

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
імені В. Н. КАРАЗІНА

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Методичні рекомендації для самостійної роботи студентів
нехімічних спеціальностей університету

Харків — 2024

УДК 336.22(072)

О-72

Рецензенти:

І. М. В'юник – д.х.н., професор кафедри неорганічної хімії Харківського національного університету імені В. Н. Каразіна;

І. С. Зайцева – к.х.н., доцент кафедри хімії та інтегрованих технологій Харківського національного університету міського господарства імені О. М. Бекетова.

*Затверджено до друку рішенням Науково-методичної ради
Харківського національного університету імені В. Н. Каразіна
(протокол № 8 від 21 травня 2024 року)*

Окисно-відновні реакції : методичні рекомендації для самостійної роботи студентів нехімічних спеціальностей університету / укладач П. В. Єфімов. – Харків : ХНУ імені В. Н. Каразіна, 2024. – 27 с.

У методичних рекомендаціях розглядаються основні поняття за темою «Окисно-відновні реакції». Розглянуто класифікацію окисно-відновних реакцій. Наведено методи розрахунку ступенів окиснення, зокрема для органічних сполук. Перераховані основні окисники та відновники. Розглянуто методи запису окисно-відновних реакцій. Показано можливість самостійного складання окисно-відновних реакцій з використанням довідкових даних.

Методичні рекомендації призначено для студентів 1 курсу ОПП «Медицина», ОПП «Біотехнології та біоінженерія», ОПП «Екологія» та для студентів 2 курсу ОПП «Радіофізика, біофізика та комп'ютерні системи».

УДК 336.22(072)

© Харківський національний університет імені В. Н. Каразіна, 2024
© Єфімов П. В., уклад., 2024

ЗМІСТ

Вступ	4
Ступінь окиснення	5
Окисно-відновні реакції	5
Методи запису окисно-відновних реакції	8
Метод електронного балансу	8
Метод електронно-іонного балансу (напівреакцій)	10
Використання стандартних електродних потенціалів	13
Завдання для самостійної роботи	16
Варіанти завдань	20
Стандартні електродні потенціали деяких систем у водних розчинах	21
Література	26

ВСТУП

Методичні рекомендації для самостійної роботи за темою «Окисно-відновні реакції» розроблені для студентів нехімічних спеціальностей університету у відповідність до робочих програм:

«Медична хімія» для студентів 1 курсу медичного факультету, які навчаються за освітньо-професійною програмою «Медицина»;

«Загальна та неорганічна хімія» для студентів 1 курсу біологічного факультету, які навчаються за освітньо-професійною програмою «Біотехнології та біоінженерія»;

«Хімія» для студентів 1 курсу ННІ екології, які навчаються за освітньо-професійною програмою «Екологія»;

«Хімія» для студентів 2 курсу факультету РБЕКС, які навчаються за освітньо-професійною програмою «Радіофізика, біофізика та комп'ютерні системи».

Методичні рекомендації розраховані на підготовку та виконання самостійних завдань студентами за темою «Окисно-відновні реакції» та є доповненням до навчальних матеріалів, конспектів лекцій та практичних занять.

У методичних рекомендаціях розглядаються основні поняття за темою «Окисно-відновні реакції», такі як: ступінь окиснення, окисник, відновник, окисно-відновні процеси. Розглянуто класифікацію окисно-відновних реакцій. Наведено методи розрахунку ступенів окиснення, зокрема, для органічних сполук. Перераховані основні окисники та відновники. Розглянуто методи запису окисно-відновних реакцій: метод електронного балансу та метод іонно-електронного балансу. Наведено приклади розрахунку коефіцієнтів у рівняннях ОВР з використанням цих методів. Показано можливість самостійного складання окисно-відновних реакцій з використанням довідкових даних стандартних електродних потенціалів. Наведено необхідні довідкові дані.

Таким чином, матеріал даних методичних рекомендацій дозволить студентам самостійно опанувати навички запису окисно-відновних реакцій та застосовувати їх на практиці. Для контролю здобутих навичок у методичні рекомендації включено сто завдань для самостійної роботи, які для зручності згруповані за варіантами. Для більш глибокого оволодіння темою наприкінці наведено список додаткової літератури.

Методичні рекомендації за темою «Окисно-відновні реакції» можуть бути корисними для вчителів хімії середніх навчальних закладів у плані підготовки учнів до олімпіад та для поглибленого вивчення хімії.

1 СТУПІНЬ ОКИСНЕННЯ

Ступінь окиснення — це умовний заряд атома в молекулі, обчислений з припущення, що всі зв'язки між атомами іонні.

Правила обчислення ступеня окиснення атомів елементів:

1. Ступінь окиснення атомів у простих речовинах завжди дорівнює нулю.
2. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у складі молекули, завжди дорівнює нулю, а в складному іоні ця сума дорівнює заряду іона.
3. Постійний ступінь окиснення в сполуках мають: лужні метали (+1), метали II групи (+2), крім ртуті (+1 та +2), алюміній (+3), фтор (−1).
4. Ступінь окиснення водню у більшості сполук дорівнює +1.
5. Для кисню характерна ступінь окиснення −2, пероксиди містять групу −O−O−, ступінь окиснення кисню −1.
6. Для атомів будь-яких елементів позитивний ступінь окиснення неспроможен перевищувати величину номеру групи періодичної системи Д.І. Менделєєва, де знаходиться даний елемент.
7. Ступінь окиснення будь-якого атома вуглецю в органічній речовині дорівнює сумі всіх його зв'язків з більш електронегативними елементами (Cl, O, S, N та ін.), що враховуються зі знаком «+», і зв'язків з атомами водню (або іншого більш електропозитивного елемента), що враховуються зі знаком «−». При цьому зв'язки із сусідніми атомами вуглецю не враховуються.

Ступінь окиснення вуглецю в органічних сполуках може приймати значення від −4 до +4, в тому числі 0.

Прийнято, що знак перед цифрою та цифра означають ступінь окиснення, цифра та знак після цифри – заряд іона. Для елементарних іонів вони збігаються: іон Al^{3+} має ступінь окиснення +3.

2 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Усі хімічні реакції можна розділити на 2 групи.

1. Реакції без зміни ступенів окиснення.

До цієї групи відносять усі реакції обміну, частина реакцій розкладання та з'єднання.

2. Окисно-відновні реакції (ОВР) — реакції, в яких атоми змінюють ступень окиснення.

Окисно-відновні процеси належать до найбільш поширених хімічних реакцій і мають велике значення в теорії та практиці. Окиснення-відновлення — одне із найважливіших процесів природи. З цими реакціями пов'язане життя будь-якої живої істоти: процеси обміну речовин в організмі, фотосинтез, гниття та бродіння.

Ступені окиснення атомів є умовними величинами, проте зміна їх значень у ході реакції однозначно вказує на її окисно-відновний характер.

Зміна ступенів окиснення пов'язано з переміщенням електронів від одного атома до іншого. Одні атоми віддають електрони, інші приєднують.

Процес віддачі електронів називається **окисненням**, при цьому ступінь окиснення підвищується.

Процес приєднання електронів називається **відновленням**, при цьому ступінь окиснення знижується.

В ОВР одночасно протікають два процеси: окиснення та відновлення, при цьому окисник відновлюється, а відновник — окиснюється.

Окисник — речовина, до складу якої входять атоми, що приєднують під час хімічної реакції електрони (окисник — акцептор електронів).

Відновник — речовина, до складу якої входять атоми, що віддають електрони (відновник — донор електронів).

Термін **окиснення** можна визначити як:

- втрата електронів речовиною;
- видалення водню з речовини;
- приєднання кисню до речовини.

У окисно-відновних реакціях органічні речовини найчастіше виявляють властивості відновників, тобто окиснюються. В органічній хімії термін реакція окиснення вважається, що окиснюється саме органічна сполука, причому окисником у більшості випадків є неорганічний реагент.

Термін **відновлення** можна визначити як:

- придбання електронів речовиною;
- приєднання водню до речовини;
- видалення кисню з речовини.

Реакцією відновлення в органічній хімії вважають процес відновлення атома вуглецю в органічній речовині. Органічна речовина відновлюється, якщо вона набуває атом водню і (або) втрачає атом кисню.

Речовини, що містять атоми елементів з **максимальним** ступенем окиснення, можуть бути лише окисниками за рахунок цих атомів. Наприклад, KMnO_4 за рахунок атомів (Mn^{+7}) може бути тільки окисником. Сполуки, що

містять атоми елементів з **мінімальним** ступенем окиснення, навпаки, можуть бути лише відновниками за рахунок цих атомів. Наприклад, NH_3 завдяки азоту (N^{-3}), H_2S завдяки сірці (S^{-2}). Речовини, що містять атоми елементів з **проміжним** ступенем окиснення, можуть бути як окисниками, так і відновниками залежно від реагенту, з яким взаємодіють, а також умов проведення реакцій. Наприклад, SO_2 (S^{+4}), NO_2 (N^{+4}).

Найбільш типовими окисниками є:

- вільні хлор, фтор, кисень і озон;
- деякі сполуки, що містять атоми елементів з максимальним ступенем окиснення (H_2SO_4 , HNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , PbO_2 та ін.);
- катіон водню H^+ в розчинах більшості кислот.

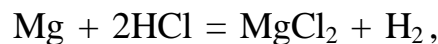
Найбільш типовими відновниками є:

- метали у вільному стані;
- молекулярний (H_2) і атомарний (H) водень, вуглець (C), оксид вуглецю (II);
- деякі сполуки, що містять атоми елементів з мінімальним ступенем окиснення (Na_2S , KI , KBg та ін.).

Розрізняють три типи окисно-відновних реакцій.

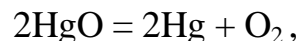
Міжмолекулярні характеризуються тим, що окисником і відновником є різні речовини.

Наприклад,



магній — відновник, а хлороводень за рахунок іонів водню — окисник.

Внутрішньомолекулярні характеризуються тим, що окисник і відновник входять до складу однієї речовини, але являють собою різні атоми, наприклад,



де в молекулі оксиду ртуті(II) відбувається перехід електронів від атома кисню до атома ртуті.

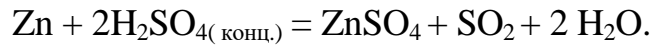
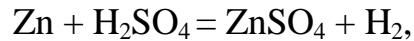
Диспропорціонування (самоокиснення-самовідновлення), характеризуються тим, що окисником і відновником є атоми одного і того ж елемента, що входять в одну молекулу, наприклад:



Фактори, що впливають на протікання ОВР:

1. Вплив **концентрації** реагенту.

Наприклад, розведена сірчана кислота — окисник за рахунок іонів водню, концентрована — за рахунок атомів сірки у ступені окислення +6:



2. Вплив температури.

Наприклад,

без нагрівання



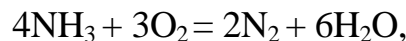
при нагріванні



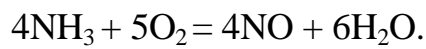
3. Вплив каталізатора.

Наприклад,

без каталізатора

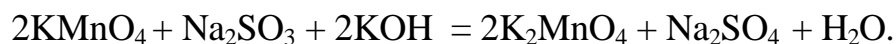
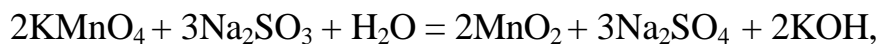


з каталізатором



4. Вплив рН середовища.

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



3 МЕТОДИ ЗАПИСУ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

Для підбору стехіометричних коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій застосовують два методи: метод електронного балансу та метод електронно-іонного балансу (напівреакцій). Основний принцип обох методів: число відданих електронів дорівнює числу прийнятих електронів.

3.1 Метод електронного балансу

Простішим прийнято вважати метод електронного балансу. Підбір коефіцієнтів проводять у певному порядку.

Порядок підбору коефіцієнтів у ОВР:

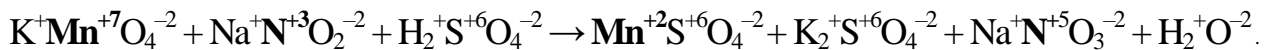
1. Розстановка ступенів окиснення всіх атомів у реакції.

2. Вибір атомів, що змінюють ступеня окиснення; визначення окисника та відновника.
3. Запис рівнянь процесів окиснення і відновлення.
4. Визначення загальної кількості переданих електронів як найменшого загального кратного числа електронів у всіх процесах передачі електронів; визначення додаткових множників для кожного процесу; запис електронного балансу.
5. Розстановка коефіцієнтів перед окисником, відновником та продуктами їх відновлення та окиснення.
6. Розстановка коефіцієнтів перед речовинами, атоми у яких змінюють ступені окиснення.
7. Перевірка коефіцієнтів.

Приклад, підбір коефіцієнтів у рівнянні:



Розставимо ступені окиснення всіх атомів у рівнянні реакції:



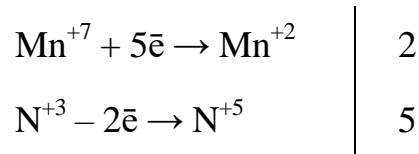
Оберемо елементи, що змінюють ступені окиснення — це Mn^{+7} та N^{+3} . Mn^{+7} знижує ступінь окиснення, отже, є окисником, N^{+3} збільшує ступінь окиснення, отже, є відновником.

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;

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



Водень: у лівій частині рівняння число атомів водню дорівнює 6, у правій частині дорівнює 2, отже, перед формулою води у правій частині потрібно поставити коефіцієнт 3 (добуток коефіцієнта 3 на число атомів водню 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.

3.2 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:



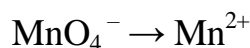
Підбір коефіцієнтів цієї реакції було проведено під час розгляду методу електронного балансу, що дозволяє порівняння обох методів.

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.

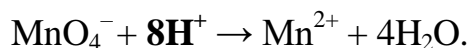
Відмінність починається у п. 3, у складанні напівреакцій. При складанні напівреакції переходу перманганат-іону в іон марганцю ($2+$):



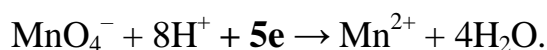
бачимо, що у лівій частині — надлишок кисню у кількості 4 атоми, отже, до правої частини необхідно додати 4 молекули води (тим самим ми зрівняємо кисень):



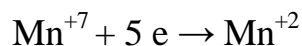
Зрівнявши таким чином кисень, бачимо, що у правій частині рівняння сформувався надлишок водню у кількості 8 атомів. Його ми компенсуємо додаванням 8 іонів H^+ до лівої частини рівняння:



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:

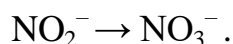


При порівнянні отриманої напівреакції з аналогічним записом для перетворення марганцю у методі електронного балансу:



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

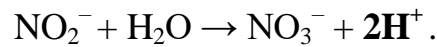
Аналогічним чином запишемо напівреакцію для перетворення нітрит-іону до нітрат-іону:



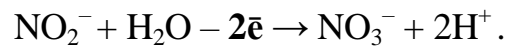
Бачимо, що надлишок кисню (1 атом) міститься у правій частині схеми, тому до лівої частини додаємо 1 молекулу води:



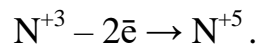
тим самим забезпечуючи рівність кисню в обох частинах, але порушуючи рівність водню: у лівій частині 2 надлишкових атоми водню. Цей надлишок компенсуємо додаванням 2 іонів H^+ до правої частини рівняння:



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

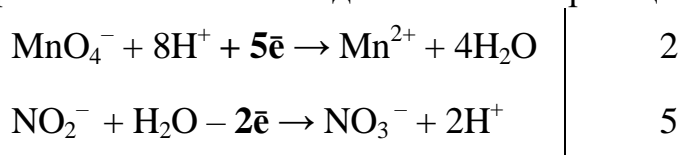


Неважко помітити, що число переданих електронів, отримане в напівреакції, збігається з методом електронного балансу:

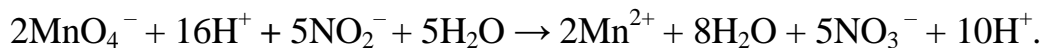


Складання електронно-іонного балансу, а саме — визначення загальної кількості електронів, що передаються, і додаткових множників для кожної напівреакції — проводять аналогічно такому в методі електронного балансу.

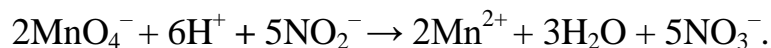
Електронно-іонний баланс для зазначеної реакції виглядатиме так:



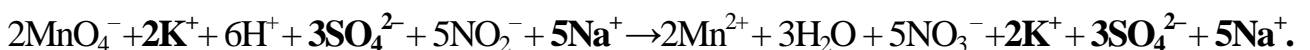
Після утворення електронно-іонного балансу проводять складання отриманих напівреакцій з урахуванням коефіцієнтів. Отримуємо рівняння окисно-відновної реакції в іонному вигляді:



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 сформувані 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, отримуємо 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 сформулювати 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 вуглецю (часто саме цей момент викликає труднощі).

3.3 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 0В.

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 (напрямку) окисно-відновної реакції використовують величину електрорушійної сили системи (ЕРС), яка визначається за формулою:

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

де $E^0(\text{Ox})$ — стандартний окисно-відновний потенціал окисника, $E^0(\text{Red})$ — стандартний окисно-відновний потенціал відновника.

При $\Delta E < 0$, пряма реакція не може протікати спонтанно; для її перебігу потрібно змінити умови. У зворотному 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.

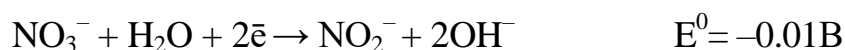
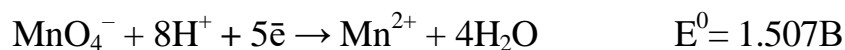
Величина окисно-відновного потенціалу залежить від хімічної природи матеріалу електрода, температури, концентрації та природи потенціаловизначальних частинок у розчині. Ця залежність виражається рівнянням Нернста:

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

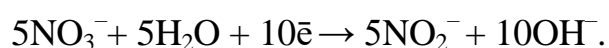
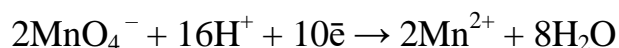
У цьому рівнянні E — електродний потенціал (В); E^0 — стандартний електродний потенціал (В); R — універсальна газова стала; T — температура (К); n — число моль електронів у напівреакції; F — число Фарадея; a_{Ox} — активність окисненої форми потенціаловизначальних частинок; a_{Red} — активність відновленої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

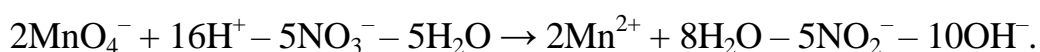
Наприклад, для вже розглянутої реакції знаходимо



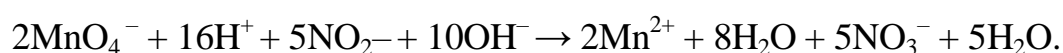
Домножуємо на коефіцієнти



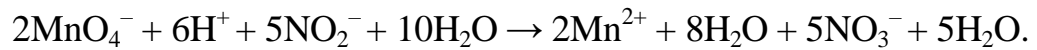
Віднімаємо з першої напівреакції другу.



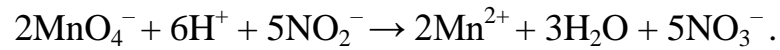
Очевидно, що електрони скорочуються. Переносимо доданки так, щоб позбутися мінусів.



Об'єднуємо іони водню 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.

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

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

1. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{PH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_3 + \text{HCl}$
3. $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_4 + \text{HCl}$
4. $\text{CuO} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{Cu} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{P} + \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 + \text{P}_2\text{O}_5$
6. $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$
7. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
8. $\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$
9. $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

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

1. $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$
3. $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2\uparrow + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
8. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
9. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH}$
10. $\text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaBrO}_3 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
11. $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
12. $\text{Co} + \text{HNO}_3(\text{розб.}) \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
13. $\text{Ca} + \text{HNO}_3(\text{розб.}) \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

14. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
15. $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
16. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
17. $\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
18. $\text{P} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI}$
19. $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
20. $\text{KNO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
21. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{S} + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
22. $\text{H}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
23. $\text{MnO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
24. $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
25. $\text{CoCl}_2 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{Co}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O}$
26. $\text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{HCl} + \text{Al} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{AlCl}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
27. $\text{KClO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
28. $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
29. $\text{MnO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaBr} + \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
30. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

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

1. $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$
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. $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots + \dots$

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. $\text{SnCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{MnCl}_2 + \dots$
29. $\text{Cl}_2 + \text{KI} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KIO}_3 + \dots$
30. $\text{SnCl}_2 + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{FeCl}_2 + \dots$

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

1. $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
2. $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
3. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
4. $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
5. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
6. $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
7. $\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
8. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
9. $\text{KMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow$
10. $\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

11. $\text{FeS} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
12. $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
13. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$
14. $\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
15. $\text{Cd} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
16. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
17. $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
18. $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
19. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
20. $\text{AsH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$

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. $\text{HCOOH} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Варіанти завдань

Варіант 1: А1, Б1, Б11, Б21, В1, В11, В21, Г1, Г11, Д1

Варіант 2: А2, Б2, Б12, Б22, В2, В12, В22, Г2, Г12, Д2

Варіант 3: А3, Б3, Б13, Б23, В3, В13, В23, Г3, Г13, Д3

Варіант 4: А4, Б4, Б14, Б24, В4, В14, В24, Г4, Г14, Д4

Варіант 5: А5, Б5, Б15, Б25, В5, В15, В25, Г5, Г15, Д5

Варіант 6: А6, Б6, Б16, Б26, В6, В16, В26, Г6, Г16, Д6

Варіант 7: А7, Б7, Б17, Б27, В7, В17, В27, Г7, Г17, Д7

Варіант 8: А8, Б8, Б18, Б28, В8, В18, В28, Г8, Г18, Д8

Варіант 9: А9, Б9, Б19, Б29, В9, В19, В29, Г9, Г19, Д9

Варіант 10: А10, Б10, Б20, Б30, В10, В20, В30, Г10, Г20, Д10

ДОДАТОК

Стандартні електродні потенціали деяких систем у водних розчинах

Елемент	Рівняння процесу	E°, В
Ag	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	0,799
	$\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$	1,173
Al	$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	-1,663
As	$\text{AsO}_3^{3-} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{As} + 6\text{OH}^-$	-1,572
	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71
	$\text{AsO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{AsO}_3^{3-} + 2\text{OH}^-$	-0,658
	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,56
	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,56
	$\text{AsO}_4^{3-} + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{As} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,648
Au	$\text{Au}^{3+} + 2\bar{e} = \text{Au}^+$	1,401
	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$	1,498
	$\text{Au}^+ + \bar{e} = \text{Au}$	1,692
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$	-2,905
Be	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Be}$	-1,847
Bi	$\text{BiCl}_4^- + 3\bar{e} = \text{Bi} + 4\text{Cl}^-$	0,16
	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Bi}$	0,215
	$\text{BiO}^+ + 2\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{Bi} + \text{H}_2\text{O}$	0,32
	$\text{NaBiO}_3 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{BiO}^+ + \text{Na}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	1,8
Br	$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	0,76
	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Br}^-$	1,065
	$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,44
	$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,52
	$\text{BrO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,88
C	$2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0,49
	$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
	$\text{CO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{C} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,475
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$	-2,866
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,403
Ce	$\text{Ce}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ce}$	-2,48
	$\text{CeO}_2 + 4\text{H}^+ + \bar{e} = \text{Ce}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,293
	$\text{Ce}^{4+} + \bar{e} = \text{Ce}^{3+}$	1,61

Елемент	Рівняння процесу	E°, В
Cl	$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	0,40
	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\bar{e} = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88
	$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,189
	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-$	1,359
	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,38
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,451
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,47
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,494
	$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,594
Co	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	-0,277
	$\text{Co}(\text{OH})_3 + \bar{e} = \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,17
	$\text{Co}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Co}$	0,33
	$\text{Co}^{3+} + \bar{e} = \text{Co}^{2+}$	1,808
Cr	$\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cr}$	-0,913
	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,744
	$\text{Cr}^{3+} + \bar{e} = \text{Cr}^{2+}$	-0,407
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,945
	$\text{CrO}_2^- + 4\text{H}^+ + \bar{e} = \text{Cr}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,188
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,333
Cu	$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} = \text{Cu}^+$	0,153
	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	0,337
	$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$	0,52
	$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} + \text{I}^- = \text{CuI}$	0,86
F	$\text{F}_2 + 2\bar{e} = 2\text{F}^-$	2,87
Fe	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \bar{e} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,53
	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,440
	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Fe}$	-0,037
	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} = \text{Fe}^{2+}$	0,771
	$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,700
H	$\text{H}_2 + 2\bar{e} = 2\text{H}^-$	-2,251
	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,828
	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$	0,000
Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	0,850
	$\text{HgSO}_4 + 2\bar{e} = 2\text{Hg} + \text{SO}_4^{2-}$	0,68

Елемент	Рівняння процесу	E°, В
I	$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\bar{e} = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	0,21
	$2\text{IO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
	$\text{I}_2 + 2\bar{e} = 2\text{I}^-$	0,536
	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
	$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$\text{IO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{IO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,64
Ir	$\text{IrO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Ir} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,93
	$\text{Ir}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ir}$	1,15
K	$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$	-2,924
Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	-3,045
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-2,363
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	-1,179
	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} = \text{MnO}_4^{2-}$	0,564
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,507
	$\text{Mn}^{3+} + \bar{e} = \text{Mn}^{2+}$	1,509
	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,692
Mo	$\text{MoO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{Mo} + 8\text{OH}^-$	-1,05
	$\text{Mo}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Mo}$	-0,200
	$\text{MoO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Mo} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,154
N	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,46
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	-0,01
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,78
	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,94
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,957
	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,99
Na	$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	-2,714
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,250
	$\text{Ni(OH)}_3 + \bar{e} = \text{Ni(OH)}_2 + \text{OH}^-$	0,49
O	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$	0,401
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	0,682
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,776
	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,076

Елемент	Рівняння процесу	E°, В
P	$P + 3H_2O + 3e^- = PH_3 + 3OH^-$	-0,89
	$H_3PO_4 + 4H^+ + 4e^- = H_3PO_2 + 2H_2O$	-0,39
	$H_3PO_4 + 5H^+ + 5e^- = P + 4H_2O$	-0,383
	$H_3PO_4 + 2H^+ + 2e^- = H_3PO_3 + H_2O$	-0,276
Pb	$Pb^{2+} + 2e^- = Pb$	-0,126
	$PbO_3^{2-} + H_2O + 2e^- = PbO_2^{2-} + 2OH^-$	0,2
	$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- = Pb^{2+} + 2H_2O$	1,449
	$Pb^{4+} + 2e^- = Pb^{2+}$	1,694
Pt	$Pt^{2+} + 2e^- = Pt$	1,188
	$PtCl_6^{2-} + 2e^- = PtCl_4^{2-} + 2Cl^-$	0,68
Re	$ReO_4^- + 4H_2O + 7e^- = Re + 8OH^-$	-0,584
	$Re^{3+} + 3e^- = Re$	0,3
	$ReO_4^- + 8H^+ + 7e^- = Re + 4H_2O$	0,37
S	$SO_4^{2-} + H_2O + 2e^- = SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0,93
	$SO_4^{2-} + 4H_2O + 6e^- = S + 8OH^-$	-0,75
	$S + 2e^- = S^{2-}$	-0,48
	$S_4O_6^{2-} + 2e^- = 2S_2O_3^{2-}$	0,08
S	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 8e^- = S^{2-} + 4H_2O$	0,149
	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- = SO_{2(r)} + 2H_2O$	0,159
	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- = SO_{2(p)} + 2H_2O$	0,161
	$S + 2H^+ + 2e^- = H_2S$	0,171
	$SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e^- = SO_3^{2-} + H_2O$	0,22
	$2SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e^- = SO_3S^{2-} + 5H_2O$	0,275
	$SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e^- = H_2S_{(p)} + 4H_2O$	0,302
	$SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e^- = H_2S_{(r)} + 4H_2O$	0,309
	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 6e^- = S + 4H_2O$	0,357
	$SO_{2(p)} + 4H^+ + 4e^- = S + 2H_2O$	0,450
	$SO_{2(r)} + 4H^+ + 4e^- = S + 2H_2O$	0,451
$S_2O_8^{2-} + 2e^- = 2SO_4^{2-}$	2,010	
Sb	$SbO_2^- + 2H_2O + 3e^- = Sb + 4OH^-$	-0,675
	$SbO_2^- + 4H^+ + 3e^- = Sb + 2H_2O$	0,446
	$Sb_2O_5 + 6H^+ + 4e^- = 2SbO^+ + 3H_2O$	0,581
Sc	$Sc^{3+} + 3e^- = Sc$	-2,077
	$Sc(OH)_3 + 3H^+ + 3e^- = Sc + 3H_2O$	-1,784

Елемент	Рівняння процесу	E°, В
Se	$\text{Se} + 2\bar{e} = \text{Se}^{2-}$	-0,92
	$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
	$\text{SeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{Se} + 6\text{OH}^-$	-0,366
	$\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{Se} + 8\text{OH}^-$	-0,228
	$\text{SeO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{SeO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	0,05
	$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,741
	$\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	1,15
Si	$\text{SiO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{Si} + 6\text{OH}^-$	-1,7
	$\text{SiO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Si} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,455
Sn	$\text{Sn}(\text{OH})_6^{2-} + 2\bar{e} = \text{HSnO}_2^- + 3\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$	-0,90
	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	-0,136
	$\text{Sn}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Sn}$	0,015
	$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} = \text{Sn}^{2+}$	0,151
Ta	$\text{Ta}_2\text{O}_5 + 10\text{H}^- + 10\bar{e} = 2\text{Ta} + 5\text{H}_2\text{O}$	-0,75
Tc	$\text{Tc}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Tc}$	0,4
	$\text{TcO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{Tc}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,5
Te	$\text{TeO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Te} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,529
Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ti}$	-1,630
	$\text{Ti}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ti}$	-1,23
	$\text{Ti}^{3+} + \bar{e} = \text{Ti}^{2+}$	-0,37
	$\text{TiF}_6^{2-} + 4\bar{e} = \text{Ti} + 6\text{F}^-$	-1,19
	$\text{TiO}_2 + 4\text{H}^+ + \bar{e} = \text{Ti}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,666
	$\text{TiO}_2^+ + 2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0,1
Tl	$\text{Tl}_2\text{S} + 2\bar{e} = 2\text{Tl} + \text{S}^{2-}$	-0,93
	$\text{TlI} + \bar{e} = \text{Tl} + \text{I}^-$	-0,753
	$\text{Tl}^+ + \bar{e} = \text{Tl}$	-0,336
	$\text{Tl}(\text{OH})_3 + 2\bar{e} = \text{TlOH} + 2\text{OH}^-$	-0,05
	$\text{TlOH} + \text{H}^+ + \bar{e} = \text{Tl} + \text{H}_2\text{O}$	0,778
	$\text{Tl}^{3+} + 2\bar{e} = \text{Tl}^+$	1,25
V	$\text{V}^{2+} + 2\bar{e} = \text{V}$	-1,175
	$\text{V}^{3+} + 3\bar{e} = \text{V}$	-0,255
	$\text{V}^{3+} + \bar{e} = \text{V}^{2+}$	-0,255
	$[\text{VF}_7]^{2-} + 7\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{V} + 7\text{HF}$	-0,235
	$\text{VO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0,337
	$\text{V}_2\text{O}_5 + 6\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{VO}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,958
	$\text{VO}_4^{3-} + 6\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{VO}^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	1,256
$\text{VO}_4^{3-} + 4\text{H}_2\text{O} + 5\bar{e} = \text{V} + 8\text{OH}^-$	0,12	
W	$\text{WO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{W} + 6\text{OH}^-$	-1,05
	$\text{WO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{W} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,05
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,763
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,216

ЛІТЕРАТУРА

1. Неорганічна хімія / Панасенко О.І., Голуб А.М., Андрійко О.О., Василега-Дерибас М.Д., Панасенко Т.В. — Львів: Магнолія 2006, 2021. — 462 с.
2. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін. ; за ред. В.О. Калібабчук. — 4-е вид. — К. : ВСВ “Медицина”, 2019. — 336 с.
3. Степаненко О.М. та ін. Загальна та неорганічна хімія: Підручник / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов. — К.: Пед. преса, 2002. 520 с.
4. Загальна хімія : Підручник/Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М., Голуб О.А., за ред. Голуба О.А. — Київ: Вища шк., 2009. — 471 с.
5. Стародуб П., Шпирка З., Муць Н., Ничипорук Г. Перевір себе. Навчальний посібник для студентів нехімічних спеціальностей. — Львів: ТОВ Поліграфія, 2018. — 216 с.
6. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. — К.: Перун, 2017. — 480 с.
7. Дмитрів Г.С., Павлюк В.В. Загальна та неорганічна хімія. — Львів, ВЦ ЛНУ ім. І. Франка, 2018. — 299 с.
8. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. — Львів: Світ, 2020. — 424 с.
9. Яцимирський В.К., Павленко В.О., Савченко І.О. та ін. Хімія: для університетів: повний курс в одному томі. — К.: Перун, 2020 — 432 с.
10. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. — К.: Либідь, 2019. — 400 с.

Навчальне видання

Єфімов Павло Вікторович

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Методичні рекомендації для самостійної роботи студентів
нехімічних спеціальностей університету

В авторській редакції

Формат 60×84/16. Ум. друк. арк. 1,05. Наклад 50 пр. Зам. № 104/24.

Видавець і виготовлювач

Харківський національний університет імені В. Н. Каразіна,
61022, м. Харків, майдан Свободи, 4.

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 3367 від 13.01.2009

Видавництво ХНУ імені В. Н. Каразіна