

Практичне заняття. 7.

Тема. ОКСИДАЦІЙНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ.

Мета. Навчитися визначати окисник і відновник в оксидційно-відновних реакціях (ОВР); визначати оксидційно-відновну здатність (ОВ) частинок у залежності від ступеня окиснення елементів і від положення елементів у періодичній системі Д.І. Менделєєва; підбирати коефіцієнти в рівняннях ОВР за методом електронно-іонного балансу; користуватися стандартними оксидційно-відновними потенціалами ($\varphi_{\text{ox/red}}$) для складання рівнянь ОВР; визначати напрямки ОВР за значенням електрорушійної сили реакції

Вступ.

Оксидційно-відновні та електрохімічні реакції є невід'ємною складовою практично всіх природних і виробничих процесів, зокрема, вони широко застосовуються для добування і синтезу речовин, що входять до складу сучасних матеріалів. Основною ознакою таких процесів є зміщення електронів до окисника (атома більш електронегативного елемента) або повне їх передавання. Причому на відміну від звичайних оксидційно-відновних реакцій, під час яких відбувається безпосередня передача електронів від відновника до окисника, особливістю електрохімічних процесів є просторове розділення процесів окиснення та відновлення. Зауважимо також, що оксидційно-відновною є будь-яка хімічна реакція за участю металів – основних компонентів металічних матеріалів.

Наприклад, електрохімічними процесами є добування металів за допомогою електролізу та їх руйнування внаслідок електрохімічної корозії. З огляду на поширення та важливість оксидційно-відновних і електрохімічних процесів вивчення особливостей їх перебігу дозволить хіміку краще зрозуміти сутність як методів добування речовин, так і способів поліпшення якостей металічних матеріалів за рахунок їх захисту від корозії.

План.

1. Характерні ознаки реакцій оксидції-відновлення
2. Основні поняття оксидційно-відновних процесів
3. Типові окисники та відновники
4. Типи оксидційно-відновних реакцій
5. Основні правила складання рівнянь окислювально-відновних реакцій

Приклади розв'язання типових задач і виконання завдань

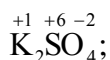
Приклад 1. Визначте ступені окиснення елементів у таких сполуках:

а) SO_2 ; б) K_2SO_4 ; в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; г) NH_4^+ ; д) NH_4NO_3 .

Розв'язання: а) за деяким винятком у більшості складних сполук ступінь окиснення атомів Оксигену О дорівнює -2. У молекулі SO_2 сумарне значення ступеня окиснення двох атомів О становить -4. З урахуванням електронейтральності речовини (алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів дорівнює нулю) зрозуміло, що ступінь окиснення атома Сульфуру повинен бути таким самим за абсолютною величиною (4), але протилежним за знаком, тобто дорівнювати +4:



б) ступені окиснення атомів О і К дорівнюють відповідно: -2 і $+1$. Оскільки у сполуці K_2SO_4 сумарне значення ступенів окиснення чотирьох атомів Оксигену становить -8 , а двох атомів Калію $+2$, ступінь окиснення атома Сульфуру дорівнює $+6$:

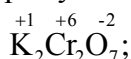


в) як і в попередньому прикладі, ступені окиснення атомів О і К у складній сполуці $K_2Cr_2O_7$ становлять відповідно: -2 і $+1$. Застосуємо розрахунковий метод обчислення, позначивши ступені окиснення атома Хрому через x . Запишемо суму ступенів окиснення атомів всіх елементів у молекулі:

$$2(+1) + 2x + 7(-2) = 0,$$

звідки $2x = +12$, а $x = +6$,

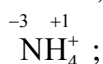
тобто ступінь окиснення одного атому Хрому $+6$.



г) у складних сполуках (за винятком гідридів активних металів) атоми Гідрогену Н виявлять ступінь окиснення $+1$. На відміну від розглянутих випадків щодо нейтральних молекул у йоні сума ступенів окиснення всіх атомів дорівнює не нулю, а заряду йона. Для йона амонію NH_4^+ :

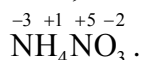
$$4(+1) + x = +1, \text{ звідки } x = -3.$$

Отже, ступінь окиснення Нітрогену дорівнює -3 ;



д) у попередньому прикладі встановлено, що ступені окиснення атомів елементів N і H у йоні амонію NH_4^+ становлять відповідно: -3 і $+1$. Оскільки заряд йона NH_4^+ дорівнює $+1$, то зрозуміло, що заряд сполученого з ним нітрат-іона NO_3^- повинен дорівнювати -1 . Тоді ступінь окиснення x атома N в NO_3^- дорівнює :

$$x + 3(-2) = -1, \text{ звідки } x = +5.$$

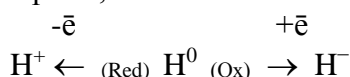


Приклад 2. Визначте ОВ властивості наступних частинок: Mg^{2+} , S^{2-} , H_2^0 , SO_3^{2-} , MnO_4^- , спираючись на ступені окиснення підкреслених елементів.

Розв'язання. а) Електронна формула атома магнію має вигляд $3s^2$, а частинки $Mg^{2+} - 3s^0$. Значить, $+2$ це вищий ступінь окиснення магнію, і іон Mg^{2+} може тільки приймати електрони і бути тільки окисником. (Ох) : $Mg^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Mg^0$.

б) S^{2-} : електронна формула атома сірки $- 3s^23p^4$. Можливі ступені окиснення сірки S^{-2} , S^0 , S^{+4} , S^{+6} . У частинці S^{2-} ($3s^23p^6$) сірка знаходиться у стані нижчого ступеня окиснення. Тому вона здатна тільки віддавати електрони і бути відновником (Red): $S^{2-} - n\bar{e} \rightarrow S^0, S^{+4}, S^{+6}$.

в) H_2^0 : електронна формула атома водню має вигляд $1s^1$. Можливі ступені окиснення водню: H^- , H^0 , H^+ . В молекулі H_2 виявляється проміжний ступінь окиснення водню. Вона може і віддавати, і приймати електрони, виявляючи окисно-відновну подвійність:

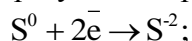


г) В іоні SO_3^{2-} сірка має проміжний ступінь окиснення $+4$. Значить, ця частинка може бути і окисником, і відновником.

д) MnO_4^- : марганець має вищий ступінь окиснення $+7$, і іон MnO_4^- є окисником.

Приклад 3. Заповніть пропуски в наведених схемах, зазначте процеси окиснення та відновлення: а) $S^0 + \dots \rightarrow S^{-2}$; б) $2O^{-2} - 4e^- \rightarrow \dots$

Розв'язання: а) У лівій і правій частинах схеми кількість атомів Сульфуру однакова, а ступінь окиснення зменшується на два. Зменшення ступеня окиснення відбувається за рахунок приєднання двох електронів у результаті процесу відновлення:

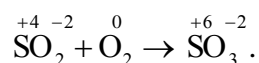


б) у лівій частині схеми міститься два атоми Оксигену зі ступенем окиснення -2 , тому сума їх ступенів окиснення становить -4 . Схема показує віддавання чотирьох електронів, що відповідає процесу окиснення, внаслідок якого сумарне значення ступеня окиснення у атомів Оксигену підвищується до 0 . Такий ступінь окиснення цей елемент має у простій речовині O_2 . Збільшення ступеня окиснення відбувається за рахунок втрати електронів у результаті процесу окиснення: $2O^{-2} - 4e^- \rightarrow O_2^0$.

Приклад 4. За наведеними схемами визначте тип окисно-відновної реакції:

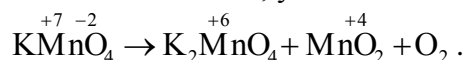
а) $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$; б) $KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$; в) $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$.

Розв'язання: а) визначаємо ступені окиснення елементів і відмічаємо ті, які змінили свій ступінь окиснення:



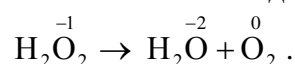
Елемент-окисник (O_2^0 , оскільки його атоми знижують ступінь окиснення) та елемент-відновник (S^{+4} , ступінь окиснення підвищується) входять до складу різних речовин, що свідчить про належність наведеної окисно-відновної реакції до міжмолекулярного типу;

б) визначаємо ступені окиснення тих елементів, у атомах яких відбулося їх змінення:



Атоми елементів окисника (Mn^{+7}) та відновника (O^{-2}) входять до складу однієї речовини, отже, це внутрішньомолекулярна окисно-відновна реакція;

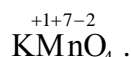
в) визначаємо ступені окиснення атомів елементів і відмічаємо ті, що змінилися:



Частина атомів Оксигену (O^{-1}), що входить до складу однієї сполуки, окиснюється (до O_2^0), а інша частина – відновлюється (до O^{-2}). Отже, це окисно-відновна реакція диспропорціонування.

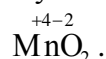
Приклад 5. Які з наведених речовин: $KMnO_4$, MnO_2 , KI - можуть виявляти: а) тільки окисні властивості; б) тільки відновні властивості; в) окисно-відновну двоїстість.

Розв'язання: а) визначаємо ступені окиснення атомів елементів у сполуці:



Елемент Mn перебуває у вищому ступені окиснення, який більше не може підвищуватися. Тому атоми Mn^{+7} не спроможні віддавати електрони, але здатні приєднувати їх, тобто речовина $KMnO_4$ за рахунок Mn^{+7} може виявляти тільки окисні властивості;

б) визначаємо ступені окиснення елементів у сполуці:



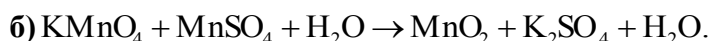
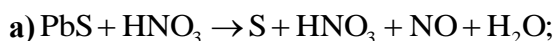
Елемент Mn у сполуці MnO₂ виявляє проміжний ступінь окиснення, тому він здатен як віддавати, так і приєднувати електрони. Отже, ця речовина за рахунок Mn⁺⁴ може виявляти окисно-відновну двоїстість;

в) визначаємо ступені окиснення елементів у сполуці:



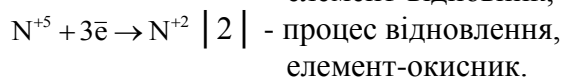
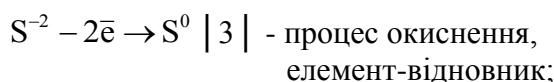
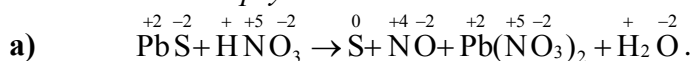
Атоми елемента I знаходяться у нижчому ступені окиснення, тому не можуть знижувати його ще сильніше (за рахунок приєднання електронів), але здатні підвищувати ступінь окиснення внаслідок віддавання електронів. Таким чином, речовина KI за рахунок I⁻¹ може виявляти тільки відновні властивості.

Приклад 6. На підставі методу електронного балансу розставте коефіцієнти в наведених схемах окисно-відновних реакцій, зазначте окисник і відновник, процеси окиснення та відновлення:



Розв'язання. Для того щоб розставити коефіцієнти у рівнянні хімічної реакції методом електронного балансу, дотримуються такого алгоритму:

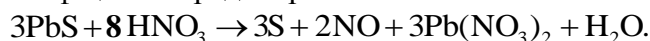
1. Визначають ступені окиснення елементів у речовинах і встановлюють, які елементи змінили свої ступені окиснення.
2. Складають схеми процесів окиснення і відновлення.
3. Підбираючи відповідні множники, зрівнюють кількість відданих та прийнятих електронів – складають електронний баланс.
4. Розставляють коефіцієнти в рівнянні хімічної реакції, спочатку зрівнюючи кількість атомів елементів, що змінили свій ступінь окиснення, потім елементів-металів, елементів-неметалів, серед яких, як правило, кількість атомів Оксигену зрівнюють в останню чергу.



Розставляємо коефіцієнти перед формулами речовин, які містять атоми елементів, що змінили свій ступінь окиснення. При цьому враховуємо, що серед продуктів реакції є атоми N⁺⁴ і N⁺⁵, тобто не всі атоми Нітрогену (в лівій частині рівняння N⁺⁵) змінили свій ступінь окиснення, тому отриманий за балансом для Нітрогену коефіцієнт 2 ставимо лише перед формулою NO:



Після цього підраховуємо загальну кількість атомів Нітрогену у формулах нітрогеновмісних сполук правої частини рівняння (оскільки у цій частині рівняння коефіцієнти перед сполуками, що містять Нітроген, розставлені): 2NO, 3Pb(NO₃)₂; вона дорівнює 8. Ставимо цей коефіцієнт перед нітратною кислотою:



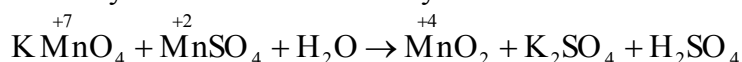
Видно, що кількість атомів Гідрогену у лівій частині рівняння дорівнює 8 (перед формулою HNO₃). Отже, перед формулою H₂O ставимо коефіцієнт 4:



Перевіряємо загальну кількість атомів Оксигену: у лівій і у правій частинах рівняння вона однакова і дорівнює 24. Коефіцієнти у рівнянні хімічної реакції розставлені правильно.

б) Аналіз схеми дозволяє зробити висновок, що ступені окиснення змінюються лише у атомів елемента Мангану, оскільки і в лівій, і в правій частинах рівняння реакції сульфат-

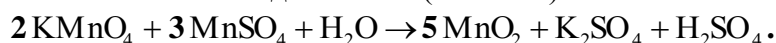
іон SO_4^{2-} залишається незмінним, а елементи К, О, Н входять до складу складних речовин і виявляють постійні, характерні для них ступені окиснення (+1, -2 і +1 відповідно). Тому є необхідність визначати ступінь окиснення лише у елемента Mn:



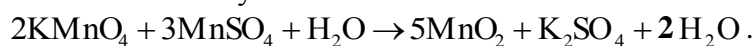
$\text{Mn}^{+7} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+4} \quad | \quad 2 \quad |$ – процес відновлення,
елемент-окисник;

$\text{Mn}^{+2} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+4} \quad | \quad 3 \quad |$ – процес окиснення,
елемент-відновник.

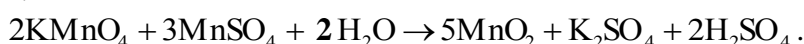
Розставляємо коефіцієнти, починаючи зі сполук, що містять атоми елемента Mn, який змінив свій ступінь окиснення. У лівій частині схеми перед формулою $\overset{+7}{\text{KMnO}_4}$, що містить $\overset{+7}{\text{Mn}}$, ставимо коефіцієнт 2, а перед формулою $\overset{+2}{\text{MnSO}_4}$, що містить $\overset{+2}{\text{Mn}}$, коефіцієнт 3. Тоді у правій частині схеми перед формулою $\overset{+4}{\text{MnO}_2}$, що містить $\overset{+4}{\text{Mn}}$, необхідно поставити коефіцієнт 5, який визначається сумою коефіцієнтів, отриманих в електронному балансі для процесів окиснення та відновлення ($2 + 3 = 5$):



Наступним кроком є розстановка коефіцієнтів перед формулами речовин з рештою елементів. Перевіряємо загальну кількість атомів елемента-металу К у лівій і правій частинах схеми: вона однакова і дорівнює 2. Для оптимізації процесу розстановки коефіцієнтів доречно ті фрагменти формул, що не змінилися протягом реакції, розглядати блоками: у даному випадку – це сульфат-іони SO_4^{2-} . Їх кількість у лівій частині схеми дорівнює 3 (3MnSO_4). Однак у правій частині сульфат-іони містяться у двох сполуках (K_2SO_4 , H_2SO_4). Щоб загальна кількість SO_4^{2-} у названих речовинах дорівнювала 3, слід поставити коефіцієнт 2 саме перед формулою H_2SO_4 , а не K_2SO_4 , оскільки кількість атомів елемента К збільшувати не можна:



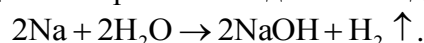
Тепер підраховуємо кількість атомів Гідрогену: у правій частині схеми воно дорівнює 4 ($2\text{H}_2\text{SO}_4$). Отже, перед формулою H_2O у лівій частині схеми ставимо коефіцієнт 2:



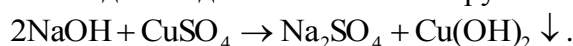
Перевіряємо загальну кількість атомів Оксигену без урахування числа тих атомів О, які входять до складу сульфат-іонів: у лівій (2KMnO_4 , $2\text{H}_2\text{O}$) і у правій (5MnO_2) частинах рівняння вона однакова і дорівнює 10. Отже, коефіцієнти у рівнянні хімічної реакції розставлені правильно.

Приклад 7. Які процеси будуть спостерігатися, якщо шматочок натрію помістити у розчин мідного купоросу?

Розв'язання. Як впливає з ряду електрохімічних напруг металів, натрій є набагато активнішим від міді, однак при його контакті з розчином мідного купоросу Na взаємодіє не з CuSO_4 , а з водою. Отже, буде спостерігатися виділення водню:

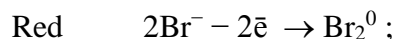
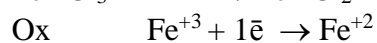
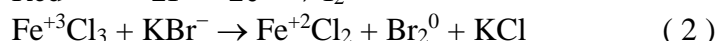


Крім того, натрій гідроксид, що при цьому утворюється, почне реагувати з купрум (II) сульфатом, внаслідок чого випадає осад блакитного кольору:



Приклад 8. Визначте, яка із двох речовин: KBr чи KI може відновити FeCl_3 ?

Розв'язання. а) Пишемо рівняння реакцій, визначаємо окисник і відновник і складаємо електронні рівняння напівреакцій окиснення і відновлення:



б) З таблиці стандартних ОВ-потенціалів, виписуємо значення потенціалів окисника і відновника :

$$(\text{Ox}) \quad \varphi^\circ(\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}^{+2}) = +0,77 \text{ В};$$

$$(\text{Red}) \quad \varphi^\circ(\text{I}_2/2\text{I}^-) = +0,53 \text{ В}; \quad \varphi^\circ(\text{Br}_2/2\text{Br}^-) = +1,09 \text{ В};$$

в) В реакції (1) потенціал окисника більший за потенціал відновника, а їх різниця ($E = \varphi^\circ_{\text{Ox}} - \varphi^\circ_{\text{Red}} = 0,77 - 0,53 = 0,24 \text{ В}$) більша за нуль. Значить, KI може відновити FeCl₃. В реакції (2) потенціал окисника менший за потенціал відновника ($0,77 < 1,09$), значення E від'ємне і реакція (2) неможлива. KBr не може бути відновником відносно FeCl₃. Реакція (2) може самочинно протікати у зворотному напрямку (Br₂ окиснює FeCl₂).

Приклад 9. Скласти рівняння реакції $\text{Na}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

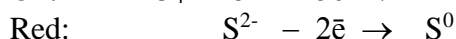
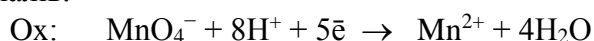
Розв'язання. а) Сильні електроліти у розчинах існують у вигляді іонів. В нашому випадку це: катіони – Na⁺, K⁺, H⁺ та аніони – S²⁻, MnO₄⁻, SO₄²⁻. Їм відповідають наступні ОВ-системи та стандартні потенціали $\varphi^\circ(\text{В})$:

K ⁺ /K ⁰	Na ⁺ /Na ⁰	S ⁰ /S ²⁻	2H ⁺ /H ₂ ⁰	SO ₄ ²⁻ /...	MnO ₄ ⁻ /Mn ²⁺
-2,93	-2,71	-0,48	0	+(0,17÷0,36)	+1,51

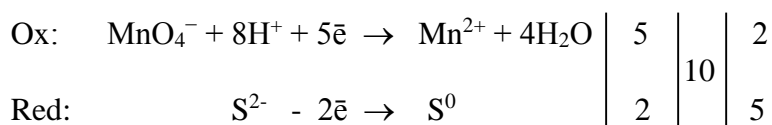
б) *Вибір окисника.* Потенційними окисниками в даній системі можуть бути всі катіони та аніони за винятком S²⁻(HCO). Але в ролі окисника виступає частинка, що входить в систему з найбільшим ОВ-потенціалом. У даному випадку окисником є іон MnO₄⁻ (окиснена форма системи MnO₄⁻/Mn²⁺).

в) *Вибір відновника.* Звичайно відновником є частинка, що входить в ОВ-систему з найменшим ОВ-потенціалом. Для даної системи відновник тільки один – сульфід-іон S²⁻.

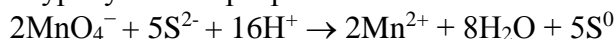
г) Виписуємо рівняння напівреакцій окиснення та відновлення із таблиці ОВ-потенціалів.



д) Складаємо електронний баланс:



Сумарне рівняння ОВР в іонно-молекулярному вигляді отримуємо складанням рівнянь напівреакцій з урахуванням розрахованих множників:



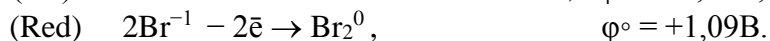
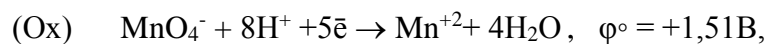
е) Складаємо рівняння реакції у молекулярному вигляді. Кожен іон має бути зв'язаний у молекулу з іоном протилежного знаку. У ліву частину рівняння відповідно умові необхідно додати 2K⁺, 10Na⁺, 8SO₄²⁻, що дає 2KMnO₄ + 5Na₂S + 8H₂SO₄. Таку ж кількість іонів необхідно додати до правої частини рівняння. Із них 2SO₄²⁻ зв'яжуть 2Mn²⁺ з утворенням 2MnSO₄. Іони, що залишились (2K⁺, 10Na⁺, 6SO₄²⁻), зв'язуються у сульфати калію та натрію (K₂SO₄, 5Na₂SO₄). Повне рівняння має вигляд:



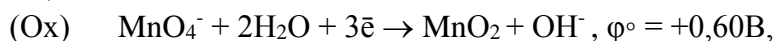
Приклад 10. Визначте, у якому середовищі (нейтральному чи кислому) можна відновити KMnO_4 бромідом калію KBr .

Розв'язання. Користуючись таблицею стандартних ОВ потенціалів, випишемо ОВ пари для реакцій взаємодії KMnO_4 з KBr у кислому і нейтральному середовищах.

Кисле середовище:



Нейтральне середовище:

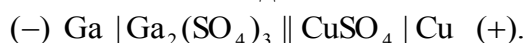


Із значень потенціалів виходить, що у нейтральному середовищі потенціал гіпотетичного окисника менший за потенціал відновника, значить реакція неможлива. Складаємо рівняння реакції у кислому середовищі (розведеної сірчаної кислоти) і підбираємо коефіцієнти:

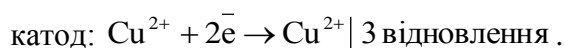
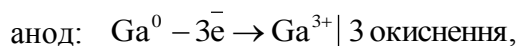


Приклад 11. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких галієвий електрод був би катодом, а в іншому – анодом. Зазначте напрямок електричного струму в зовнішньому ланцюзі. Складіть рівняння окисно-відновних напівреакцій, що відбуваються на електродах, та сумарні рівняння ОВР, які відповідають роботі гальванічних елементів.

Розв'язання. Стандартний електродний потенціал галію дорівнює $-0,529\text{В}$. Для складання схеми гальванічного елемента, в якому галій був би анодом, за катод необхідно вибрати метал із більшим значенням електродного потенціалу, який в електрохімічному ряді розміщується праворуч від галію. Таким металом може бути мідь, оскільки $\varepsilon_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,337\text{В}$. Тоді схема гальванічного елемента має вигляд

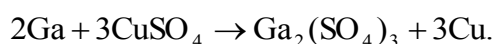


Внаслідок замикання зовнішнього ланцюга в мідно-галієвому елементі відбуваються електродні процеси:



Отже, електричний струм у зовнішньому ланцюзі переміщується від галієвого анода у бік мідного катода.

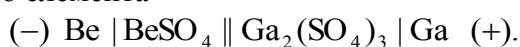
Сумарне рівняння ОВР



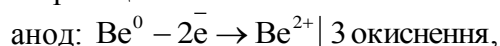
Для складання гальванічного елемента, в якому галій був би катодом, для анода треба вибрати метал, потенціал якого має менше значення, ніж потенціал галію, наприклад берилій, оскільки $\varepsilon_{\text{Be}^{2+}/\text{Be}}^0 = -1,847\text{В}$.

Необхідно зазначити, що використовувати у ролі анода лужні чи лужноземельні метали, які мають найменші значення ε^0 , недоцільно, тому що завдяки високій хімічній активності вони взаємодіятимуть з розчином електроліту.

Схема гальванічного елемента

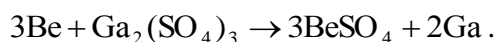


При замиканні зовнішнього ланцюга електричний струм проходить від берилію до галію, що відображається напівреакціями



катод: $\text{Ga}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Ga}^0$ | 3 відновлення.

Сумарне рівняння ОВР



Приклад 12. Для гальванічного елемента



розрахуйте стандартну електрорушійну силу E^0 , змінення енергії Гіббса ΔG і ЕРС, що виникає при використанні розчинів електролітів концентрацій $[\text{Ga}^{3+}] = 10^{-2}$ моль/л, $[\text{Be}^{2+}] = 10^{-4}$ моль/л.

Розв'язання. Стандартна ЕРС берилієво-галієвого елемента визначається різницею між стандартними потенціалами катода і анода: (додаток E):

$$E^0 = \varepsilon^0_{\text{Ga}^{3+}/\text{Ga}} - \varepsilon^0_{\text{Be}^{2+}/\text{Be}} = -0,529 - (-1,847) = 1,318 \text{ В.}$$

Змінення енергії Гіббса пов'язане з ЕРС таким співвідношенням:

$$\Delta G^0_{298} = -zFE^0,$$

де z – загальна кількість електронів, що беруть участь у сумарному окисно-відновному процесі, де для розглянутого випадку $n = 6$; F – стала Фарадея.

$\Delta G^0_{298} = -6 \cdot 96500 \cdot 1,318 = -763122 \text{ Дж/моль} = -763,1 \text{ кДж/моль}$. Від'ємне значення енергії Гіббса ($\Delta G^0_{298} < 0$) підтверджує самочинний перебіг електродних процесів при роботі берилієво-галієвого елемента.

Для знаходження ЕРС, яка виникає при використанні зазначених розчинів електролітів, спочатку необхідно розрахувати значення електродних потенціалів за рівнянням Нернста

$$E = \varepsilon^0 + \frac{RT}{z} \ln C = \varepsilon^0 + \frac{0,059}{z} \lg C.$$

При заданих концентраціях електроліту електродні потенціали дорівнюють:

$$\varepsilon_{\text{Ga}^{3+}/\text{Ga}} = -0,529 + \frac{0,059}{3} \lg 10^{-4} = -0,608 \text{ В,}$$

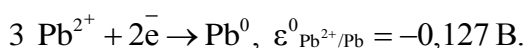
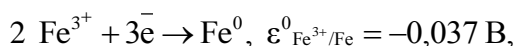
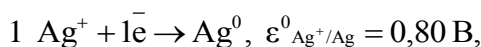
$$\varepsilon_{\text{Be}^{2+}/\text{Be}} = -1,847 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-3} = 1,935 \text{ В.}$$

Тоді ЕРС елемента

$$E^0 = \varepsilon^0_{\text{Ga}^{3+}/\text{Ga}} - \varepsilon^0_{\text{Be}^{2+}/\text{Be}} = -0,608 - (-1,935) = 1,327 \text{ В.}$$

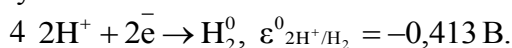
Приклад 13. Які продукти і в якій послідовності утворюються на катоді при електролізі водного розчину, що містить суміш солей: NaNO_3 , AgNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$?

Розв'язання. Порівнюючи стандартні електродні потенціали відповідних систем (додаток E) і беручи до уваги правила розрядки на катоді, відповідно до яких легше відновлюються катіони з вищим значенням стандартного електродного потенціала, можна визначити послідовність розрядки катіонів:



Після виділення перелічених металів розчин, який і спочатку мав кисле середовище внаслідок гідролізу солей

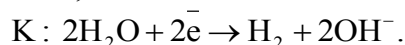
AgNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, стає ще кислішим, тому наступним процесом буде відновлення йонів Гідрогену за схемою



Катіони натрію, значення електродного потенціалу якого становить $-2,714 \text{ В}$, з водних розчинів відновлюватися не будуть.

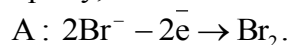
Приклад 14. Для якого електроліту – KBr чи $\text{Bi}(\text{NO}_3)_2$ – можна провести електроліз водного розчину, використовуючи: а) тільки інертні електроди; б) як інертний, так і розчинний аноди. Скласти схеми електролізу.

Розв'язання. З інертним анодом можна провести електроліз бромиду калію. Оскільки калій належить до дуже активних металів, то на катоді відновлюється вода



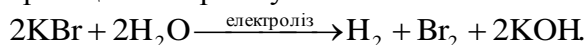
У прикатодному просторі накопичуються йони K^+ та OH^- , тому первинним продуктом електролізу на катоді є водень, а вторинним – KOH .

На аноді окиснюються йони бромиду, які належать безоксигенній кислоті

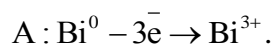
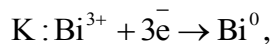


Продуктом електролізу є рідкий бром.

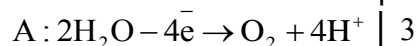
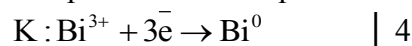
Сумарне рівняння реакції електролізу



Як матеріал для розчинного анода при електролізі водного розчину солі $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ необхідно взяти бісмут. Тоді напівреакції, що відображають сутність катодного і анодного процесів, мають такий вигляд:

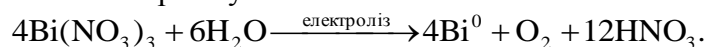


Електроліз цієї солі можна провести і на інертних електродах:



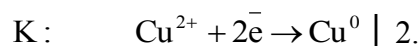
У прианодному просторі накопичуються йони NO_3^- і H^+ , тому вторинним продуктом електролізу є HNO_3 , а основними продуктами – бісмут і кисень.

Сумарне рівняння електролізу

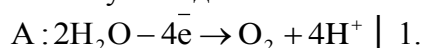


Приклад 15. Складіть рівняння реакцій, що відбуваються на інертних електродах під час електролізу розчину CuSO_4 . Розрахуйте, який об'єм газу (н. у.) виділиться на аноді при пропусканні через цей розчин електричного струму силою 2 А протягом $0,5$ години.

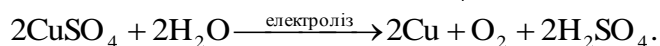
Розв'язання. Якщо $\varepsilon^0_{\text{Me}^{z+}/\text{Me}} < 0 \text{ В}$, то на катоді відновлюються катіони металу. Електродний потенціал $\varepsilon^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,337 \text{ В}$, тому на катоді відновлюються катіони. Електродний потенціал Cu^{2+} .



Згідно з правилами розрядки у розчинах на аноді аніони SO_4^{2-} не окиснюються, замість них окиснюються молекули води:



Сумарне рівняння електролізу водного розчину CuSO_4 :



За законом Фарадея розраховуємо об'єм кисню, що виділився на аноді:

$$V(\text{O}_2) = \frac{V_{\text{екв}}(\text{H}_2) \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{5,6 \text{ л} \cdot 2 \text{ А} \cdot 1800 \text{ с}}{96500 \text{ Кл/моль}} = 0,209 \text{ л}.$$

Приклад 16. Опишіть процеси, що відбуваються під час корозії цинку та нікелю, які контактують, зазначте катод та анод.

Розв'язання. Під дією окисника зовнішнього середовища кородує метал, який знаходиться в контакт з менш активною електропровідною сумішшю. Необхідною умовою кородування металу є вище значення потенціалу корозійного середовища порівняно з потенціалом металу:

ε^0 окисника $>$ ε^0 відновника. Слід пам'ятати, що для води

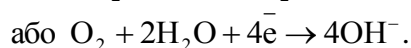
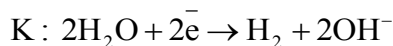
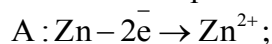
$\varepsilon^0 = -0,41 \text{ В}$, а для вологого повітря



Із зіставлення взаємного розміщення металів у ряді стандартних електродних потенціалів випливає, що цинк активніший, ніж нікель, тому при контакті Zn і Ni у вологому повітрі виникає корозійний гальванічний елемент, схему якого записують так:

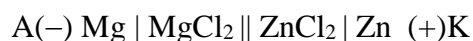


У даному корозійному гальванічному елементі роль анода відіграє більш активний цинк, він піддається окисненню. Катодом є менш активний нікель, на ньому проходить відновлення окисника із корозійного середовища, яким у даному прикладі є вологе повітря ($\text{O}_2, \text{H}_2\text{O}$). Запишемо схеми процесів, що відбуваються при цьому:

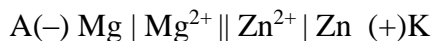


Приклад 17. Складіть схему магній-цинкового гальванічного елемента, опишіть його роботу і розрахуйте ЕРС за стандартних умов, а також за умов, коли магнієвий електрод занурений у $0,1 \text{ М}$ розчин солі MgCl_2 , а цинковий – в $0,01 \text{ М}$ розчин солі ZnCl_2 .

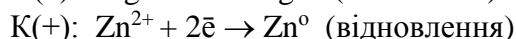
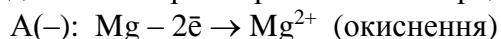
Розв'язання. а) З ряду напруг металів визначаємо, що у даному ГЕ Mg – анод (менша величина електродного потенціалу), а Zn – катод. Складаємо схему гальванічного елемента:



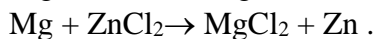
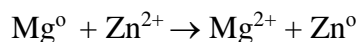
або в іонному вигляді:



б) Складаємо електронні рівняння електродних процесів:



і сумарне рівняння ОВ-реакції (іонно-молекулярне і молекулярне), що лежить в основі роботи даного гальванічного елемента:



в) Розраховуємо електрорушійну силу елемента E^0 за стандартних умов:

$$\varphi^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0) = -2,363 \text{ В}, \quad \varphi^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0) = -0,763 \text{ В},$$

$$E^0 = \varphi^0_{\text{к}} - \varphi^0_{\text{а}} = -0,763 - (-2,363) = 1,600 \text{ В}.$$

Обчислюємо E за умови, коли концентрація $MgCl_2$ дорівнює 0,1 моль/л, а концентрація $ZnCl_2$ – 0,01 моль/л. Для цього спочатку за рівнянням Нернста розрахуємо значення електродних потенціалів:

$$\varphi_{Mg^{2+}/Mg}^0 = -2,363 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -2,363 - 0,0295 = -2,393В.$$

$$\varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,763 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = -0,763 - 0,059 = -0,822В.$$

Із порівняння розрахованих потенціалів ($\varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 > \varphi_{Mg^{2+}/Mg}^0$) визначаємо, що магній залишається анодом, а цинк – катодом. Отже, E дорівнює:

$$E = \varphi_k - \varphi_a = -0,822 - (-2,393) = 1,571В.$$

Приклад 18. Розрахуйте ЕРС гальванічного елемента, що складається з двох свинцевих пластин, занурених у розчин $Pb(NO_3)_2$ з концентраціями $c_1 = 0,001$ і $c_2 = 0,1$ моль/л. Опишіть роботу даного ГЕ.

Розв'язання. а) Обчислимо потенціали електродів за рівнянням Нернста: $\varphi = \varphi_{Pb^{2+}/Pb}^0 + (0,059/2) \cdot \lg[Pb^{2+}]$. Тобто:

$$\varphi_1 = \varphi_{Pb^{2+}/Pb}^0 + 0,059/2 \cdot \lg c_1; \quad \varphi_2 = \varphi_{Pb^{2+}/Pb}^0 + 0,059/2 \cdot \lg c_2;$$

$$\varphi_1 = -0,13 + 0,059/2 \cdot \lg 10^{-3} = -0,219В;$$

$$\varphi_2 = -0,13 + 0,059/2 \cdot \lg 10^{-2} = -0,189В.$$

б) При порівнянні значень потенціалів бачимо, що електрод, занурений у розчин з меншою концентрацією іонів, має меншу величину електродного потенціалу (-0,219В), у даному ГЕ він виконує роль *анода*. Електрод, занурений у розчин з більшою концентрацією, що має більшу величину електродного потенціалу (-0,189В) – *катод*. Тобто, електрод, розміщений у більш розведеному розчині, розчиняється, і його іони переходять у розчин. Сам електрод при цьому заряджається негативно. На електроді, зануреному у більш концентрований розчин, осаджуються іони металу із розчину, і він заряджається позитивно. Отже, на обох електродах проходять процеси, що ведуть до зрівнювання концентрацій іонів у розчинах. Електрорушійна сила дорівнює:

$$E = -0,189 - (-0,219) = 0,030В.$$

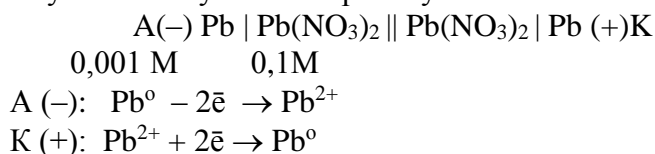
Після визначення катода і анода, виходячи з приведених вище міркувань, можна значно спростити розрахунки:

$E = \varphi_2 - \varphi_1 = \varphi_{Pb^{2+}/Pb}^0 + 0,059/2 \cdot \lg c_2 - \varphi_{Pb^{2+}/Pb}^0 - 0,059/2 \cdot \lg c_1$. Або для концентраційного елемента:

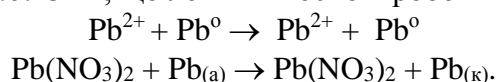
$$E = 0,059/2 \cdot \lg(c_2/c_1)$$

З останньої формули випливає, що ЕРС концентраційного елемента пропорційна логарифму відношення іонних концентрацій електроліту в обох напівелементах.

в) Складаємо схему ГЕ і описуємо його роботу:



Рівняння *струмоутворюючої* ОВР, що лежить в основі роботи ГЕ:



Приклад 19. Проаналізуйте механізм корозії сталі у вологому повітрі.

Розв'язання. Сталь складається з дрібних кристаликів заліза і цементиту – карбїду заліза Fe_3C . В цьому випадку анодні участки виникають на зернах заліза: $\varphi(Fe^{2+}/Fe^0) < \varphi(Fe^{2+}/Fe_3C)$, а катодні – на цементиті. У вологому повітрі окисником є молекулярний кисень:

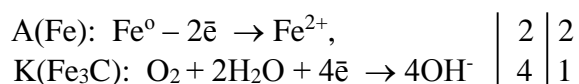
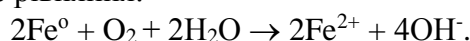


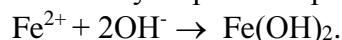
Схема мікрогальванічного елемента:



Сумарне іонно-молекулярне рівняння:



У воді на поверхні заліза іони Fe^{2+} і OH^- утворюють практично нерозчинний гідроксид:



В результаті в молекулярному вигляді маємо:



Далі атмосферний кисень частково окиснює нестійкий ферум (II) гідроксид у більш стійкий Fe(OH)_3 бурого кольору:



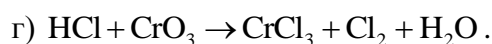
Література.

1. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедев.– Суми: Сумський державний університет, 2011. – 349 с. ISBN 978-966-657-338-7.
2. Методичні вказівки до практичних робіт з загальної хімії (для студентів усіх спеціальностей) (Уклад.: Т.М.Волох, Н.М.Максименко, В.В.Приседський, Л.І.Рубльова, С.Г.Шейко; Під ред. В.В.Приседського. – Донецьк: ДонНТУ, 2005. – 183 с.
3. Буря О.І., Повхан М.Ф., Чигвінцева О.П., Антрапцева Н.М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Дніпропетровськ: Наука і освіта, 2002. – 306 с.
4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – Москва: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.
5. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навчальний посібник. [для студ. інженер.–техн. спец. вищ. навч. закл.] / Віктор Іванович Кириченко; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №14/18.2–1285 від 03.06.2005]. – Київ: Вища шк., 2005. – 639с.: іл., 83 рис., 80 табл. – Інформаційне середовище: на поч. розд. – Контрол. запитання: після розд. – Структурно-логічні схеми: після розд. – Бібліогр.: с. 635 (22 назви). – ISBN 966-642-182-8.
6. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навчальний посібник / Михалічко Борис Миронович; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 1.4/18-Г-1180 від 22.11.2006]. – Київ: Знання, 2009. – 548 с. - Бібліогр.: с. 511 (21 назва). – Предм. покажч.: с. 543–548. – ISBN 978-966-346-712-2.
7. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /М.Е.Тамм, Ю.Д.Третьяков; - М.: Издательский центр «Академия», 2004.- 240 с. ISBN 5-7695-1446-9.
8. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004.-368 с. ISBN 5-7695-1436-9.
9. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.1 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-352 с. ISBN 5-7695-2532-0.
10. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.2 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-400 с. ISBN 5-7695-2533-9.

11. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах: Підручник. Частина II [для студ. вищ. навч. закл.] / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 212 від 03.06.1999]. – Київ: Пед. преса, 2000. – 784с.: іл., 125 рис., 63 табл. – Бібліогр.: с. 771 (28 назв). – Імен. покажч.: с.772–773. – Предметн. покажч.: с.774–783. – ISBN 955-7320-13-8.
12. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник [для студ. вищ. навч. закл.] / Неоніла Володимирівна Романова; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №13710594 від 30.06.1995]. – Київ: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2004. – 480с.: 54 рис., 30 табл. – Бібліогр.: с. 465 (25 назв). – Імен. покажч.: с. 466–467. – Предм. покажч.: с. 468–477. – ISBN 966-569-106-6.
13. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.

Запитання для самоперевірки.

1. Дайте означення поняття «ступінь окиснення». Сформулюйте основні правила визначення ступеня окиснення елементів у сполуках?
2. Схарактеризуйте процеси окиснення та відновлення. Наведіть приклади цих процесів.
3. Дайте визначення понять «окисник» та «відновник». Наведіть приклади типових окисників та відновників.
4. Як змінюється ступінь окиснення елемента в результаті: а) приєднання електронів; б) віддавання електронів?
5. Які речовини здатні вступати у реакції диспропорціонування?
6. Які речовини здатні підлягати внутрішньомолекулярним окисно-відновним реакціям?
7. Охарактеризуйте метод електронного балансу.
8. На яких припущеннях ґрунтується метод електронного балансу?
9. Наведіть формулювання першого і другого законів Фарадея та запис об'єднаного рівняння цих законів. Який фізичний зміст сталої Фарадея?
10. Які розрахунки можна провести за законом Фарадея?
11. Наведіть визначення понять: «електроліз», «процес окиснення», «процес відновлення».
12. Сформулюйте правила відновлення на катоді.
13. Сформулюйте правила окиснення на аноді.
14. Поясніть галузі застосування електролізу у промисловості.
15. Визначте ступені окиснення елементів у таких сполуках: NO_2 , H_2SO_4 ; K_2MnO_4 , SO_4^{2-} , NH_4NO_2 , NH_3 , H_2S , HClO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$, NO , H_2O_2 .
16. Визначте, які з наведених рівнянь хімічних реакцій є окисно-відновними:
 - а) $2\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$;
 - б) $\text{KI} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{AgI} \downarrow$;
 - в) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$;
 - г) $\text{SO}_3 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_4$.
17. Заповніть пропуски в наведених схемах, назвіть процеси окиснення та відновлення:
 - а) $\text{N}_2^0 \dots \rightarrow 2\text{N}^{+4}$;
 - б) $2\text{Cl}^{-1} \dots \rightarrow \text{Cl}_2^0$;
 - в) $2\text{H}^{+1} + 2\text{e}^- \rightarrow \dots$;
 - г) $\text{Al}^0 - 3\text{e}^- \rightarrow \dots$
18. За наведеними схемами рівнянь хімічних реакцій визначте типи окисно-відновних реакцій:
 - а) $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$;
 - б) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
 - в) $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + \text{KH}_2\text{PO}_2$;



19. Які з наведених речовин: PbO_2 , NH_3 , HNO_2 , Na_2S , Na_2SO_3 , HNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, PH_3 можуть виявляти: а) тільки окисні властивості; б) тільки відновні властивості; в) окисно-відновну двоїстість? Відповідь поясніть.
19. Визначте ступені окиснення елементів у таких сполуках: SO_2 , HNO_3 , KMnO_4 , PO_4^{3-} , NH_4NO_3 , PH_3 , KClO_3 , FeSO_4 , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, N_2 , KNO_2 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, CH_3COH , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$.
20. Заповніть пропуски в наведених схемах, назвіть процеси окиснення та відновлення:
 а) $\text{S}^0 \dots \rightarrow \text{S}^{+4}$; б) $\text{Cl}_2^0 \dots \rightarrow 2\text{Cl}^{+5}$;
 в) $\text{O}_2^0 + 4\text{e}^- \rightarrow \dots$; г) $\text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \dots$
21. За наведеними схемами рівнянь хімічних реакцій визначить типи окисно-відновних реакцій:
 а) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$;
 б) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 в) $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
 г) $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.
22. Які з наведених речовин: H_2S , H_2SO_4 , Fe ; SO_2 , HNO_3 , NH_3 , H_2O_2 ; N_2 можуть виявляти: а) тільки окисні властивості; б) тільки відновні властивості; в) окисно-відновну двоїстість? Відповідь поясніть.
23. До якого ступеня окиснення відновлюється Манган у складі калій перманганату: а) у кислому середовищі; б) у нейтральному середовищі; в) у лужному середовищі? Складіть схеми названих процесів, напишіть формули відповідних сполук Мангану.
24. Які максимальні і мінімальні значення ступенів окиснення є характерними для таких елементів: Fe , F , O , S , N , Mn , Cl ? Відповідь поясніть.
25. Які з перелічених йонів здатні виявляти відновні властивості: Cu^{2+} , Sn^{2+} , Cl^- , VO_3^- , S^{2-} , Fe^{2+} , Al^{3+} ? Відповідь поясніть.
26. Розставте коефіцієнти у схемах рівнянь хімічних реакцій методом електронного балансу, визначте тип ОВР:
 а) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$;
 б) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$;
 в) $\text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$;
 г) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{k}} \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
 д) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
 е) $\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{розб})} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
 ж) $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
 з) $\text{TiCl}_3 \rightarrow \text{TiCl}_2 + \text{TiCl}_4$;
 и) $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 к) $\text{KOH}_{(\text{гап})} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 л) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$;
 м) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 н) $\text{Au}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Au} + \text{O}_2$;
 о) $\text{HCl} + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

- п) $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$;
- р) $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + \text{KH}_2\text{PO}_2$;
- с) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$.
27. Розставте коефіцієнти у схемах рівнянь хімічних реакцій методом електронного балансу, визначте тип ОВР:
- а) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$;
- б) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{конц})} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- г) $\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
- д) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- е) $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 \downarrow + \text{KNO}_3 + \text{KOH}$;
- ж) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- з) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$;
- и) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$;
- к) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$;
- л) $\text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{PH}_3$;
- м) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$.
28. Розставте коефіцієнти методом електронного балансу у схемах рівнянь хімічних реакцій, в яких три елементи змінюють свій ступінь окиснення:
- а) $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$;
- б) $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$;
- в) $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
- г) $\text{V}_2\text{S}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_6\text{V}_{10}\text{O}_{28} + \text{S} + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.
29. Розставте коефіцієнти методом електронного балансу у схемах рівнянь хімічних реакцій, в яких беруть участь органічні речовини.
- а) $\text{CuO} + \text{C}_2\text{H}_5\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{COH} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{KMnO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COH} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + (\text{COOH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
30. У яких випадках під час електролізу водних розчинів солей: а) на катоді виділяється водень; б) на аноді виділяється кисень; в) склад електроліту не змінюється. Для кожного випадку наведіть по 2-3 приклади солей.
31. Складіть схеми катодного та анодного процесів і рівняння електролізу розплавів: а) калій хлориду; б) калій гідроксиду; в) алюміній хлориду.
32. Складіть схеми катодного та анодного процесів і рівняння електролізу розчинів: а) калій хлориду; б) калій нітрату; в) аргентум нітрату; г) купрум(II) сульфату.
33. Розчин містить катіони Zn^{2+} , Hg^{2+} , Ni^{2+} , Cr^{3+} в однаковій концентрації. В якій послідовності під час електролізу ці катіони будуть відновлюватися з суміші. Відповідь поясніть.
34. Розрахуйте об'єм кисню (н. у.), який виділиться при пропусканні електричного струму силою 6 А протягом 30 хвилин крізь водний розчин калій гідроксиду.
35. У яких випадках під час електролізу водних розчинів солей на катоді: а) відновлюються катіони металу; б) відновлюються катіони металу та катіони Гідрогену води. Для кожного випадку наведіть по 2-3 приклади солей.
36. Складіть схеми катодного та анодного процесів і рівняння електролізу розчинів: а) кальцій броміду; б) натрій сульфату; в) купрум(II) нітрату; г) цинк хлориду.

- 37 Розчин містить катіони Fe^{2+} , Ag^+ , Bi^{3+} , Pb^{2+} в однаковій концентрації. В якій послідовності під час електролізу ці катіони будуть відновлюватися з суміші? Відповідь поясніть.
- 38 Розрахуйте об'єм водню (н. у.), який виділиться при пропусканні електричного струму силою 3 А протягом 1 години крізь водний розчин сульфатної кислоти
- 39 Під час електролізу розчину хром(III) сульфату струмом силою 2 А маса катоду збільшилася на 8г. Протягом якого часу проводили електроліз?
- 40 Під час проходження електричного струму крізь розчин солі тривалентного металу струму силою 1,5 А протягом 30 хвилин на катоді виділилося 1,071 г металу. Визначте, який метал виділився на катоді.
- 41 Розрахуйте об'єм хлору (н. у.), що виділився на аноді з розчину натрій хлориду за 10 годин за наявності струму силою 30 А при виході хлору за струмом 90%.
37. Розрахуйте масу цинку, яка виділилася на катоді з розчину цинк сульфату через 15 хвилин після початку проведення електролізу за наявності струму силою 26,8 А при виході цинку за струмом 55%.
38. Вкажіть ОВ-властивості частинок: Cl_2 , Rb , K^+ , Sn^{2+} , SO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, O_2 .
39. Складіть рівняння реакції: $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \dots$; напишіть ОВ пари, визначте продукти реакції, підберіть коефіцієнти, розрахуйте E^0 за стандартних умов
40. Підберіть коефіцієнти в рівнянні:

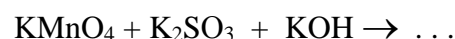
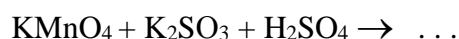


41. Користуючись таблицею стандартних електродних потенціалів, визначте, яка з даних реакцій можлива? Чому?



Що являється окисником в H_2SO_4 ?

42. Закінчіть рівняння реакції: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \dots$, випишіть ОВ-пари; підберіть коефіцієнти і обчисліть E^0 за стандартних умов.
43. Складіть рівняння реакції: $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \dots$, якщо дано, що $\text{Mn}^{+4} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+2}$. Визначте окисник і відновник в цій реакції, підберіть коефіцієнти.
44. Складіть рівняння реакцій:



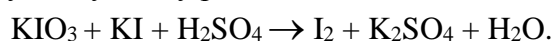
Підберіть коефіцієнти і визначте, в якому середовищі сильніше проявляється окисна здатність перманганату калію.

45. За наведеними напівреакціями окиснення і відновлення:



складіть рівняння реакції взаємодії міді з азотною кислотою. Підберіть коефіцієнти і розрахуйте E^0 за стандартних умов.

46. Підберіть коефіцієнти у наступному рівнянні:



Вкажіть окисник і відновник, складіть ОВ-пари. Розрахуйте масу йоду, що утворюється, якщо в реакцію вступає 42,8 г 10%-го розчину KIO_3 . Відповідь: 15,14 г.

47. Користуючись таблицею ОВ-потенціалів, складіть рівняння реакції перетворення Sn^{+2} в Sn^{+4} у лужному середовищі (KOH). Як окисник візьміть Br_2 . Підберіть коефіцієнти, розрахуйте E^0 за стандартних умов.

48. Методом напівреакцій доберіть коефіцієнти в окисно-відновних реакціях, визначте окисник, відновник, процеси окиснення та відновлення, вкажіть тип ОВР, обчисліть суму коефіцієнтів в іонно-молекулярному рівнянні:

