

Міністерство аграрної політики України
Харківський національний аграрний університет ім. В.В.Докучаєва
Затверджено радою факультету
агрохімії та ґрунтознавства
(протокол №

Методичні вказівки та контрольні завдання для організації самостійної роботи студентів над курсом «Неорганічна хімія» за темою «Окисно-відновні реакції».

Укладачі: ст. викладач кафедри загальної хімії ХНАУ І.Б. Бондаренко

канд. хім. наук, ст. викладач кафедри загальної хімії ХНАУ

Н.Л.Хименко

вчитель-методист школи-ліцея № 5 м. Харкова Гребенюк Л.Ф.

Даються рекомендації, як краще та ефективніше вивчати матеріал з теми окисно-відновні реакції. Наведено приклади розв'язання вправ.

Окисно-відновні реакції мають велике значення в природних процесах, науці та техніці. З ними пов'язані горіння, гниття та бродіння, дихання та інші процеси обміну речовин, засвоєння вуглекислого газу рослинами та виділення кисню. Також це процеси корозії металів, електроліз та ін. Тому знання цієї теми необхідні для спеціалістів аграрного профілю. Методичні вказівки призначені для студентів факультетів: Аграрного, Агрохімії та ґрунтознавства, Захисту рослин та Лісового господарства.

Рецензенти: Мчедлов-Петросян Н.О. професор, д.х.н., зав. каф. фізичної хімії ХНУ ім. В.Н.Каразіна; Залізівський В.С. к. біол. н., доцент кафедри агрохімії ХНАУ ім. В.В. Докучаєва.

Загальні вказівки

У результаті вивчення цієї теми необхідно знати загальні закономірності та типи окисно-відновних реакцій, вплив рН та інших факторів на їх перебіг. Потрібно вміти визначати окислювач та відновник за ступенем окислення електронно-активного атома (якісно) та за величиною потенціалів процесів окислення та відновлення, скласти рівняння окисно-відновних реакцій за допомогою методів електронного та електронно-іонного балансу, вказати можливий напрямок довільного окисно-відновного процесу в водних системах за зміною вільної енергії Гіббса.

Хімія вивчає багато різноманітних хімічних процесів. Одним з видів цих процесів є окисно-відновні реакції, які широко розповсюджені в природі і знайшли використання в техніці.

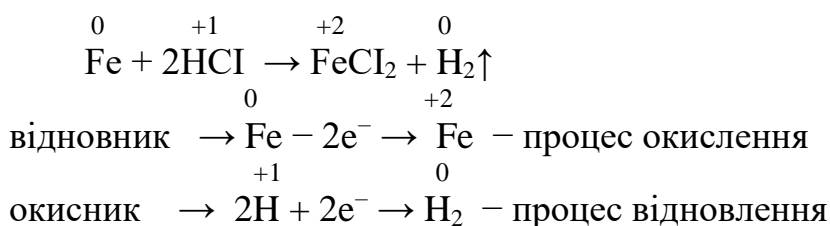
До окисно-відновних реакцій належать хімічні реакції, в яких відбувається зміна ступеня окислення атомів в молекулах реагуючих речовин. Ця зміна ступеня окислення можлива за рахунок перебігу електронів від однієї речовини (відновника) до іншої (окисника). Тому окисно-відновна реакція (ОВР) складається з двох процесів: окислення та відновлення.

Основні положення теорії ОВР такі:

1. Частинка (атом, молекула, іон), яка віддає електрони називається **відновником**, а процес віддачі електронів - **окисленням**.

2. Частинка, яка приєднує електрони називається **окисником**, а процес приєднання електронів - **відновленням**.

3. Окислення завжди супроводжується відновленням, і, навпаки, відновлення завжди пов'язане з окисленням. Наприклад:



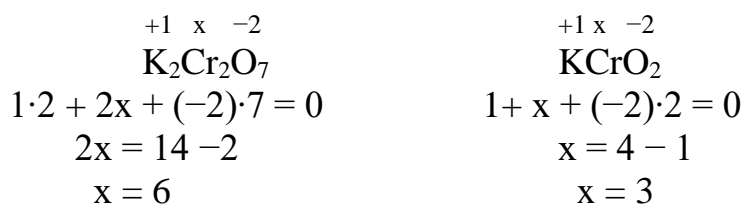
Ці процеси нерозривно пов'язані між собою. Тобто тут виявляється один з загальних законів всесвіту – єдність та боротьба протилежностей.

Окисник + e⁻ ↔ Відновник

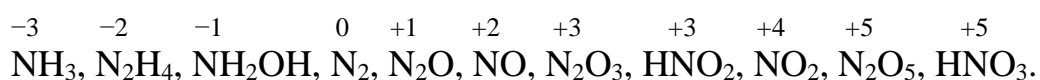
Відновник - e⁻ ↔ Окисник

4. Окисно-відновні реакції відповідають принципу закону збереження маси: кількість електронів, яку віддає відновник, завжди повинні дорівнювати кількості електронів, яку приєднує окисник.

Ступінь окислення – це умовний заряд атому в молекулі, розрахований виходячи з припущення, що всі зв'язки між атомами мають іонний характер. Тобто електрони зміщуються в бік більш електронегативного елемента, а їх кількість і визначає ступінь окислення. Тому зрозуміло, що ступінь окислення атомів в простих речовинах дорівнює нулю. Щоб розрахувати ступінь окислення атома чи елемента зі змінною валентністю в молекулі потрібно пам'ятати, що сума ступенів окислення всіх атомів в молекулі дорівнює нулю.



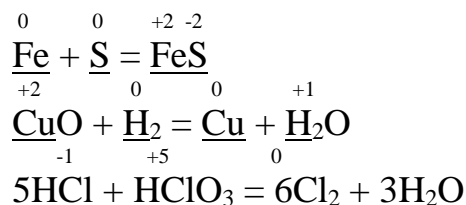
З таблиці Менделєєва можуть бути визначені ступені окислення Калію (+1) та Оксигену (-2), тому що вони знаходяться у 1А та VIA групах відповідно і мають на зовнішньому рівні: Калій - один електрон, який він може тільки віддавати, а Оксиген – шість електронів, і може приєднувати два електрони. Інколи один і той же елемент, маючи різний ступінь окислення і входячи до складу різних молекул може виступати в ролі як окисника, так і відновника. Так Нітроген, розташований у V групі таблиці Менделєєва, завдяки електронній будові атому, має вищий ступінь окислення +5, а нижчий -3. Якщо ступінь окислення +5, то Нітроген у складі сполук, до яких він входить, може бути тільки окисником; а якщо нітроген має ступінь окислення -3, то він є тільки відновником; і якщо Нітроген має середній ступінь окислення (+4, +3, +2, +1, 0, 1-, -2) то він, а також молекула до складу якої він входить, може бути і відновником і окисником в залежності від хімічного процесу.



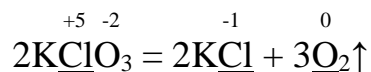
N_2O_5 , HNO_3 – тільки окисники, а NH_3 – тільки відновник. Всі інші представлені речовини мають окисно-відновну подвійність.

Окисно-відновні реакції можна розподілити на 3 типи:

1. Міжмолекулярні, в яких окисник та відновник знаходяться у молекулах різних речовин. Окисником та відновником можуть бути різні елементи або один і той же елемент з різним ступенем окислення. Наприклад:

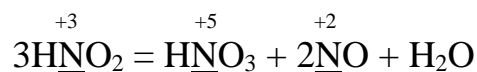


2. Внутрішньомолекулярні, в яких окисник та відновник (це можуть як різні, так і один і той же елемент з різним ступенем окислення) знаходяться у складі однієї речовини. Наприклад:

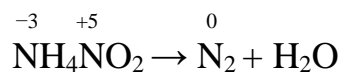


Існують деякі реакції, у яких складна речовина бере участь у внутрішньомолекулярних реакціях самоокислення – самовідновлення: один і той же елемент з різним ступенем окислення у вихідній сполуці має тільки один ступінь окислення наприкінці реакції. Наприклад:

3. Диспропорціювання (самоокислення-самовідновлення), в яких окисником та відновником є атоми одного й того ж елемента в однаковому ступені окислення. Наприклад:



Існують деякі реакції, у яких складна речовина бере участь у внутрішньомолекулярних реакціях самоокислення – самовідновлення: один і той же елемент з різним ступенем окислення у вихідній сполуці має тільки один ступінь окислення наприкінці реакції. Наприклад:



Підібрати коефіцієнти в рівняннях ОВР буває достатньо складно, тому що вони можуть мати великі значення. Тому для цього розроблені два методи: метод

електронного балансу та метод електронно-іонного балансу (напівреакцій). Метод електронного балансу зручно використовувати в тому разі, коли окисно-відновна реакція проходить не в розчині.

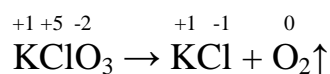
При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій за методом електронного балансу рекомендується дотримуватися такого порядку:

1. Скласти схему реакції з вказанням вихідних та кінцевих речовин ; відмітити елементи, що змінюють ступінь окислення в результаті реакції.
2. Попарно записати елементи, які змінюють ступінь окислення; знайти процес окислення та відновлення (окисник та відновник).
3. Урівняти сумарне число зарядів в обох частинах схем процесів; для цього додати чи відняти до лівих частин процесів необхідне число електронів.
4. Підібрати основні коефіцієнти для схем окислення та відновлення таким чином, щоб число електронів відданих відновником дорівнювало числу електронів , які приймає окисник.
5. Розставити коефіцієнти в рівнянні реакції.

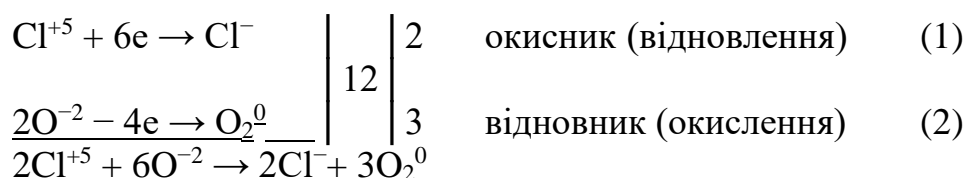
Приклад 1. Розставити коефіцієнти у реакції розкладу хлорату калію методом електронного балансу.

Розв'язок.

Запишемо формули вихідних та кінцевих речовин реакції та обчислимо ступені окислення атомів:



Запишемо електронний баланс:



Іон окисника приймає 6 електронів, а іон відновника віддає 4 електрони. Але скільки електронів віддає відновник, стільки приєднує окисник. Тому знаходимо найменше загальне кратне чисел 4 та 6, що дорівнює 12. Тоді зрозуміло, що перше рівняння потрібно помножити на коефіцієнт 2 а друге – на 3.

Залишилось тільки поставити ці коефіцієнти перед окисником та відновником:



Якщо окисно-відновна реакція проходить у розчині, зручніше складати рівняння за методом електронно-іонного балансу. У цьому методі враховуються реальні частинки – іони, або молекули, в яких змінюється ступінь окислення. Напівреакції складаються за правилами іонних рівнянь: сильні електроліти записуються у вигляді іонів, слабкі – у вигляді молекул. При цьому для того, щоб скласти рівняння електронно-іонного балансу, записуємо тільки ті частинки, які реально існують (катіони, аніони). У цьому методі застосовуються не гіпотетичні іони Cr^{+6} , S^{+4} , N^{+5} , а реально існуючі – CrO_4^{2-} , SO_4^{2-} , NO_3^- .

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронно-іонного балансу рекомендується такий порядок:

1. Скласти схему реакції з вказанням вихідних та кінцевих речовин; відмітити молекули та реальні іони, які є окисниками чи відновниками.

2. Скласти схеми напівреакцій окислення та відновлення, до складу яких входять вихідні та кінцеві реально існуючі іони або молекули.

3. Урівняти число атомів кожного елементу в лівій і правій частинах напівреакцій. При цьому слід пам'ятати, що для зрівняння кількості атомів водню або кисню використовують (залежно від середовища) або молекули води і іони водню (якщо кисле середовище), або молекули води і гідроксид-іони (якщо лужне середовище).

4. Зрівняти сумарне число зарядів в обох частинах напівреакцій.

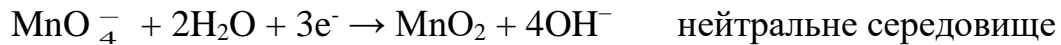
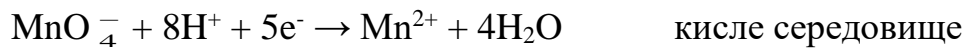
5. Підібрати основні коефіцієнти для напівреакцій таким чином, щоб кількість електронів, відданих при окисленні, дорівнювало числу електронів, прийнятих при відновленні.

6. Скласти рівняння напівреакцій з знайденими основними коефіцієнтами.

7. Просумувати напівреакції та розставити коефіцієнти в рівнянні реакції.

Слід мати на увазі, що у водних розчинах зв'язування надлишку Оксигену та приєднання Оксигену окисником проходить по різному залежно від середовища

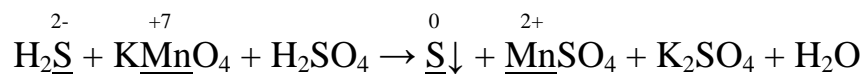
(кисле, нейтральне чи лужне). У кислому розчині надлишок Оксигену зв'язується іонами Гідрогену з утворенням молекул води, а в нейтральних чи лужних – молекулами води з утворенням гідроксид-іонів, наприклад:



Приклад 2. Скласти рівняння окисно-відновної реакції між сірководнем та перманганатом калію в кислому середовищі методом напівреакцій (електронно-іонного балансу).

Розв'язання.

Запишемо реакцію та обчислимо ступені окислення атомів до і після реакції:

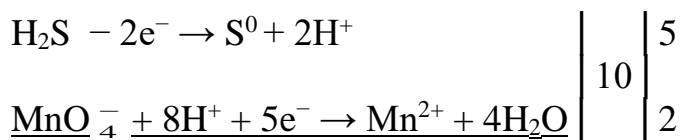


Відновником є молекула H_2S , а окисником – іони MnO_4^- .

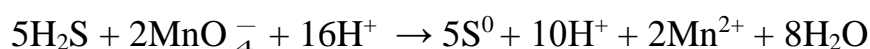
Складаємо напівреакції окиснення та відновлення, враховуючи, що H_2S є слабким електролітом і тому записується у вигляді молекули; KMnO_4 і MnSO_4 є сильними електролітами – вони записуються у вигляді іонів:



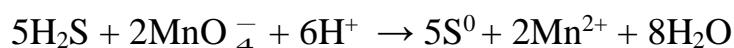
В представлених напівреакціях зрівняно кількість атомів кожного елемента, а також сумарні заряди в лівій та правій частинах за допомогою віддачі чи прийняття певної кількості електронів. Таким чином видно, що відновник віддає 2 електрони, а окисник приймає 5. Найменше загальне кратне дорівнює 10. Тобто перше рівняння потрібно помножити на коефіцієнт 5 а друге – на 2.



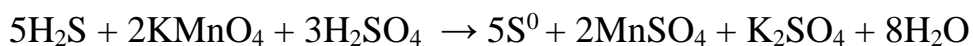
Після знайдення суми цих реакцій отримуємо:



Скорочуючи іони Гідрогену справа і зліва отримуємо:



Остаточне рівняння у молекулярному вигляді:



Питання для самоконтролю

1. Які реакції називаються окисно-відновними?
2. Що називається ступенем окислення атому в речовині?
3. Чим відрізняється поняття “ступінь окислення” та “валентність атома”?
4. Який процес називається окисленням та відновленням?
5. Які речовини (частинки) називають відновниками та окисниками?
6. Користуючись Періодичною системою Менделєєва назвіть з числа простих речовин найважливіші: а) відновники; б) окисники.
7. Чи можуть метали бути окисниками?
8. Чи можуть неметали бути відновниками?
9. Як змінюється ступінь окислення атома в процесах окислення та відновлення?
10. Як визначити вищий ступінь окислення елемента в його сполуках? Які властивості в окисно-відновних реакціях (ОВР) може мати елемент у вищому ступені окислення?
11. Як визначити найнижчий ступінь окислення елемента в його сполуках? Які властивості в ОВР може мати атом елемента в найнижчому ступені окислення?
12. За якими значеннями ступеня окислення атом елемента може мати властивості і окисника і відновника?
13. Принцип визначення стехіометричних коефіцієнтів при складанні рівнянь ОВР за методом електронного балансу.
14. Принцип визначення стехіометричних коефіцієнтів при складанні рівнянь ОВР за методом електронно-іонного балансу (напівреакцій).
15. Як впливає середовище розчину та інші фактори (температура, концентрації речовин) на протікання ОВР?
16. Який з вказаних іонів може бути тільки окисником у ОВР:
а) SO_4^{2-} , б) NO_2^- , в) SO_3^{2-} , г) Cl^- ? Відповідь мотивуйте.

17. Який з вказаних іонів може бути тільки відновником:
а) PO_4^{3-} , б) CO_3^{2-} , в) S^{2-} , г) NO_3^- ? Відповідь мотивуйте.
18. Вкажіть, яка речовина, до складу якої входять атоми Нітрогену, може одночасно бути і окисником і відновником, тобто мати окисно-відновну подвійність:
а) HNO_3 , б) HNO_2 , в) NH_3 , г) N_2O_5 ?
19. Вкажіть, в якій сполуці атом Оксигену має ступінь окислення -1 :
а) OF_2 , б) H_2O , в) H_2O_2 , г) BaO ?
20. Вкажіть, в якій сполуці атом Мангану має ступінь окислення $+6$:
а) MnO_2 , б) K_2MnO_4 , в) MnSO_4 , г) KMnO_4 ?
21. Вкажіть, скільки електронів переходить в процесі: $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^{+4}$:
а) 6, б) 2, в) 4, г) 8?
Який це процес: окислення чи відновлення?
22. Скільки електронів переходить в процесі: $\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}^{5+}$:
а) 1, б) 5, в) 6, г) 7?
Який це процес: окислення чи відновлення?
23. Скільки електронів переходить у процесі: $\text{N}^{3-} \rightarrow \text{N}^{1+}$: а) 1, б) 3, в) 4, г) 5?
Який це процес: окислення чи відновлення?
24. Вкажіть ступінь окислення хлору в перхлораті калію KClO_4 :
а) $+2$, б) -3 , в) $+5$, г) $+7$.
25. Вкажіть ступінь окислення хрому в біхроматі калію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:
а) $+2$, б) $+4$, в) $+5$, г) $+6$.

Домашні завдання.

Завдання 1.

Які з хімічних речовин або частинок, що наведені в таблиці 1, можуть мати властивості безумовних окисників; безумовних відновників; як окисників, так і відновників?

Таблиця 1.

Варіант	Хімічні частинки
1	NH_3 ; N_2 ; Ni; CrO_3 ; SO_2
2	HBrO_3 ; SO_3 ; H_2 ; HClO_4 ; Na
3	K_2CrO_4 ; SO_3 ; S; PbO_2 ; KMnO_4 ; Cu_2O
4	KCrO_2 ; F_2 ; Br^- ; H_2SO_4 ; MnO_2
5	Fe; NO_3^- ; Cl_2 ; H_2S ; NO_2
6	NH_4^+ ; NaNO_2 ; KI; O_2 ; Co
7	Mg; Na_2CrO_4 ; Fe^{3+} ; CO_2 ; F^-
8	Pb^{2+} ; Mn; I_2 ; CuO; KClO
9	H_2SO_3 ; Mn^{2+} ; HBrO_3 ; H_2S ; FeCl_3
10	HNO_3 ; S; K; V_2O_5 ; KI
11	KMnO_4 ; S^{2-} ; MnO_2 ; C; Ag
12	NH_3 ; CO; HNO_2 ; Zn; O_3
13	Na_2SO_3 ; Be; NO; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; Br_2
14	HNO_3 ; H_2 ; CrO_2^- ; Ag_2O ; Al
15	B; H_2O_2 ; PO_4^{3-} ; HCl; SO_3
16	KClO_4 ; F_2 ; Al^{3+} ; HBr; Na_2SO_3
17	MnO_4^- ; Cu; HClO; K_2CrO_4 ; P_2O_5
18	I_2 ; Mg^{2+} ; Si; H_2O_2 ; Na_2FeO_4
19	Fe; SO_4^{2-} ; Mn_2O_7 ; H_2 ; HI
20	Al^{3+} ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; NO_2 ; Pb; H_2S

Зразок виконання завдання:

Які з хімічних речовин або частинок, що наведені в таблиці 1, можуть мати властивості безумовних окисників; безумовних відновників; як окисників, так і відновників: K_3AsO_4 ; Mg; N^{3-} ; S?

Окисно-відновні властивості хімічних елементів та речовин (іонів), які вони можуть утворювати, залежать від їх розташування в Періодичній системі

Менделєєва, а також від ступеня окислення даного атома (в наведеному прикладі це As, Mg, N, S).

Ступінь окислення атома Арсеніуму в K_3AsO_4 дорівнює +5. Це означає, що Арсеніум віддав всі свої валентні електрони, таким чином виник вищий ступінь окислення, який відповідає номеру групи. Будова електронної оболонки атома Арсеніуму зі ступенем окислення +5 схожа на оболонку атома Аргону. Тому атом Арсеніуму може тільки приймати електрони, тобто бути безумовним окисником.

В нітрид-іоні N^{-3} негативний заряд свідчить про наявність трьох надлишкових електронів (найнижчий ступінь окислення). Тобто електронна будова N^{-3} повністю відповідає будові електронної оболонки атом Аргону. Тому нітрид-іон може лише віддавати електрони і є тільки відновником.

Нейтральні атоми Магнію та Сульфуру мають різні окисно-відновні властивості. Нейтральний атом Магнію, як і всіх інших металів, може тільки віддавати електрони (нульовий ступінь окислення є найнижчим) і бути безумовним відновником.

Нейтральний атом Сульфуру, як і інших неметалів (крім Флуору) може мати і окисні, і відновні властивості залежно від властивостей речовин, з якими він взаємодіє, тобто може бути і окисником, і відновником.

Завдання 2.

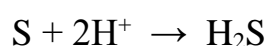
Скласти рівняння напівреакцій окислення або відновлення (табл.2) залежно від характеру середовища розчину.

Зразок виконання завдання:

а) Скласти напівреакцію відновлення:



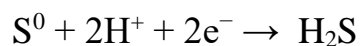
Ця вправа виконується тільки методом електронно-іонного балансу (напівреакцій). Спочатку складається матеріальний баланс таким чином, щоб кількість атомів кожного елемента в лівій та правій частинах була однаковою з урахуванням реально існуючих частинок (зв'язати атоми Сульфуру в кислому середовищі можна тільки катіонами Гідрогену).



Таблиця 2.

Варіант	Схеми напівреакцій		
	pH < 7	pH = 7	pH > 7
1	$\text{ZnO}_2^{2-} \rightarrow \text{Zn}$	$\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}^{2+}$	$\text{ClO}_4^- \rightarrow \text{Cl}^-$
2	$\text{I}_2 \rightarrow \text{IO}_3^-$	$\text{Br}_2 \rightarrow \text{BrO}^-$	$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$
3	$\text{SeO}_3^{2-} \rightarrow \text{Se}$	$\text{MoO}_4^{2-} \rightarrow \text{MoO}_2$	$\text{CrO}_2^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$
4	$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}$	$\text{BrO}_3^- \rightarrow \text{Br}^-$	$\text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClO}^-$
5	$\text{IO}^- \rightarrow \text{I}^-$	$\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}$	$\text{S} \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$
6	$\text{TiO}_3^{2-} \rightarrow \text{Ti}^{2+}$	$\text{I}_2 \rightarrow \text{I}^-$	$\text{NO} \rightarrow \text{NO}_3^-$
7	$\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$	$\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_2$	$\text{AsO}_2^- \rightarrow \text{AsO}_4^{3-}$
8	$\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{S}^{2-}$	$\text{ArO}_4^{3-} \rightarrow \text{AsO}_2^-$	$\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$
9	$\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}$	$\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{S}$	$\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$
10	$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2^-$	$\text{I}_2 \rightarrow \text{IO}_3^-$	$\text{CrO}_2^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$
11	$\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}^-$	$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}$	$\text{CrO}_3^{3-} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$
12	$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$	$\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}^-$
13	$\text{BrO}_4^- \rightarrow \text{Br}_2$	$\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}^-$	$\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$
14	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$	$\text{CrO}_2^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$
15	$\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}$	$\text{ClO}_4^- \rightarrow \text{Cl}^-$	$\text{Bi}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{BiO}_3^-$
16	$\text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}^-$	$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$	$\text{S}^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$
17	$\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}_2$	$\text{O}_2 \rightarrow \text{OH}^-$	$\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}_2^-$
18	$\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	$\text{Br}_2 \rightarrow \text{Br}^-$	$\text{MoO}_2^- \rightarrow \text{MoO}_4^{2-}$
19	$\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	$\text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}^-$	$\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-}$
20	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$	$\text{BrO}_3^- \rightarrow \text{Br}_2$	$\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$

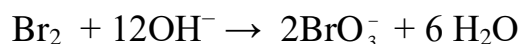
Потім складається баланс зарядів: в лівій частині сумарний заряд всіх реальних хімічних частинок дорівнює $2+$, а в правій частині -0 . Щоб кількість зарядів була однакою з обох сторін треба додати зліва два електрони:



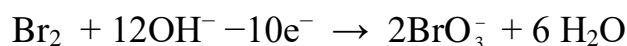
б) Скласти напівреакцію:



В цій напівреакції зв'язування атомів броду атомами кисню можливе тільки за допомогою гідроксид-іонів (лужне середовище). В результаті утворюється бромат-іон і молекули води:



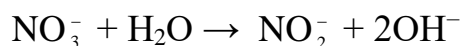
Щоб кількість зарядів з обох частинах була однакова, треба відняти зліва 10 електронів.



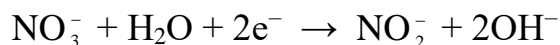
в) Скласти напівреакцію:



В цій напівреакції атом нітрат-іону зв'язується молекулою води і утворюється крім нітрит-іону ще й гідроксид-іони:



Складаємо баланс зарядів: зліва додамо два електрони.



Завдання 3.

Визначити стехіометричні коефіцієнти за допомогою методу електронного або електронно-іонного балансу. Вказати тип окисно-відновної реакції; обчислити молярні маси еквівалентів окисника та відновника цієї реакції, яка наведена в таблиці 3.

Зразок виконання завдання:

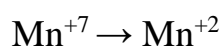
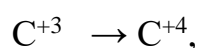
Визначити стехіометричні коефіцієнти за допомогою методу електронного або електронно-іонного балансу, вказати тип окисно-відновної реакції, визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника для хімічної реакції:



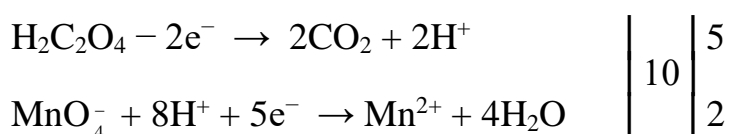
Таблиця 3

Варіант	Схема окисно-відновної реакції
1	$\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2	$\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3	$\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4	$\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5	$\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6	$\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
7	$\text{NaI} + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
8	$\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
9	$\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
10	$\text{Na}_2\text{MoO}_4 + \text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{MoCl}_2 + \text{AlCl}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
11	$\text{P} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
12	$\text{KCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{K}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
13	$\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
14	$\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$
15	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{HMnO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
16	$\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
17	$\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
18	$\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
19	$\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
20	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

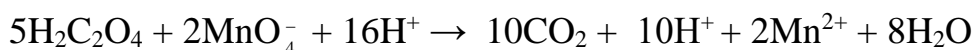
Ця реакція проходить у розчині, тому оформлення її рівняння зручніше зробити за методом електронно-іонного балансу (напівреакцій). Визначаємо і записуємо елементи, які змінюють ступінь окиснення (Карбон і Манган):



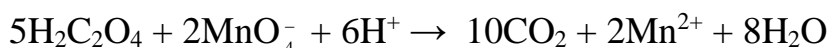
Тобто Карбон (C^{3+}), а значить і молекула $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ – відновник, а Манган (Mn^{+7}) і молекула KMnO_4 – окисник. $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ є слабким електролітом, а KMnO_4 – сильним. І тому він дисоціює у розчині на іони K^+ та MnO_4^- . Складемо напівреакції окиснення та відновлення з урахуванням матеріального балансу і балансу зарядів.



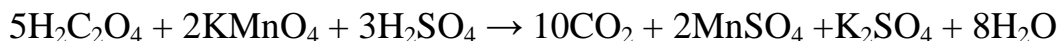
Сумуємо дві напівреакцій з урахуванням основних коефіцієнтів і одержуємо рівняння даної окисно-відновної реакції в іонному виді:



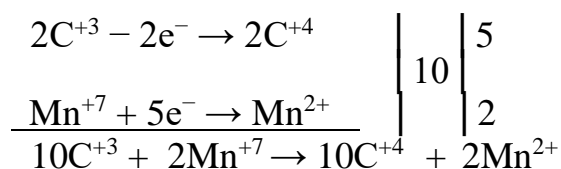
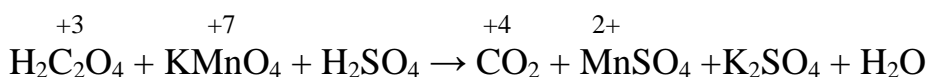
Скорочуючи іони Гідрогену справа і зліва отримуємо:



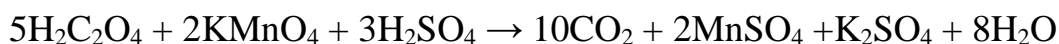
Розставляємо відповідні коефіцієнти в молекулярному рівнянні:



Можна розставити коефіцієнти в даному рівнянні і за допомогою методу електронного балансу. Але ж треба пам'ятати, що цим методом знаходяться коефіцієнти тільки перед окисником та відновником та їх зміненими формами



Інші коефіцієнти знаходяться шляхом звичайного добору.



Тип наведеної реакції – міжмолекулярна окисно-відновна реакція, оскільки окисник та відновник містяться в молекулах різних речовин.

Молярна маса еквівалента окисника чи відновника дорівнює відношенню його молярної маси до кількості електронів прийнятих або відданих однією молекулою окисника та відновника. Це відповідає загальному тлумаченню поняття «молярна маса еквівалента».

З наведених напівреакцій видно, що одна молекула KMnO_4 приймає 5 електронів, а одна молекула $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ віддає 2 електрони.

Проводимо розрахунок:

$$M_r(\text{KMnO}_4) = 39 + 55 + 16 \cdot 4 = 158 \text{ (г/моль)}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 1 \cdot 2 + 12 \cdot 2 + 16 \cdot 4 = 90 \text{ (г/моль)}$$

$$M_E(\text{KMnO}_4) = \frac{158}{5} = 31,6 \text{ (г/моль-екв)}$$

$$M_E(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{90}{2} = 45 \text{ (г/моль-екв)}$$

Завдання 4.

Закінчити рівняння окисно-відновних реакцій, які наведено в табл.4 і розставити коефіцієнти за допомогою одного з двох відомих вам методів.

Таблиця 4.

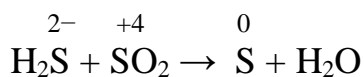
Варіант	Окисно-відновні реакції
1.	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{MnO}_2 \rightarrow$
2.	$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{S} \rightarrow$
3.	$\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$
4.	$\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
5.	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \dots$
6.	$\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow$
7.	$\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
8.	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
9.	$\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$
10.	$\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
11.	$\text{C} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$
12.	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$
13.	$\text{O}_2 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$
14.	$\text{FeSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
15.	$\text{NaAsO}_2 + \text{I}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \dots$
16.	$\text{HBr} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \dots$
17.	$\text{HCl} + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$
18.	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \dots$
19.	$\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{SO}_2 + \dots$
20.	$\text{KI} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$

Зразок виконання завдання:

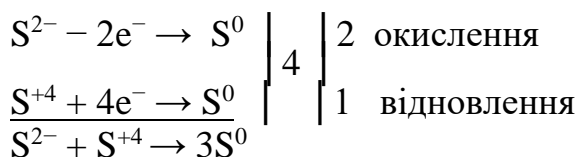
Закінчити рівняння окисно-відновної реакції:



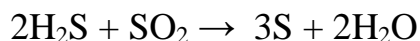
Аналіз реакції показує, що електронноактивним елементом є Сульфур. В сірководні його ступінь окислення найнижча -2 і тому він є відновником. Зрозуміло, що оксид Сульфуру (IV) – окисник. Продуктами реакції повинні бути Сульфур зі ступенем окислення 0 та вода.



Розставити коефіцієнти зручно за методом електронного балансу:



Або у молекулярному вигляді:



Список літератури:

1. Карнаухов О.І., Мельничук Д. О., Чобітько К.О., Копілевич В.А. Загальна та біонеорганічна хімія: Київ: Фенікс, 2001, 578с.
2. Хомченко Г.П., Цитович И.К. Неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1988, 368с.
3. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Київ: Ірпінь. 1998, 480с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. М.: Высш. шк., 1977, 350с.
5. Глинка Н.А. Задачи и упражнения по общей химии. Л.: Химия, 1986, 256с.
6. Князев Д.А., Смарыгин С.М.. Неорганическая химия. Учебник вузов по спец. «Агрохимия и почвоведение». М.: Высшая школа, 1990, 430с.
7. Кудрявцев А.А. Составление химических уравнений. М.: Высш.шк., 1979, 348с.

Завдання 1.

Які з хімічних речовин або частинок, що наведені в таблиці 1, можуть мати властивості безумовних окисників; безумовних відновників; як окисників, так і відновників?

Таблиця 1.

Варіант	Хімічні частинки
1	NH_3 ; N_2 ; Ni; CrO_3 ; SO_2
2	HBrO_3 ; SO_3 ; H_2 ; HClO_4 ; Na
3	K_2CrO_4 ; SO_3 ; S; PbO_2 ; KMnO_4 ; Cu_2O
4	KCrO_2 ; F_2 ; Br^- ; H_2SO_4 ; MnO_2
5	Fe; NO_3^- ; Cl_2 ; H_2S ; NO_2
6	NH_4^+ ; NaNO_2 ; KI; O_2 ; Co
7	Mg; Na_2CrO_4 ; Fe^{3+} ; CO_2 ; F^-
8	Pb^{2+} ; Mn; I_2 ; CuO ; KClO
9	H_2SO_3 ; Mn^{2+} ; HBrO_3 ; H_2S ; FeCl_3
10	HNO_3 ; S; K; V_2O_5 ; KI
11	KMnO_4 ; S^{2-} ; MnO_2 ; C; Ag
12	NH_3 ; CO; HNO_2 ; Zn; O_3
13	Na_2SO_3 ; Be; NO; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; Br_2
14	HNO_3 ; H_2 ; CrO_2^- ; Ag_2O ; Al
15	B; H_2O_2 ; PO_4^{3-} ; HCl; SO_3
16	KClO_4 ; F_2 ; Al^{3+} ; HBr; Na_2SO_3
17	MnO_4^- ; Cu; HClO ; K_2CrO_4 ; P_2O_5
18	I_2 ; Mg^{2+} ; Si; H_2O_2 ; Na_2FeO_4
19	Fe; SO_4^{2-} ; Mn_2O_7 ; H_2 ; HI
20	Al^{3+} ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; NO_2 ; Pb; H_2S

Зразок виконання завдання:

Які з хімічних речовин або частинок, що наведені в таблиці 1, можуть мати властивості безумовних окисників; безумовних відновників; як окисників, так і відновників: K_3AsO_4 ; Mg; N^{3-} ; S?

Окисно-відновні властивості хімічних елементів та речовин (іонів), які вони можуть утворювати, залежать від їх розташування в Періодичній системі Менделєєва, а також від ступеня окислення даного атома (в наведеному прикладі це As, Mg, N, S).

Ступінь окислення атома Арсеніуму в K_3AsO_4 дорівнює +5. Це означає, що Арсеніум віддав всі свої валентні електрони, таким чином виник вищий ступінь окислення, який відповідає номеру групи. Будова електронної оболонки атома Арсеніуму зі ступенем окислення +5 схожа на оболонку атома Аргону. Тому атом Арсеніуму може тільки приймати електрони, тобто бути безумовним окисником.

В нітрид-іоні N^{3-} негативний заряд свідчить про наявність трьох надлишкових електронів (найнижчий ступінь окислення). Тобто електронна будова N^{3-} повністю відповідає будові електронної оболонки атом Аргону. Тому нітрид-іон може лише віддавати електрони і є тільки відновником.

Нейтральні атоми Магнію та Сульфуру мають різні окисно-відновні властивості. Нейтральний атом Магнію, як і всіх інших металів, може тільки віддавати електрони (нульовий ступінь окислення є найнижчим) і бути безумовним відновником.

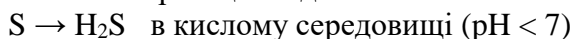
Нейтральний атом Сульфуру, як і інших неметалів (крім Флуору) може мати і окисні, і відновні властивості залежно від властивостей речовин, з якими він взаємодіє, тобто може бути і окисником, і відновником.

Завдання 2.

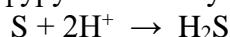
Скласти рівняння напівреакцій окислення або відновлення (табл.2) залежно від характеру середовища розчину.

Зразок виконання завдання:

а) Скласти напівреакцію відновлення:



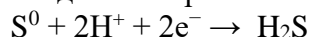
Ця вправа виконується тільки методом електронно-іонного балансу (напівреакцій). Спочатку складається матеріальний баланс таким чином, щоб кількість атомів кожного елемента в лівій та правій частинах була однаковою з урахуванням реально існуючих частинок (зв'язати атоми Сульфуру в кислому середовищі можна тільки катіонами Гідрогену).



Таблиця 2.

Варіант	Схеми напівреакцій		
	pH < 7	pH = 7	pH > 7
1	$ZnO_2^{2-} \rightarrow Zn$	$PbO_2 \rightarrow Pb^{2+}$	$ClO_4^- \rightarrow Cl^-$
2	$I_2 \rightarrow IO_3^-$	$Br_2 \rightarrow BrO^-$	$MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{2-}$
3	$SeO_3^{2-} \rightarrow Se$	$MoO_4^{2-} \rightarrow MoO_2$	$CrO_2^- \rightarrow CrO_4^{2-}$
4	$NO_3^- \rightarrow NO$	$BrO_3^- \rightarrow Br^-$	$Cl_2 \rightarrow ClO^-$
5	$IO^- \rightarrow I^-$	$NO_2^- \rightarrow NO$	$S \rightarrow SO_3^{2-}$
6	$TiO_3^{2-} \rightarrow Ti^{2+}$	$I_2 \rightarrow I^-$	$NO \rightarrow NO_3^-$
7	$SO_4^{2-} \rightarrow SO_3^{2-}$	$Mn^{2+} \rightarrow MnO_2$	$AsO_2^- \rightarrow ArO_4^{3-}$
8	$SO_3^{2-} \rightarrow S^{2-}$	$ArO_4^{3-} \rightarrow AsO_2^-$	$S \rightarrow SO_4^{2-}$
9	$PbO_2 \rightarrow Pb$	$SO_3^{2-} \rightarrow S$	$SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$
10	$NO_3^- \rightarrow NO_2^-$	$I_2 \rightarrow IO_3^-$	$CrO_2^- \rightarrow CrO_4^{2-}$
11	$ClO_3^- \rightarrow Cl^-$	$NO_3^- \rightarrow NO$	$CrO_3^{3-} \rightarrow CrO_4^{2-}$
12	$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$	$H_2S \rightarrow SO_4^{2-}$	$ClO_3^- \rightarrow Cl^-$
13	$BrO_4^- \rightarrow Br_2$	$Cl_2 \rightarrow Cl^-$	$MnO_2 \rightarrow MnO_4^{2-}$
14	$H_2O_2 \rightarrow H_2O$	$MnO_4^- \rightarrow MnO_2$	$CrO_2^- \rightarrow CrO_4^{2-}$
15	$PbO_2 \rightarrow Pb$	$ClO_4^- \rightarrow Cl^-$	$Bi_2O_3 \rightarrow BiO_3^-$
16	$ClO^- \rightarrow Cl^-$	$MnO_4^- \rightarrow MnO_2$	$S^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$
17	$ClO_3^- \rightarrow Cl_2$	$O_2 \rightarrow OH^-$	$NH_3 \rightarrow NO_2^-$
18	$MnO_2 \rightarrow Mn^{2+}$	$Br_2 \rightarrow Br^-$	$MoO_2^- \rightarrow MoO_4^{2-}$
19	$O_2 \rightarrow H_2O$	$ClO^- \rightarrow Cl^-$	$Zn \rightarrow ZnO_2^{2-}$
20	$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$	$BrO_3^- \rightarrow Br_2$	$SO_2 \rightarrow SO_4^{2-}$

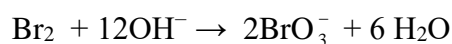
Потім складається баланс зарядів: в лівій частині сумарний заряд всіх реальних хімічних частинок дорівнює 2+, а в правій частині – 0. Щоб кількість зарядів була однаковою з обох сторін треба додати зліва два електрони:



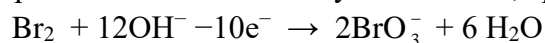
б) Скласти напівреакцію:



В цій напівреакції зв'язування атомів броду атомами кисню можливе тільки за допомогою гідроксид-іонів (лужне середовище). В результаті утворюється бромат-іон і молекули води:



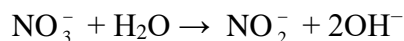
Щоб кількість зарядів з обох частинах була однаковою, треба відняти зліва 10 електронів.



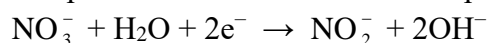
в) Скласти напівреакцію:



В цій напівреакції атом нітрат-іону зв'язується молекулою води і утворюється крім нітрит-іону ще й гідроксид-іони:



Складаємо баланс зарядів: зліва додамо два електрони.



Завдання 3.

Визначити стехіометричні коефіцієнти за допомогою методу електронного або електронно-іонного балансу. Вказати тип окисно-відновної реакції; обчислити молярні маси еквівалентів окисника та відновника цієї реакції, яка наведена в таблиці 3.

Зразок виконання завдання:

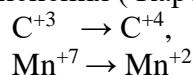
Визначити стехіометричні коефіцієнти за допомогою методу електронного або електронно-іонного балансу, вказати тип окисно-відновної реакції, визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника для хімічної реакції:



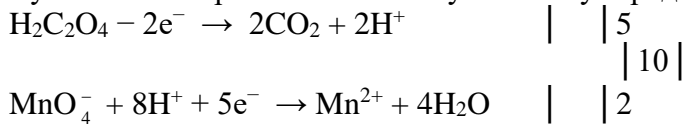
Таблиця 3

Варіант	Схема окисно-відновної реакції
1	$\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2	$\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3	$\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4	$\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5	$\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6	$\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
7	$\text{NaI} + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
8	$\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
9	$\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
10	$\text{Na}_2\text{MoO}_4 + \text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{MoCl}_2 + \text{AlCl}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
11	$\text{P} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
12	$\text{KCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{K}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
13	$\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
14	$\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$
15	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{HMnO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
16	$\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
17	$\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
18	$\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
19	$\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
20	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

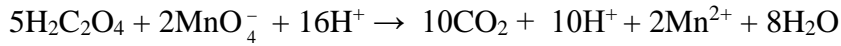
Ця реакція проходить у розчині, тому оформлення її рівняння зручніше зробити за методом електронно-іонного балансу (напівреакцій). Визначаємо і записуємо елементи, які змінюють ступінь окиснення (Карбон і Манган):



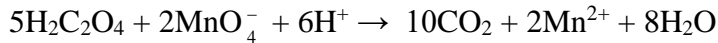
Тобто Карбон (C^{3+}), а значить і молекула $H_2C_2O_4$ – відновник, а Манган (Mn^{+7}) і молекула $KMnO_4$ – окисник. $H_2C_2O_4$ є слабким електролітом, а $KMnO_4$ – сильним. І тому він дисоціює у розчині на іони K^+ та MnO_4^- . Складемо напівреакції окиснення та відновлення з урахуванням матеріального балансу і балансу зарядів.



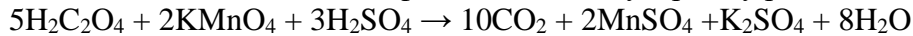
Сумуємо дві напівреакції з урахуванням основних коефіцієнтів і одержуємо рівняння даної окисно-відновної реакції в іонному виді:



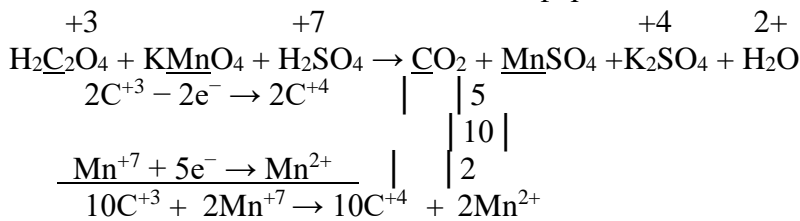
Скорочуючи іони Гідрогену справа і зліва отримуємо:



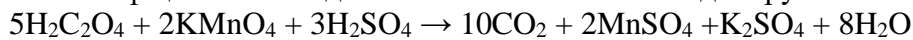
Розставляємо відповідні коефіцієнти в молекулярному рівнянні:



Можна розставити коефіцієнти в даному рівнянні і за допомогою методу електронного балансу. Але ж треба пам'ятати, що цим методом знаходяться коефіцієнти тільки перед окисником та відновником та їх зміненими формами



Інші коефіцієнти знаходяться шляхом звичайного добору.



Тип наведеної реакції – міжмолекулярна окисно-відновна реакція, оскільки окисник та відновник містяться в молекулах різних речовин.

Молярна маса еквівалента окисника чи відновника дорівнює відношенню його молярної маси до кількості електронів прийнятих або відданих однією молекулою окисника та відновника. Це відповідає загальному тлумаченню поняття «молярна маса еквівалента».

З наведених напівреакцій видно, що одна молекула $KMnO_4$ приймає 5 електронів, а одна молекула $H_2C_2O_4$ віддає 2 електрони.

Проводимо розрахунок:

$$M_r(KMnO_4) = 39 + 55 + 16 \cdot 4 = 158 \text{ (г/моль)}$$

$$M_r(H_2C_2O_4) = 1 \cdot 2 + 12 \cdot 2 + 16 \cdot 4 = 90 \text{ (г/моль)}$$

$$M_E(KMnO_4) = \frac{158}{5} = 31,6 \text{ (г/моль-екв)}$$

$$M_E(H_2C_2O_4) = \frac{90}{2} = 45 \text{ (г/моль-екв)}$$