarrow VO_3^-$; $IO \rightarrow I_2$; $MnO \rightarrow MnO$.
6. Дорівняйте реакції методом електронного балансу. До якого типу окисно-відновних реакцій відносяться рівняння?
 - a) $KMnO_4 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + O_2 + H_2O$;
 - б) $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + H_2O$;
 - в) $NaOH + S \rightarrow Na_2S + Na_2SO_3 + H_2O$;
 - г) $P + KOH + H_2O \rightarrow PH_3 + KH_2PO_2$;
 - д) $H_2O_2 \rightarrow O_2 + H_2O$;
 - є) $KMnO_4 + MnSO_4 + H_2O \rightarrow MnO_2 + K_2SO_4 + H_2SO_4$;
 - е) $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$;
 - ж) $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + H_2O$;
 - з) $H_2S + HNO_3 \rightarrow S + NO_2 + H_2O$;
 - і) $Ag + HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$.
7. Закінчіть і зрівняйте рівняння реакцій, вкажіть окисник і відновник:
 - a) $Mn(OH)_2 + Cl_2 + KOH \rightarrow MnO_2 + \dots$
 - б) $MnO_2 + O_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + \dots$
 - в) $PbS + HNO_3 \rightarrow PbSO_4 + NO_2 + \dots$

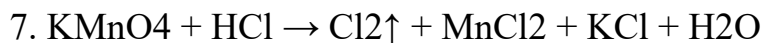
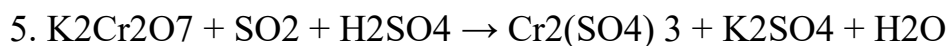
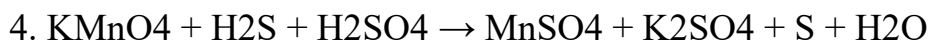
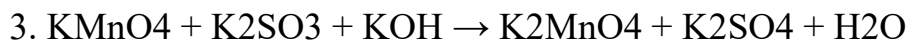
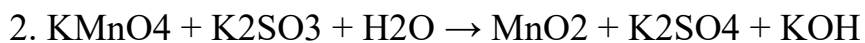


ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

А. За допомогою методу електронного балансу підберіть коефіцієнти рівнянь окисно-відновних реакцій. Позначте тип реакції, визначте окисник і відновник:

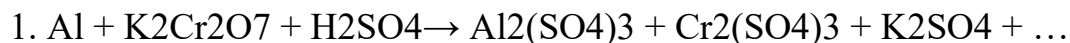


Б. За допомогою методу електронно-іонного балансу підберіть коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Позначте тип реакції, визначте іон-окисник та іон-відновник:

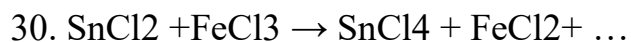
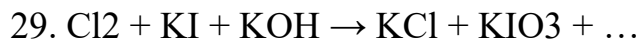


8. $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + S + H_2O$
9. $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow MnO_2 + KMnO_4 + KOH$
10. $NaBr + H_2SO_4 + NaBrO_3 \rightarrow Br_2 + Na_2SO_4 + H_2O$
11. $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2\uparrow + H_2O$
12. $Co + HNO_3(\text{розб.}) \rightarrow Co(NO_3)_2 + N_2 + H_2O$
13. $Ca + HNO_3(\text{розб.}) \rightarrow Ca(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$
- 17
14. $Cr_2O_3 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + H_2O$
15. $K_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$
16. $Fe(OH)_2 + H_2O + O_2 \rightarrow Fe(OH)_3$
17. $NaCrO_2 + PbO_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + Na_2PbO_2 + H_2O$
18. $P + HIO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HI$
19. $MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$
20. $KNO_3 + KI + H_2SO_4 \rightarrow NO + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$
21. $Na_2SO_3 + NaOH \rightarrow S + Na_2S + H_2O$
22. $H_2MnO_4 \rightarrow HMnO_4 + MnO_2 + H_2O$
23. $MnO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2MnO_4 + NaBr + H_2O$
24. $H_2S + HNO_3 \rightarrow S + NO_2 + H_2O$
25. $CoCl_2 + NaClO + NaOH \rightarrow NaCl + Co(OH)_3 + H_2O$
26. $Na_2MnO_4 + HCl + Al \rightarrow MnCl_2 + AlCl_3 + NaCl + H_2O$
27. $KClO_3 + MnSO_4 + KOH \rightarrow KCl + K_2MnO_4 + H_2SO_4 + H_2O$
28. $KNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow KNO_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
29. $MnO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow NaBr + Na_2MnO_4 + H_2O$
30. $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

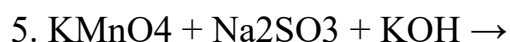
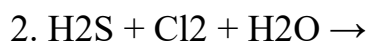
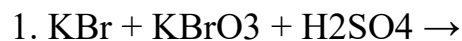
В. За допомогою методу електронно-іонного балансу знайдіть відсутні речовини (якщо потрібно) та підберіть коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій:



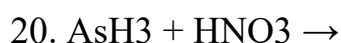
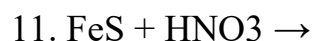
2. $\text{Al} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \dots + \dots$
3. $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \dots$
4. $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBiO}_3 + \text{KBr} + \dots$
5. $\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{CrCl}_3 + \dots + \dots$
6. $\text{MgI}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MgSO}_4 + \dots$
7. $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \dots$
8. $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots + \dots$
9. $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$
10. $\text{SO}_2 + \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeCl}_2 + \dots$
11. $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots + \dots$
- 18
12. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HIO}_3 \rightarrow \dots + \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4$
13. $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \dots + \dots$
14. $\text{KMnO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \dots + \dots$
15. $\text{SO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
16. $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$
17. $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \dots$
18. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \dots + \dots$
19. $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$
20. $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \dots + \dots$
21. $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots$
22. $\text{P} + \text{HNO}_3 + \dots \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
23. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \dots + \dots$
24. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KNO}_2 + \dots$
25. $\text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KI} + \text{KIO}_3 + \dots$
26. $\text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{I}_2 + \dots + \dots$
27. $\text{Al} + \text{KOH} + \dots \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$
28. $\text{SnCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{MnCl}_2 + \dots$



Г. За допомогою методу електронно-іонного балансу запишіть рівняння окисно-відновних реакцій. Скористайтеся довідковими даними стандартних електродних потенціалів:



19



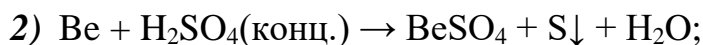
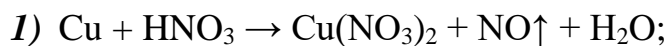
Д. За допомогою методу електронно-іонного балансу підберіть коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій за участю органічних речовин:

1. $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{OH} + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
2. $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOOC-COOH} + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
4. $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
8. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
9. $\text{HCHO} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{HCOOH} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

ДОМАШНІ ЗАВДАННЯ

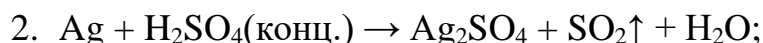
Завдання 1.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



Завдання 2.

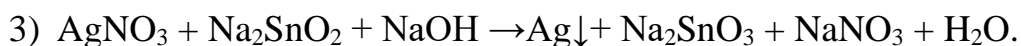
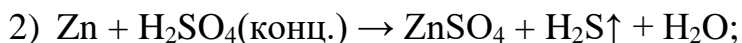
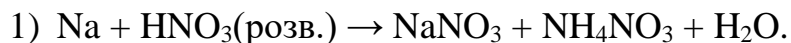
За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.





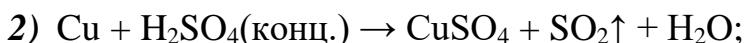
Завдання 3.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



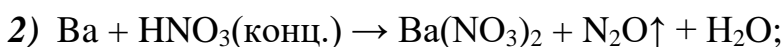
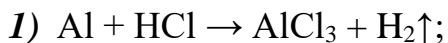
Завдання 4.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



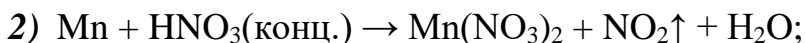
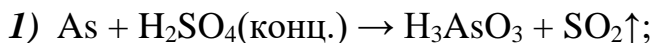
Завдання 5.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



Завдання 6.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



Завдання 7.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.

- 1) $\text{As} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}\uparrow$;
- 2) $\text{KMnO}_4 + \text{SbCl}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{SbCl}_5 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{AsH}_3 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{Ag} + \text{HNO}_3$.

Завдання 8.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.

1. $\text{B} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 + \text{SO}_2\uparrow$;
2. $\text{Sn} + \text{HNO}_3(\text{розв.}) \rightarrow \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
3. $\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Завдання 9.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.

- 1) $\text{B} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NO}_2\uparrow$;
- 2) $\text{MnO}_2 + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2\downarrow + \text{NaNO}_3 + \text{KOH}$.

Завдання 10.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.

1. $\text{Pb} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
2. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$;
3. $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

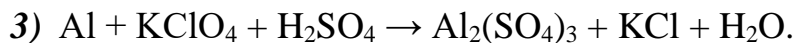
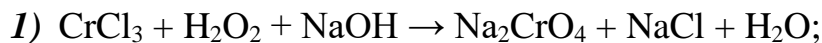
Завдання 11.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.

- 1) $\text{Si} + \text{HF} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{SiF}_4 + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{P} + \text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$;
- 3) $\text{KClO}_3 + \text{BiCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBiO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

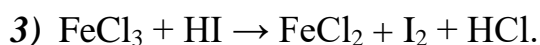
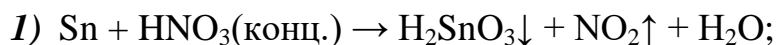
Завдання 12.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



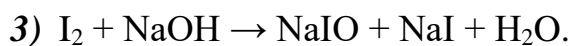
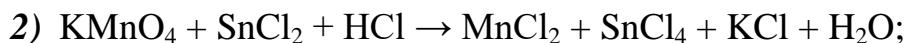
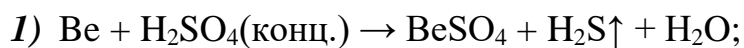
Завдання 13.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



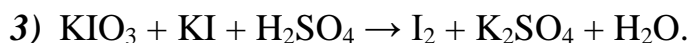
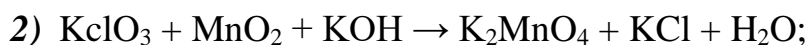
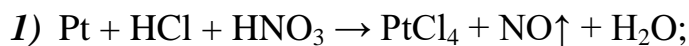
Завдання 14.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



Завдання 15.

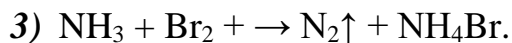
За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



Завдання 16.

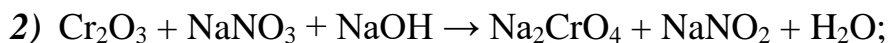
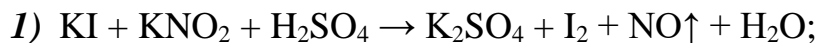
За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.





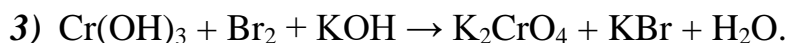
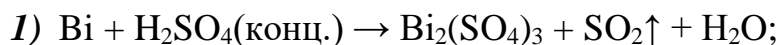
Завдання 17.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



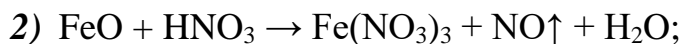
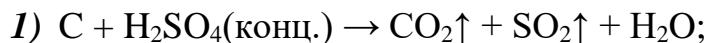
Завдання 18.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



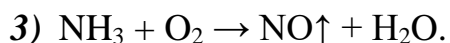
Завдання 19.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



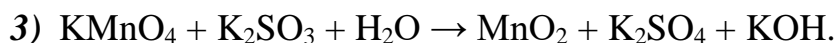
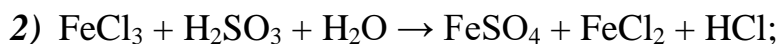
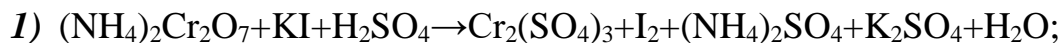
Завдання 20.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



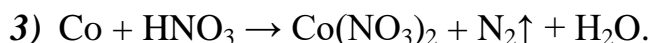
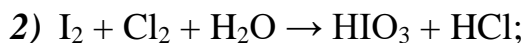
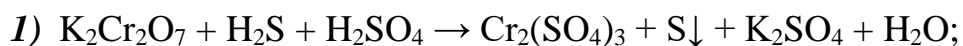
Завдання 21.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



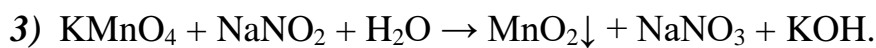
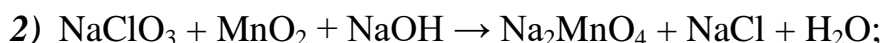
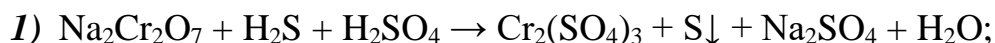
Завдання 22.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



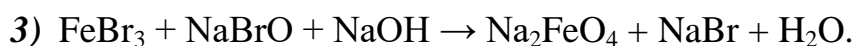
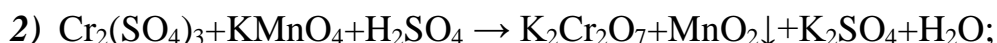
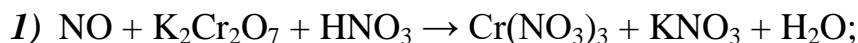
Завдання 23.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



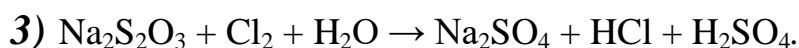
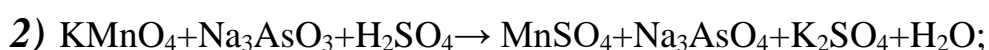
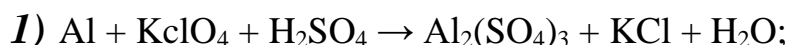
Завдання 24.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



Завдання 25.

За допомогою методу електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Зазначте окисник і відновник.



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 окиснення 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.

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 окиснення. Правила розрахунку ступеню окиснення.

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.Полярizaційні явища в електрохімії. Способи деполяризації.
- 43.Хімічні джерела струму. Гальванічні елементи. Електрорушійна сила гальванічного елемента.
44. Корозія металів. Класифікація корозії металів.
45. Види корозійних руйнувань.
46. Електрохімічна корозія як особливий вид корозії.
47. Методи захисту від корозії.

Приклад билета

ЕКЗАМЕНАЦІЙНИЙ БІЛЕТ №

1. Електроліз. Закони електрохімії.
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:

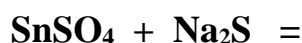


ПРАКТИЧНІ ЗАВДАННЯ

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. Складіть гальванічний елемент із анодним покриттям (протекторний гальванічний елемент) при значенні рН=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:

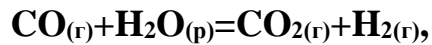


6. Для солі $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ запишіть повне молекулярне рівняння гідролізу, повне та коротке іонно-молекулярні рівняння гідролізу. Вкажіть тип гідролізу солі та рН розчину.

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. Загальна хімія : навч. посібник / В. І. Булавін [та ін.] ; заг. ред. В. І. Булавін ; Нац. техн. ун-т "Харків. політехн. ін-т". – 2-ге вид., перероб. та допов. – Харків : НТУ "ХП", 2019. – 376 с.
3. 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.
4. Буря О.І., Повхан М.Ф., Чигвінцева О.П., Антрапцева Н.М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Дніпропетровськ: Наука і освіта, 2022. 306 с.

5. Хімія «Від теорії до практики». Навчальний посібник. О. О. Андрійко, Н. Є. Власенко, І. В. Коваленко, А. О. Зульфїгаров, А. Є. Шпак. Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2021. 171 с.
6. В'юник І.М., Зайцева І.С. Окисно-відновні реакції. Методичні рекомендації. Харків : ХНУ імені В. Н. Каразіна, 2024. 27 с.
7. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. Львів: Світ, 2020. 424 с.
8. Яцимирський В.К., Павленко В.О., Савченко І.О. та ін. Хімія: для університетів: повний курс в одному томі. К.: Перун, 2020. 432 с.
9. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. — К.: Либідь, 2021. — 400 с.
10. Назарко І.С., Вічко О.І. Загальна хімія : навчальний посібник. Тернопіль : Тернопільський національний технічний університет імені Івана Пулюя, 2021. 192 с.

