

Тема 5 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

- 1 Загальні уявлення про окисно-відновні реакції. Ступінь окиснення
- 2 Відновлювальна та окиснювальна здатність речовин
 - 2.1 Типові відновники
 - 2.2 Типові окисники
 - 2.3 Окисно-відновна двоїстість
- 3 Рівняння окисно-відновних реакцій
 - 3.1 Метод електронного балансу
 - 3.2 Типи окисно-відновних реакцій
- 4 Розв'язання типових задач
- 5 Висновки
- 6 Питання для самоперевірки

5.1 ЗАГАЛЬНІ УЯВЛЕННЯ ПРО ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ. СТУПІНЬ ОКИСНЕННЯ

У природі та техніці більшість реакцій супроводжується зміщенням чи повним передаванням електронів від одних взаємодіючих частинок до інших. Ці процеси мають надзвичайно важливе значення і являють собою особливий вид хімічної взаємодії, яка називається окисно-відновними реакціями.

Окисно-відновні реакції – це хімічні процеси, при яких відбуваються змінення ступенів окиснення у атомів одного чи декількох елементів.

Як приклад природних окисно-відновних реакцій можна навести процеси фотосинтезу, дихання та метаболізму, що відбуваються в живих організмах. У промисловості на основі окисно-відновних процесів базується безліч технологічних операцій, а саме: добування металів, виробництво кислот, лугів, солей та інших неорганічних і органічних сполук. Окисно-відновні реакції є невід'ємною складовою частиною електрохімічних процесів (електроліз, робота гальванічних елементів, акумуляторів, хемотронів тощо). Однак, крім позитивного, окисно-відновні реакції можуть інколи мати і негативне значення і бути причиною великих збитків. Наприклад, корозія металів, лісові пожежі, утворення шкідливих і токсичних речовин внаслідок згоряння палива при роботі ТЕЦ і двигунів внутрішнього згоряння, виробництві певних речовин.

Під час окисно-відновних реакцій змінюється валентний стан взаємодіючих атомів завдяки перерозподілу електронної густини при утворенні хімічних зв'язків, а це спричиняє зміну ступенів окиснення атомів.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в молекулі, який визначається, виходячи з припущення, що молекула складається з одноатомних іонів.

Знак заряду гіпотетичного іона встановлюється з урахуванням полярності ковалентного зв'язку та зміщення спільних електронних пар у бік атома більш електронегативного елемента, який набуває від'ємного ступеня окиснення, а атом з меншою електронегативністю – додатного.

Доречно згадати поняття «електронегативність».

Електронегативність χ – це величина, що характеризує здатність атома одного елемента зміщувати у свій бік від атома іншого елемента електронну густину зв'язку, що хімічно сполучає обидва атоми.

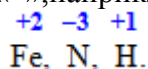
Внаслідок зміщення електронної густини на атомі елемента з більшою електронегативністю формується частковий негативний заряд, а на сполученому з ним

атомі іншого елемента – частковий позитивний заряд. За електронегативністю елементи розташовуються у ряд:

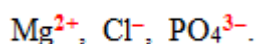
Rb, K, Na, Li, Ca, Mg, Be, In, Al, Sr, Ga, Sb, Si, B, As, H, Te, P, C, Se, I, S, Br, Cl, N, O, F

Збільшення електронегативності елементів \longrightarrow

Ступінь окиснення записується арабськими цифрами угорі над символом хімічного елемента з попереднім знаком «+» або «-», наприклад,

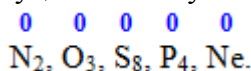


Слід зазначити, що заряди іонів у сполуках на відміну від ступеня окиснення записуються арабськими цифрами із знаком «+» або «-» після цифри і розміщуються угорі праворуч від символів хімічних елементів, наприклад,

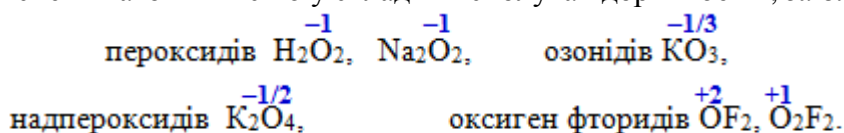


Для знаходження ступенів окиснення атомів елементів у сполуці спираються на певні **правила визначення ступенів окиснення**.

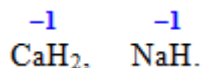
1. Атоми елементів у простій сполуці мають ступінь окиснення, що дорівнює нулю:



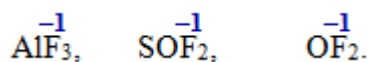
2. Ступінь окиснення атомів кисню у складних сполуках дорівнює -2, за винятком:



3. Атоми водню у складних сполуках мають ступінь окиснення +1, крім гідридів активних металів:



4. Атоми F як найбільш електронегативного елемента у складних сполуках завжди виявляють ступінь окиснення -1.



5. Ступінь окиснення атомів лужних металів у складних сполуках дорівнює +1, а лужноземельних – +2 (рис. 5.1).

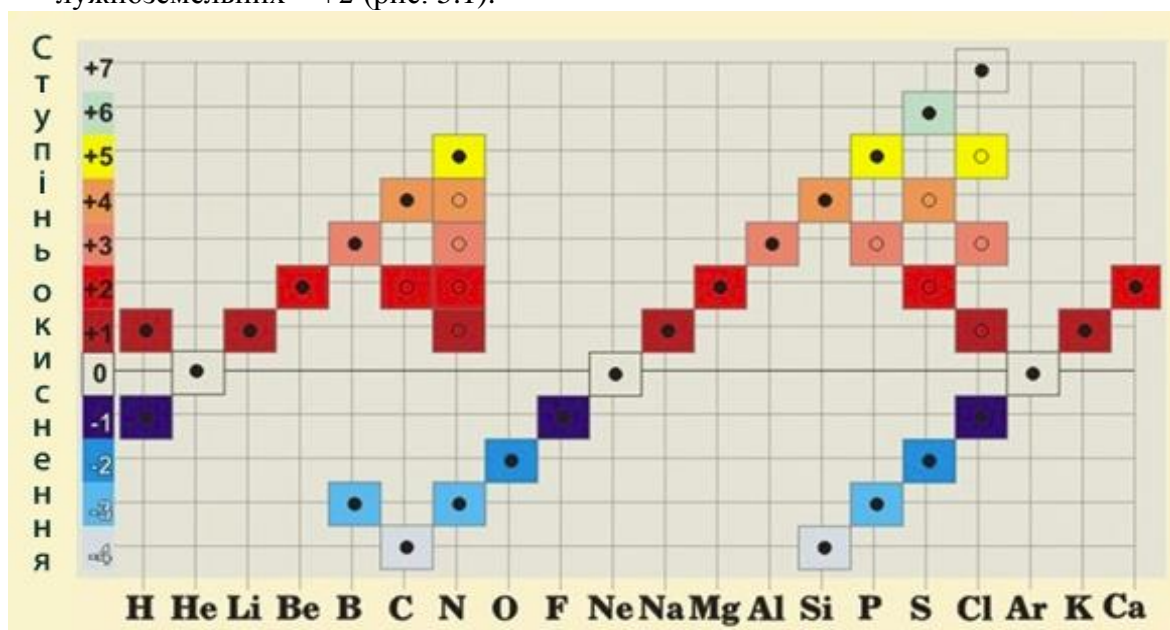


Рисунок 5.1 – Ступені окиснення атомів s- і p-елементів

(порядкові номери №№1–20)

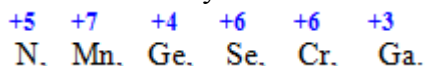
6. У нейтральних молекулах та кристалах алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів дорівнює нулю (рис. 5.2 а), а у будь-якому іоні – заряду іона (рис. 5.2 б). Виходячи з цього, визначаються ступені окиснення атомів усіх елементів у молекулі або іоні. Наприклад, ступені окиснення атомів S і Cr в молекулі BaSO₄ та в іоні Cr₂O₇²⁻ можна обчислити за методом простих алгебраїчних рівнянь з одним невідомим:

$$\begin{array}{l} +2 \quad x \quad -2 \\ \text{BaSO}_4 \quad +2 + x + 4 \cdot (-2) = 0, \quad x = -2 - 4 \cdot (-2) = +6, \\ \\ 2x \quad -2 \\ (\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-} \quad 2x + 7 \cdot (-2) = -2, \quad x = 1/2 (2 - 7 \cdot (-2)) = +6. \end{array}$$



Рисунок 5.2 – Схема алгоритму визначення невідомого ступеню окиснення на прикладі молекули CO₂ та іона SO₄²⁻

7. **Вищий (максимальний) ступінь** окиснення для атомів більшості елементів, за невеликим винятком (елементи VIII групи, F, O, Br) визначається за номером групи періодичної системи: *тах. ст.ок. = № групи*. Наприклад, елементи N, Mn, Ge, Se, Cr і Ga розміщуються відповідно у VA-, VIВ-, IVA-, VIA-, VIB- і IIIA-підгрупах, тому для кожного з них максимальний ступінь окиснення є таким:



Однак цьому правилу не підкоряється частина d-елементів (рис. 5.3), а також наведені нижче р-елементи, над символами яких зазначений максимальний ступінь окиснення:

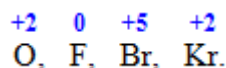
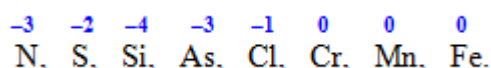


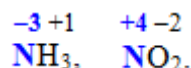


Рисунок 5.3 – Ступені окиснення d-елементів

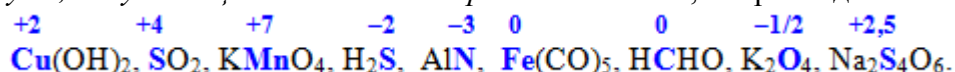
8. **Нижчий (мінімальний) ступінь окиснення** для атомів елементів IVA-VIIA-підгруп розраховується із співвідношення: $\text{min. ст.ок.} = (\text{№ групи} - 8)$, наприклад, селен є елементом VIA-підгрупи, тому його нижчий ступінь окиснення: $6 - 8 = -2$. Для d-елементів нижчий ступінь окиснення дорівнює нулю. Приклади мінімальних ступенів окиснення деяких елементів:



Розглянемо деякі особливості визначення ступенів окиснення на прикладі сполук NH_3 і NO_2 . В амоніаку атоми більш електронегативного елемента N мають більш негативний умовний заряд порівняно з атомами елемента H (значення електронегативностей цих елементів складають: $\chi_{(\text{N})} = 3,0$ і $\chi_{(\text{H})} = 2,1$). У нітроген (IV) оксиді більш електронегативним є кисень ($\chi_{(\text{O})} = 3,5$, $\chi_{(\text{N})} = 3,0$), тому атом N набуває вже позитивного ступеня окиснення:



У цілому ступінь окиснення атомів у сполуках може бути позитивним, негативним, дорівнювати нулю, набувати цілочислових або дробових значень, наприклад:



Ступінь окиснення не слід ототожнювати з валентністю атомів навіть тоді, коли їх абсолютні значення випадково збігаються. Валентність визначається кількістю зв'язків, якими даний атом сполучається з іншими атомами, тому вона не може мати від'ємних значень або дорівнювати нулю. Як приклад можна розглянути ряд органічних сполук, в яких чотиривалентний атом карбону виявляє різні ступені окиснення (в структурних формулах кожний зв'язок позначений рисочкою):

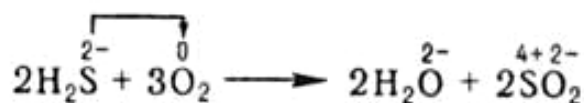
-4 CH_4	+4 CO_2	-1 C_2H_2	-2 CH_3OH	+2 HCOOH	-3 +3 CH_3COOH
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}-\text{C} \\ \\ \text{O}-\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{C} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{O}-\text{H} \end{array}$

З іншого боку, ступінь окиснення не має нічого спільного з дійсним, або *ефективним зарядом атомів* у сполуках. Наприклад, у сполуках $\text{Cr}^{+3}\text{Cl}_3$ і $\text{K}_2\text{Cr}^{+6}\text{O}_4$ атоми хрому (+3) і хрому (+6) мають ефективні заряди відповідно +1,2 і 0,2.

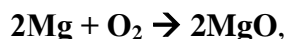
Необхідно пам'ятати, що ступінь окиснення є поняттям умовним і певною мірою формальним, однак широко використовується при вивченні окисно-відновних властивостей речовин, при встановленні коефіцієнтів, а також при стехіометричних розрахунках для окисно-відновних реакцій.

Більшість хімічних реакцій супроводжується зміною електронної густини або навіть електронних конфігурацій атомів реагуючих речовин, а це, в свою чергу, приводить до змінення ступенів окиснення елементів.

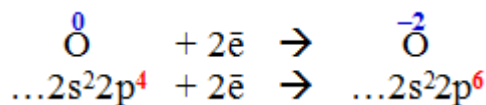
В окисно-відновних реакціях зміна ступенів окиснення зумовлена *зміщенням електронів* від атомів одного елемента до атомів іншого, але *формально* це *зміщення зручно вважати повним переходом електронів* від атомів одного елемента до атомів іншого, як це показано на схемі:



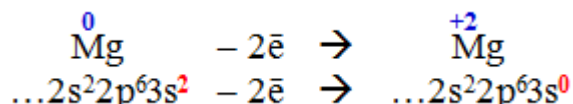
Для прикладу візьмемо горіння металевого магнію за рівнянням



яке супроводжується переходом двох електронів від атома магнію до атома кисню. Внаслідок приєднання двох електронів атоми кисню набувають стабільної електронної конфігурації, що складається з восьми електронів ($2s^2 2p^6$):



З іншого боку, в атомі магнію після втрати двох електронів з зовнішнього 3s-підрівня електронна конфігурація ($2s^2 2p^6$) теж стає стабільною:

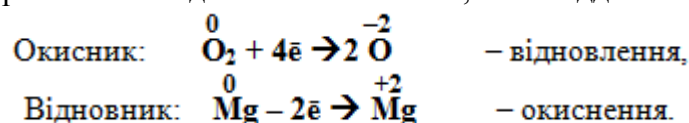


Процес віддавання атомом електронів, що супроводжується підвищенням ступеня окиснення, називається **окиснення**, а процес приєднання електронів, при якому ступінь окиснення зменшується, – **відновлення**.

Атом, який приєднує електрони і зменшує свій ступінь окиснення, називається **окисник**, а атом, що віддає електрони і підвищує свій ступінь окиснення, називається **відновник**.

Терміни «окисник» і «відновник» поширюються і на сполуки, що містять відповідно атоми-окисники і атоми-відновники.

Отже, при згорянні магнію речовиною-окисником є кисень, якій відновлюється внаслідок реакції, а речовиною-відновником – магній, який піддається окисненню:



Підвищення ступеню окиснення при віддаванні електронів і зниження ступеню окиснення при їх приєднанні зручно уявити, користуючись графічною шкалою (рис. 5.4) і пам'ятаючи про негативний заряд самих електронів.

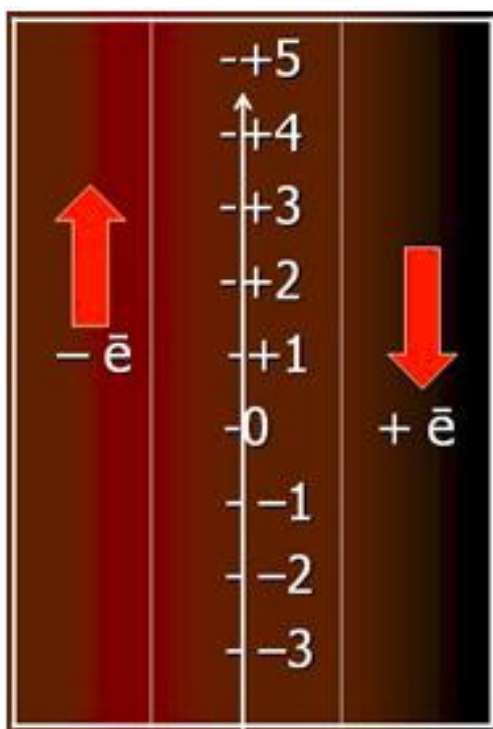


Рисунок 5.4 – Підвищення та зниження ступеню окиснення

Терміни «окиснення» і «відновлення» зберігаються і в тому випадку, коли електрони лише *зміщуються* від якогось атома (процес окиснення) або до нього (процес відновлення). Обидва процеси є обов'язковими та взаємозалежними складовими однієї загальної реакції і відбуваються одночасно, тому неможливий перебіг відновлення без окиснення і навпаки (рис. 5.5).



Рисунок 5.5 – Взаємозалежність процесів окиснення та відновлення

5.2 ВІДНОВЛЮВАЛЬНА І ОКИСНЮВАЛЬНА ЗДАТНІСТЬ РЕЧОВИН

Окисно-відновні властивості речовин залежать від багатьох чинників: будови атомів і положення елементів у періодичній системі, а також від значення ступеня окиснення елементів, що входять до складу сполуки (рис. 5.6).

Відновлювальні властивості								
Na^0	Al^0	Zn^0	H^0	Cu^0	I^0	Cl^0	Mn^{2+}	O^{2-}
Na^+	Al^{3+}	Zn^{2+}	H^+	Cu^{2+}	I^0	Cl^0	MnO_4^-	O^0
Окислювальні властивості								

Рисунок 5.6 – Порівняльна шкала для якісного оцінювання окисно-відновних властивостей деяких катіонів і аніонів

У малих періодах із зростанням порядкового номера елемента зменшується атомний радіус, а кількість валентних електронів на зовнішньому шарі збільшується, тому послаблюється здатність атома віддавати електрони і, навпаки, посилюється здатність приєднувати їх, тобто *відновні властивості зменшуються, а окисні – зростають*.

У головних підгрупах у міру збільшення заряду ядра зростає як кількість електронних шарів, так і радіус атома, зовнішні електрони розміщуються все далі від ядра і дужче екрануються внутрішніми електронними шарами. Через те полегшується віддавання електронів (отже, *посилюється відновна активність*) і ускладнюється їх приєднання (*послаблюються окисні властивості атомів елементів*).

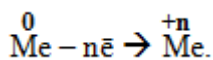
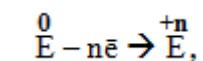
5.2.1 ТИПОВІ ВІДНОВНИКИ

До типових відновників належать такі групи сполук.

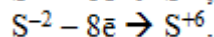
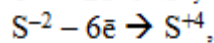
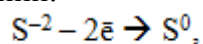
1. *Нейтральні атоми*, на зовнішньому рівні яких міститься невелика кількість електронів (1-4): *метали та деякі неметали* (H₂, B, C, Si). У цій групі відновників особливо важливими є метали ІА-, ІІА-підгруп, Al, Zn, Fe, а також лантаніди і актиноіди. *Відновні властивості металів у реакціях, що протікають у водних розчинах, зменшуються від початку до кінця певної послідовності, яка називається **ряд напруг металів***:

Li, Cs, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Be, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pb, Au.

У хімічних реакціях неметали E⁰ і метали Me⁰ віддають електрони і окислюються за однією з загальних схем:

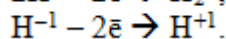
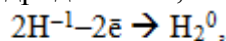


2. *Негативно заряджені іони неметалів Eⁿ⁻*, які здатні віддавати не тільки надлишкові електрони, але і власні електрони зі свого зовнішнього електронного шару. Наприклад, сульфід-іон може окислюватися до вільної сірки і навіть до більш високих ступенів окиснення, включаючи максимальний:

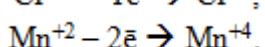
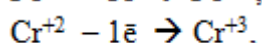
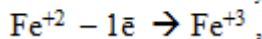
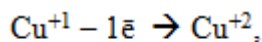


При однаковому негативному заряді відновна властивість іонів зростає із збільшенням атомного радіуса. Так, серед галогенід-іонів відновні властивості посилюються в ряді: Cl⁻¹ < Br⁻¹ < I⁻¹, а *фторид-іон F⁻¹ відновних властивостей взагалі не виявляє*.

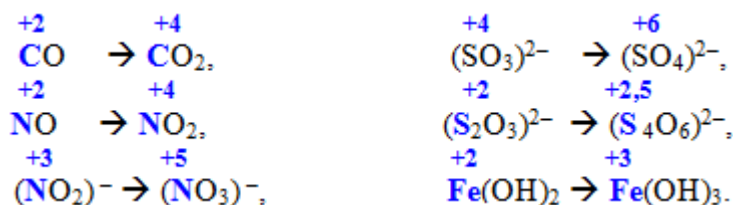
До цієї ж групи відновників належать також гідриди лужних та лужноземельних металів (NaN, CaH₂), що містять гідрид-іон H⁻¹, який легко окислюється:



3. *Іони деяких металів у низьких ступенях окиснення*, які здатні виявляти і більш високі ступені окиснення, наприклад:



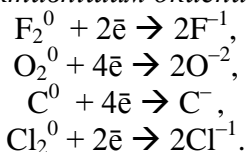
4. *Складні іони або молекули*, що містять атоми у проміжних ступенях окиснення, теж виявляють відновні властивості, наприклад:



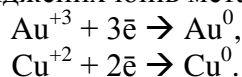
5.2.2 ТИПОВІ ОКИСНИКИ

До типових окисників належать такі групи сполук.

1. *Нейтральні атоми і молекули неметалів.* Найсильніші окисники серед простих речовин містяться у VIIA- і VIA-підгрупах (атоми цих елементів можуть приєднувати відповідно один або два електрони), а найслабкіші – атоми елементів IVA-підгрупи, яким до набуття стабільної електронної конфігурації необхідно приєднати аж чотири електрони. У межах однієї підгрупи із зростанням порядкового номера окисні властивості зменшуються. Так серед галогенів окислювальна здатність послаблюється в ряді: $\text{F}_2^0 > \text{Cl}_2^0 > \text{Br}_2^0 > \text{I}_2^0$, а *найактивнішим окисником є фтор.*

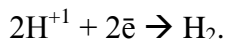


2. *Позитивно заряджені іони металів,* які здатні приєднувати електрони і відновлюватися. *Окисні властивості іонів металів у реакціях, що перебігають у водних розчинах, зменшуються від кінця ряду напруг до його початку,* тобто найсильнішими окисниками серед позитивно заряджених іонів металів є катіони золота (+3):

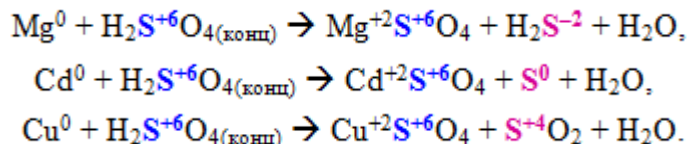


Якщо металу притаманні змінні ступені окиснення, то його *окиснювальна властивість тим сильніша, чим вищий ступінь окиснення виявляють атоми метала.* Наприклад, Cu^{3+} є більш сильним окисником, ніж Cu^{2+} .

3. *Позитивно заряджені іони гідрогену H^+ ,* що містяться у розчинах неокиснювальних кислот ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розв})}$, H_3PO_4 , HCl , HBr , H_2S , органічні кислоти), виявляють окисні властивості, тому можуть окислювати метали, які стоять у ряді напруг до водню, а самі при цьому відновлюються:



4. *Складні молекули чи іони,* що містять атоми елементів у *максимальному (або достатньо високому) ступені окиснення:* кислоти $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$ і HNO_3 та їх солі; іони ClO_3^- , MnO_4^- , MnO_4^{2-} , CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ тощо. При цьому глибина і характер відновлення залежать від умов реакції: типу відновника, концентрації реагенту, реакційного середовища, природи розчинника, температури. Наприклад, концентрована сульфатна кислота може відновлюватися різним чином залежно від положення металу в ряді напруг: *чим активніший метал і чим вища концентрація H_2SO_4 , тим глибше її відновлення,* яке відбувається за однією із схем:



Розведена нітратна кислота теж може відновлюватися металами до різних продуктів, які містять атоми N в невисоких ступенях окиснення, наприклад: N^{+2}O , N^{+1}_2O , N^0_2 , N^{-3}H_3 (або $\text{N}^{-3}\text{H}_4\text{N}^{+5}\text{O}_3$, якщо HNO_3 береться у надлишковій кількості). У цьому випадку спостерігається зворотна залежність: *чим активніший метал і чим сильніше розведена нітратна кислота HNO_3 , тим глибше вона відновлюється.*

Характер відновлення перманганат-іона (MnO_4^-) – сильного окисника, що широко застосовується в хімічних процесах, залежить від середовища (рис. 5.7): в кислому MnO_4^- відновлюється до Mn^{+2} , у нейтральному – до Mn^{+4} , у лужному – до Mn^{+6} .




Окисник	Середовище	Відновлена форма	Забарвлення продукта
$\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$ або в йонній формі MnO_4^-	Кисле середовище, зумовлене наявністю йонів H^+ (H_2SO_4)	Mn^{+2} (MnSO_4)	Безбарвний розчин 
	Нейтральне середовище, зумовлене наявністю H_2O	MnO_2	Бурий осад 
	Лужне середовище, зумовлене йонами OH^- (KOH , NaOH)	MnO_4^{2-} (K_2MnO_4)	Зелений розчин 

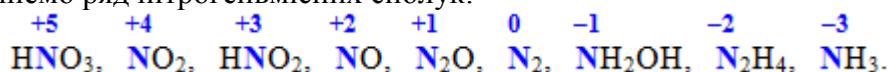
Рисунок 5.7 – Характер відновлення калій перманганату KMnO_4 залежно від кислотності середовища у розчині

5.2.3 ОКИСНО-ВІДНОВНА ДВОЇСТІТЬ

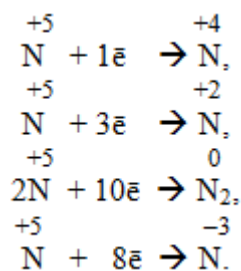
Ступінь окиснення атомів певного елемента у конкретній сполуці суттєво впливає на окисно-відновні властивості.

При підвищенні ступеня окиснення збільшується окиснювальна здатність атомів елемента, а при зниженні – навпаки, посилюються відновлювальні властивості.

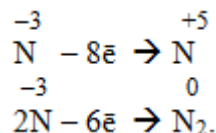
Розглянемо ряд нітрогеновмісних сполук:



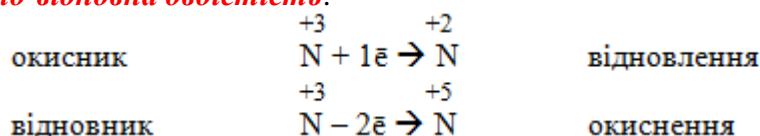
Нітратна кислота HNO_3 , в якій нітроген (+5) виявляє максимальний ступінь окиснення, характеризується виключно окисними властивостями і може тільки відновлюватися за однією із схем:



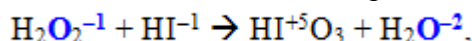
Амоніак NH₃ містить атоми нітрогену (-3) у *мінімальному ступені окиснення*, тому він може бути *лише відновником* і здатний *тільки окислюватися*, наприклад:



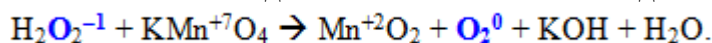
Сполуки, в яких N має *проміжний ступінь окиснення* (від +4 до -2), залежно від умов можуть виявляти як окисний, так і відновний характер – така властивість називається *окисно-відновна двоїстість*:



Деякі речовини, що містять атоми елементів у проміжному ступені окиснення, залежно від складу сполуки, з якою вони взаємодіють, можуть виявляти відновні або окисні властивості. Наприклад, H₂O₂ та інші пероксиди з більш сильними відновниками поведуть себе як окисники і відновлюються внаслідок реакції, наприклад:

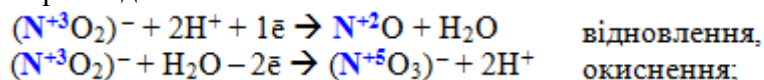


а з більш сильними окисниками – як відновники і окислюються під час реакції, наприклад:

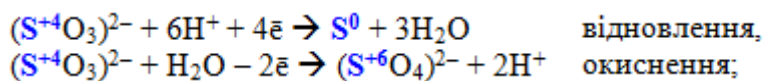


Аналогічні властивості характерні і для багатьох інших сполук:

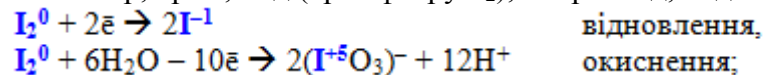
- нітритна (азотиста) кислота HNO₂ та її солі нітриту, до складу яких входить нітрит-іон NO₂⁻, наприклад:



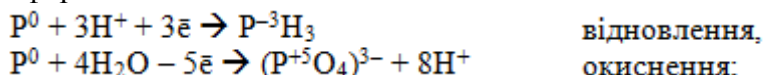
- сульфітна (сірчиста) кислота H₂SO₃ та її солі сульфїти, що містять сульфїт-аніон SO₃²⁻:



- вільні галогени хлор, бром, йод (крім фтору F₂), наприклад, йод:



- вільний фосфор:



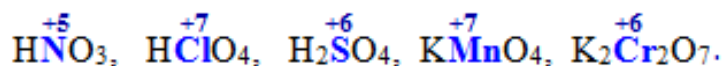
- вільна сірка:



Підсумовуючи розглянуті відомості про окисники та відновники, можна зробити загальний висновок:

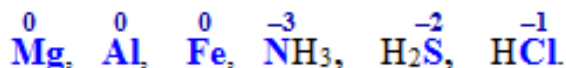
Атоми елементів, що мають *найвищий (максимальний) ступінь окиснення*, можуть лише *приєднувати електрони* і тому в окисно-відновних реакціях виявляють *виключно окиснювальні властивості*.

Наприклад:



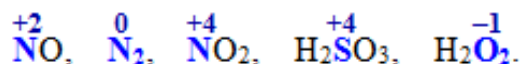
Атоми елементів, які мають **найнижчий (мінімальний) ступінь окиснення**, можуть лише віддавати електрони і тому виявляють тільки відновлювальні властивості.

Наприклад:



Атоми елементів, які мають **проміжний ступінь окиснення**, можуть як приєднувати електрони, так і віддавати їх, тому залежно від умов реакції здатні виявляти як окиснювальні, так і відновлювальні властивості – **окисно-відновна двоїстість**.

Наприклад:



5.3 РІВНЯННЯ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

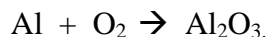
Будь-який окисно-відновний процес можна умовно поділити на дві напівреакції: окиснення і відновлення. Для складання рівнянь окисно-відновних реакцій необхідно оцінити окисно-відновні властивості реагентів і визначити речовину-окисник, до складу якої входять атоми елемента у максимальному (або близькому до нього) ступені окиснення, та речовину-відновник, що містить атоми елемента в низькому ступені окиснення. Далі, виходячи з хімічного характеру кожного з цих елементів, слід спрогнозувати склад сполук, що утворюються внаслідок напівреакцій окиснення та відновлення, а також склад побічних продуктів, і розставити коефіцієнти.

При складанні окисно-відновних реакцій застосовують два методи: електронного балансу та іонно-електронний. Обидва методи ґрунтуються на обов'язковій умові:

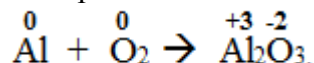
в окисно-відновних реакціях кількість електронів, що віддає відновник, повинна дорівнювати кількості електронів, яку приймає окисник.

4.3.1 МЕТОД ЕЛЕКТРОННОГО БАЛАНСУ

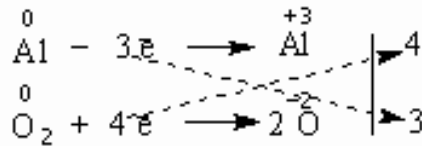
Досить велику кількість окисно-відновних реакцій неможливо урівняти простим підбором коефіцієнтів, тому частіше звертаються до *метода електронного балансу*. Для прикладу запишемо схему взаємодії між алюмінієм і киснем:



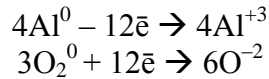
Оскільки баланс – це рівність, необхідно зрівняти кількість електронів, що віддає відновник, з кількістю електронів, що приєднує окисник. Для цього спочатку визначають ступені окиснення елементів до і після реакції:



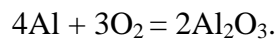
З порівняння ступенів окиснення видно, що атоми Al віддають електрони і набувають позитивного ступеня окиснення, а атоми O, навпаки, приєднують електрони і набувають негативного ступеня окиснення. Щоб одержати ступінь окиснення +3, атом алюмінію повинний віддати три електрони, а двом атомам кисеню для досягнення ступеня окиснення –2 необхідно прийняти чотири електрони, як показано на схемі:



Щоб кількості прийнятих і відданих електронів зрівнялися, кожний член першої напівреакції необхідно помножити на 4, а другої – на 3, внаслідок чого загальна кількість електронів в обох випадках стає рівною 12:

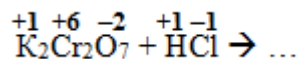


Отже, електронний баланс досягнуто. Одночасно зрівнялися кількості атомів кожного елемента до і після реакції. Після цього одержані коефіцієнти переносять у рівняння реакції:

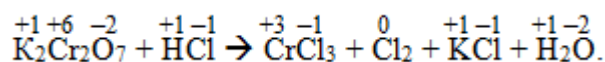


Алгоритм методу електронного балансу розглянемо докладніше на іншому прикладі – взаємодії калій дихромату з концентрованою соляною (хлоридною) кислотою.

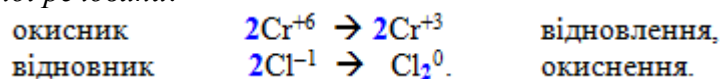
1. Записують у молекулярній формі реагуючі речовини, вказуючи ступені окиснення всіх елементів:



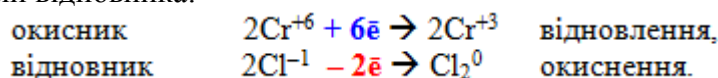
2. Визначають, яка сполука виступатиме у ролі окисника, а яка – відновника. У наведеному прикладі $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ містить хром (+6) у максимальному ступені окиснення, тому він може бути *тільки окисником*, який у кислому середовищі звичайно відновлюється до Cr^{+3} . А сполука HCl , в якій хлор (–1) виявляє мінімальний ступень окиснення, буде відновником. Найімовірніше, що хлор (–1) окиснюється до вільного хлору. Очевидно, що продуктами реакції будуть такі речовини:



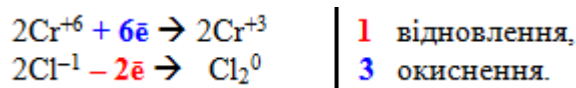
3. Зазначають елементи зі змінними ступенями окиснення, вказуючи елемент-окисник і елемент-відновник. При цьому враховують кількість атомів кожного елемента, що міститься у сполуці. Оскільки $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ має два атоми хрому (+6), то згідно із законом збереження маси і утворюватися будуть два атоми хрому, але вже в іншому ступені окиснення (+3), що обов'язково відображається коефіцієнтами. *Подвоєння кількості атомів за допомогою індексів застосовується тільки у випадку простої речовини:*



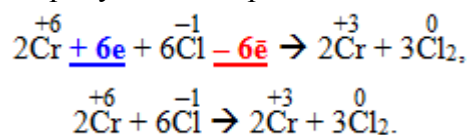
4. Розраховують загальні кількості електронів, що приймають атоми окисника і віддають атоми відновника:



5. Підбирають множники (основні коефіцієнти) для обох напівреакцій так, щоб після множення на них загальна кількість електронів, які приймає окисник, дорівнювала загальній кількості електронів, які віддає відновник. У схемі електронного балансу ці множники записуються за вертикальною рисою напроти відповідних напівреакцій:



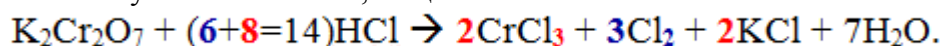
6. Помножують кожний член обох напірреакцій на знайдені основні коефіцієнти. Після цього складають рівняння напірреакцій (записуючи разом ліві частини, а потім через стрілку – праві) та скорочують електрони:



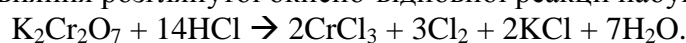
7. Переносять одержані коефіцієнти у схему окисно-відновної реакції:



8. Визначають коефіцієнти для тих речовин, атоми яких не змінили своїх ступенів окиснення. Слід звернути увагу, що не всі атоми хлору хлоридної кислоти відновлюються до Cl_2 , частина їх витрачається на утворення солей CrCl_3 і KCl , тому коефіцієнт перед HCl повинен урахувувати й ті атоми хлору (-1), які не змінили свого ступеня окиснення, як це показано на схемі:



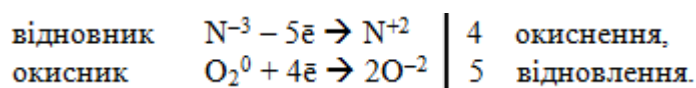
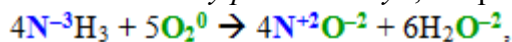
Остаточне рівняння розглянутої окисно-відновної реакції набуває вигляду:



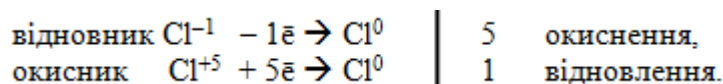
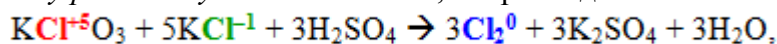
5.3.2 ТИПИ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

Окисно-відновні реакції поділяють на три основні типи.

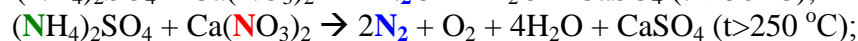
1. **Міжмолекулярні окисно-відновні реакції**, в яких атоми елемента-окисника і атоми елемента-відновника входять до складу різних сполук, наприклад:



До цього типу належить ще один вид взаємодії: **міжмолекулярна конмутація** – окисно-відновна реакція, що проходить між різними речовинами, які містять атоми одного елемента у різних ступенях окиснення, наприклад:

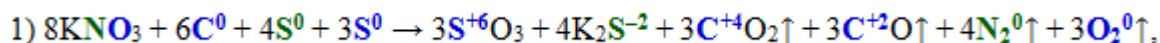


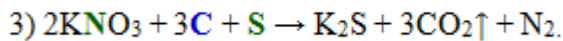
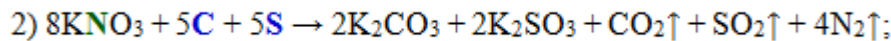
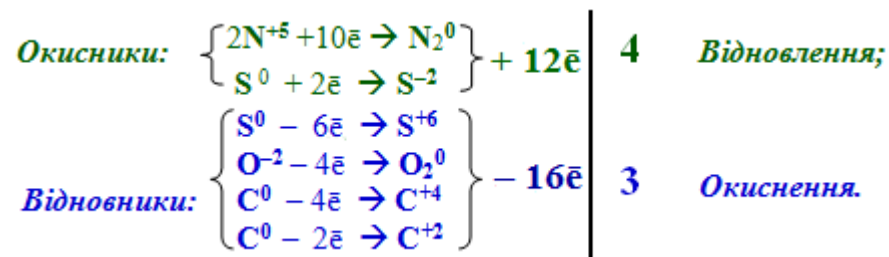
Як інші приклади міжмолекулярної конмутації можна навести процеси, що відбуваються при нагріванні до різних температур суміші амоній сульфату і кальцій нітрату. При цьому окисно-відновні взаємодії перебігають між атомами нітрогену (-3) сполуки-відновника ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$) та іншими атомами нітрогену (+5) сполуки-окисника ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$):



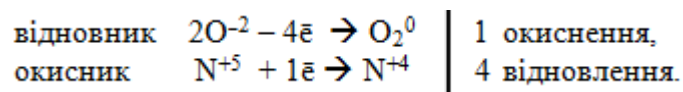
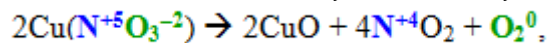
Досить часто міжмолекулярні реакції проходять за участю декількох окисників чи відновників, що необхідно урахувувати при складанні електронного балансу. Наприклад, під час вибуху чорного пороху одночасно відбуваються три реакції (в рівняннях відновники виділені синім, а окисники – зеленим шрифтом).

Для однієї з цих реакцій наводимо всі рівняння електронного балансу:

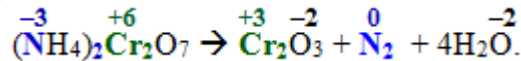




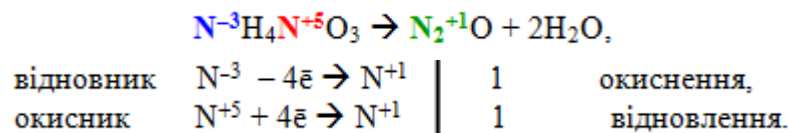
2. **Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції**, в яких атоми елемента-окисника і атоми елемента-відновника входять до складу однієї сполуки, наприклад:



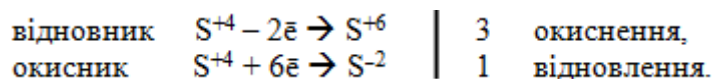
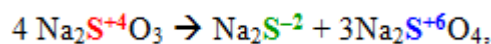
Яскравим прикладом внутрішньомолекулярного типу окисно-відновних реакцій є розклад амоній дихромату; при цьому окисник (Cr^{+6}) і відновник (N^{-3}) входять до складу однієї сполуки:



До цього типу належать і так звана **внутрішньомолекулярна конмутація** – розкладання речовин, які містять атоми одного елемента у різних ступенях окиснення. Як приклад внутрішньомолекулярної конмутації можна згадати розкладання амоній нітрату ($\text{N}^{-3}\text{H}_4\text{N}^{+5}\text{O}_3$), який містить атоми нітрогену (-3) і нітрогену ($+5$). Залежно від умов реакція може проходити по-різному. Так, при температурі близько 200°C вона перебігає за схемою:



3. **Диспропорціонування** (або **дисмутація**) – окисно-відновні реакції, які супроводжуються одночасним зменшенням і збільшенням ступеня окиснення атомів одного й того ж самого елемента, що входить до складу молекул однієї сполуки. Реакціям диспропорціонування підлягають лише речовини, що містять атоми елемента у проміжному ступені окиснення, наприклад:



5.4 ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗАННЯ ТИПОВИХ ЗАДАЧ

Приклад 5.1. Визначити ступені окиснення елементів в сполуках: NH_3 , NO_2 , HNO_3 , $\text{Na}_3\text{HP}_2\text{O}_7$.

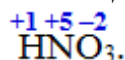
Розв'язок. В амоніаку NH_3 атоми гідрогену виявляють ступінь окиснення $+1$, отже, сумарний ступінь окиснення на всіх атомах гідрогену в сполуці дорівнює: $+1 \cdot 3 = +3$. Щоб молекула в цілому була електронейтральною, атом нітрогену повинний мати ступінь окиснення -3 . Маємо:



У нітроген (IV) оксиді NO_2 ступінь окиснення кисню дорівнює -2 , тоді в сумі на двох атомах кисню буде $-2 \cdot 2 = -4$, а на атомі нітрогену – такий же за абсолютною величиною, але протилежний за знаком ступінь окиснення, тобто $+4$. Отже:



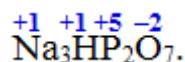
В нітратній кислоті HNO_3 ступені окиснення гідрогену і кисню дорівнюють відповідно $+1$ і -2 , а ступінь окиснення нітрогену позначимо через x : $\text{H}^{+1}\text{N}^x\text{O}^{-2}_3$. Сумарний ступінь окиснення на трьох атомах кисню дорівнює: $-2 \cdot 3 = -6$, тоді підраховуємо ступінь окиснення нітрогену: $+1 + x - 6 = 0$, звідки $x = +5$. Одержали:



У натрій гідрогендифосфаті $\text{Na}_3\text{HP}_2\text{O}_7$ постійні ступені окиснення виявляють елементи Na ($+1$), H ($+1$), O (-2). У атомів P повинні бути такі ступені окиснення, який забезпечуватиме електронейтральність всієї молекули. Складаємо просте алгебраїчне рівняння, позначивши через x ступінь окиснення атома P :

$$3 \cdot (+1) + 1 \cdot (+1) + 2x + 7 \cdot (-2) = 0, \\ \text{звідки } 2x = +10, \quad x = +5.$$

Отже, маємо:



Приклад 5.2. Визначити ступені окиснення елементів в іонах: NH_4^+ , NO_3^- , $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$.

Розв'язок. При обчисленні невідомого ступеня окиснення в іоні необхідно виходити з правила: алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів в іоні дорівнює його заряду.

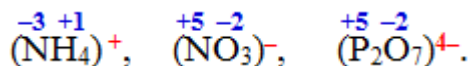
Тоді для NH_4^+ : $x + 4 \cdot (+1) = +1$, звідки $x = -3$.

Аналогічно знаходимо ступені окиснення в інших іонах.

В NO_3^- : $x + 3 \cdot (-2) = -1$, звідки $x = +5$.

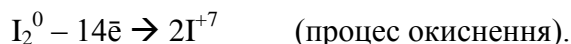
В іоні $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$: $2x + 4 \cdot (-2) = -4$, звідки $2x = +4$, $x = +2$.

Таким чином одержали:



Приклад 5.3. Який процес – окиснення чи відновлення – відбувається внаслідок перетворення $\text{I}_2 \rightarrow \text{IO}_6^{5-}$?

Розв'язок. Для відповіді визначаємо ступені окиснення йоду в молекулі I_2 та в іоні IO_6^{5-} . Вони дорівнюють відповідно 0 і $+7$. Видно, що атоми йоду підвищили ступень окиснення, отже, I_2 окислився і втратив електрони. Зважаючи на кількість атомів у простій речовини, при складанні напівреакції необхідно подвоїти кількість електронів і кількість атомів йоду в продукті.



Приклад 5.4. Заповнити пропуски в напівреакціях:

а) $\text{As}^{+3} \dots \text{e}^- \rightarrow \text{As}^{-3}$; б) $2\text{Br}^{-1} - 2\text{e}^- \rightarrow \dots$

Розв'язок. а) У правій та лівій частинах електронного рівняння ($\text{As}^{+3} \dots \text{e}^- \rightarrow \text{As}^{-3}$) кількість атомів арсену однакова, а ступінь окиснення знижується (від $+3$ до -3). Це відбувається у випадку приєднання електронів (процес відновлення). Кількість прийнятих електронів визначаємо з урахуванням ступенів окиснення атомів As до і після реакції:

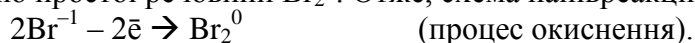
$$+3 + x\text{e}^- = -3, \text{ звідки } x\text{e}^- = -6, \text{ а } x = 6.$$

Тоді задана схема має вигляд:



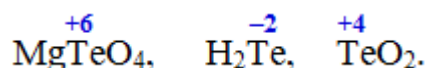
б) В лівій частині схеми ($2\text{Br}^{-1} - 2\text{e}^- \rightarrow \dots$) знаходяться два атоми бром, тому і в правій теж повинно бути стільки ж. Але втрата двох електронів двома атомами Br^{-1} (процес

окиснення) свідчить про те, що тепер вони набули нульового ступеня окиснення, а це відповідає утворенню простої речовини Br_2^0 . Отже, схема напівреакції:



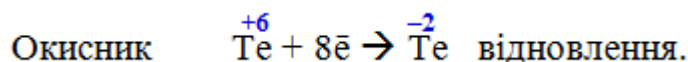
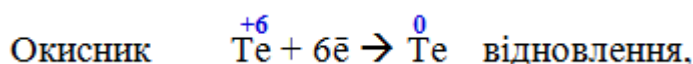
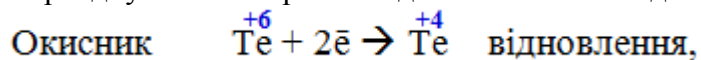
Приклад 5.5. На основі обчислень ступенів окиснення телуру в сполуках MgTeO_4 , H_2Te , TeO_2 встановити, яка з наведених сполук може бути тільки окисником, яка – тільки відновником, а яка здатна до диспропорціонування. Відповідь підтвердити за допомогою електронних рівнянь.

Розв'язок. В зазначених сполуках телуру ступені окиснення інших елементів дорівнюють: H^+ , O^{-2} , Mg^{+2} (оскільки магній є елементом ІА-підгрупи і має постійний ступень окиснення). Тоді з урахуванням того, що сума ступенів окиснення атомів усіх елементів у нейтральній сполуці повинна дорівнювати нулю, ступені окиснення телуру будуть такими:

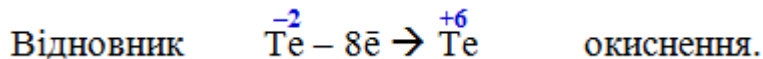
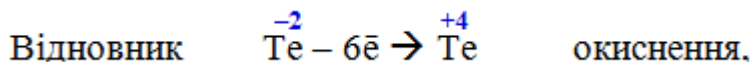
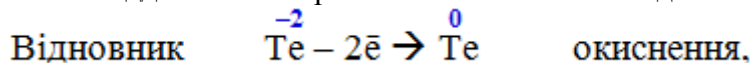


Телур знаходиться у головній підгрупі шостої групи періодичної системи, тому для нього мінімальним є ступінь окиснення -2 , а максимальним – $+6$.

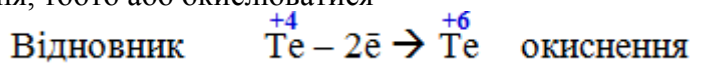
У максимальному ступені окиснення (Te^{+6}) атоми елемента можуть бути тільки окисниками, тобто лише приєднувати електрони і відновлюватися за однією з таких схем:



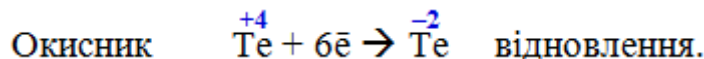
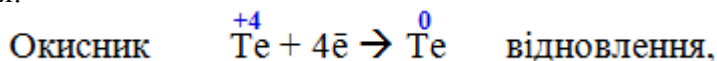
У мініальному ступені окиснення (Te^{-2}), навпаки, атоми елемента можуть бути тільки відновниками – лише віддавати електрони і окислюватися за однією з таких схем:



У проміжному ступені окиснення (Te^{+4}) атоми елемента можуть бути залежно від умов реакції як окисниками, так і відновниками, та можуть піддаватися реакції диспропорціонування, тобто або окислюватися

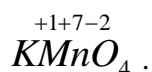


або відновлюватися:



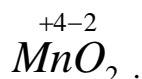
Приклад 5.6. Які з наведених речовин: а) KMnO_4 ; б) MnO_2 ; в) KI – та чому можуть виявляти тільки окисні властивості; тільки відновні властивості; окисно-відновну двоїстість?

Розв'язок. а) Визначаємо ступені окиснення атомів елементів у сполуці:



Елемент манган Mn у заданій сполуці 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 в сполуці:



Елемент *Mn* в сполуці MnO_2 виявляє проміжний ступінь окиснення, тому він здатний як віддавати, так і приєднувати електрони. Отже, ця речовина за рахунок Mn^{+4} може виявляти окисно-відновну двоїстість і піддаватися реакціям диспропорціонування;

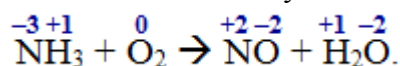
в) Визначаємо ступені окиснення елементів у сполуці:



Атоми елемента *I* знаходяться у мінімальному 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 виключно відновні властивості.

Приклад 5.7. Написати рівняння реакції, що відбувається при окисненні амоніаку киснем у присутності каталізатора – Pt, розставити коефіцієнти методом електронного балансу.

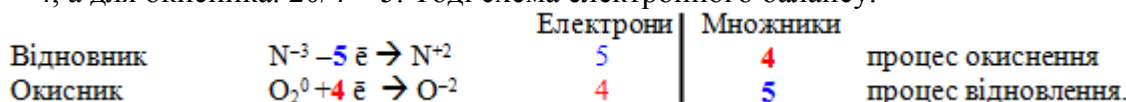
Розв'язок. Складемо схему реакції та визначимо ступені окиснення всіх елементів:



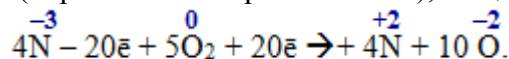
Аналізуючи змінення ступенів окиснення на атомах N і O, встановимо, який елемент є відновником, а який – окисником. У сполуці NH_3 атом нітрогену перебуває в мінімальному ступені окиснення (–3), що свідчить про надлишок електронів, які містяться на зовнішньому енергетичному рівні. Як відомо, атоми у негативному ступені окиснення здатні віддавати електрони, тому атом нітрогену (–3) в молекулі NH_3 буде відновником. Оскільки його ступінь окиснення підвищується від –3 до +2 (в сполуці NO), нітроген як відновник віддає 5 електронів.

Кисень O^0_2 – проста речовина, активний неметал, здатний приєднувати електрони, отже кисень – окисник зі ступенем окиснення 0. Після реакції кисень в усіх сполуках набуває однакового ступеня окиснення (–2), тобто один атом кисню приєднує 2 електрони. Враховуючи, що проста речовина O^0_2 складається з двох атомів O, збільшимо кількість електронів вдвічі.

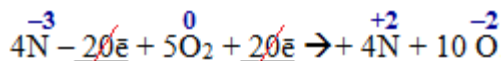
Складемо електронні рівняння напівреакцій окиснення і відновлення і знайдемо найменше спільне кратне для кількості електронів, відданих відновником і прийнятих окисником. Для чисел 5 і 4 воно дорівнює 20. Щоб кількість відданих і приєднаних електронів була однаковою, для них необхідно визначити множники. Для відновника: $20/5 = 4$, а для окисника: $20/4 = 5$. Тоді схема електронного балансу:



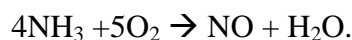
Якщо помножити кожний член обох напівреакцій на знайдені множники, а потім скласти обидві напівреакції (окремо ліві та праві частини), то одержимо:



Скорочуємо електрони

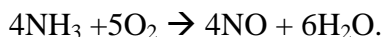


і переносимо множники вже в якості основних коефіцієнтів у ліву частину рівняння реакції:



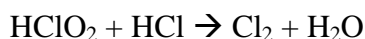
Порівнюючи кількості атомів нітрогену до і після реакції, встановлюємо, що перед продуктом NO також має бути коефіцієнт 4. Щодо атомів кисню, то слід звернути

увагу, що після реакції вони входять до складу різних сполук – це необхідно урахувати при розстановці коефіцієнтів:

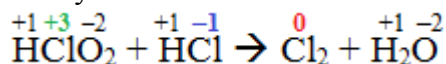


Останній етап – перевірка кількості атомів гідрогену, які не змінили своїх ступенів окиснення до і після реакції: до реакції кількість атомів Н дорівнювала $4 \cdot 3 = 12$, після реакції $6 \cdot 2 = 12$. Однакова кількість атомів всіх елементів у лівій та правій частинах свідчить, що рівняння окисно-відновної реакції складено вірно.

Приклад 5.8. Розставити коефіцієнти і визначити тип окисно-відновної реакції, що проходить за схемою

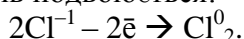


Розв'язок. Спочатку визначимо ступені окиснення всіх елементів в сполуках:

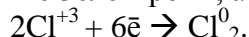


Ступені окиснення змінили атоми одного елемента, що входили до складу різних речовин: хлору (+3) в сполуці HClO_2 і хлору (-1) в сполуці HCl . Вони разом утворили один продукт – вільний хлор Cl_2 , тому запропонована реакція належить до типу міжмолекулярної конмутації.

Розставимо коефіцієнти вже відомим методом електронного балансу. Відновник – хлор (-1), щоб набути нульового ступеня окиснення, віддає один електрон. Але оскільки внаслідок реакції утворюється проста сполука (Cl_2), то згідно з правилами кількості вихідних атомів і кількість електронів подвоюється:



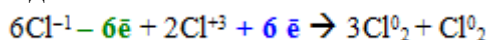
Аналогічно необхідно провести подвоювання і в напівреакції відновлення хлору (+3) із сполуки HClO_2 і додати не 3 електрони, а 6, тобто:



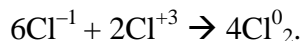
Для знаходження множників в електронному балансі, які зрівнюють загальні кількості відданих (2) і приєднаних (6) електронів, визначаємо найменше спільне кратне. Воно дорівнює 6. Коефіцієнти визначаються як відношення найменшого спільного кратного до кількості електронів. Отже, для відновника (HCl) маємо: $6/2 = 3$, для окисника (HClO_2): $6/6 = 1$. Початкова схема електронного балансу матиме вигляд:

	Схема	Електрони	Множники	
Відновник	$2\text{Cl}^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^0_2$	2	3	процес окиснення
Окисник	$2\text{Cl}^{+3} + 6\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^0_2$	6	1	процес відновлення

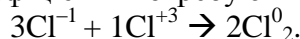
А сумарне рівняння після перемноження кожного члена на відповідні множники і складання напівреакцій виглядає так:



У правій частині продукт повторюється двічі ($3\text{Cl}_2 + \text{Cl}_2$), тому необхідно скласти його і скоротити електрони:



Очевидно, що одержані коефіцієнти потребують скорочення на два:



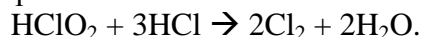
Виходячи з наведених викладок, можна прийти до висновку:

Якщо окисненню та відновленню піддаються атоми одного елемента, що входять до складу різних вихідних реагентів, але утворюють внаслідок реакції єдиний спільний продукт, то немає необхідності подвоювати кількість атомів в рівняннях електронного балансу.

Тому правильнішим буде складання кожної напівреакції з розрахунку тільки на один атом:

відновник	$\text{Cl}^{-1} - 1\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^0$		3	окиснення,
окисник	$\text{Cl}^{+3} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^0$			

Визначені таким шляхом коефіцієнти переносимо у рівняння окисно-відновної реакції. При цьому коефіцієнт 1 не ставиться, а решту коефіцієнтів (перед формулою H_2O) знаходять методом підбору, порівнюючи кількості атомів Н і О до і після реакції:



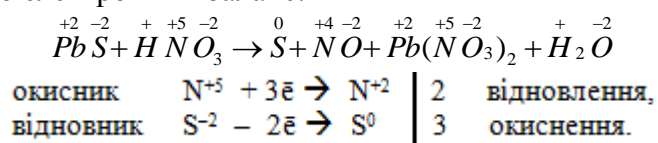
Приклад 5.9. На підставі методу електронного балансу розставити коефіцієнти в наведеній схемі окисно-відновної реакції, зазначити окисник і відновник, процеси окиснення та відновлення: $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Розв'язок. Для розстановки коефіцієнтів у рівнянні хімічної реакції методом електронного балансу будемо дотримуватися такої послідовності:

1) Визначимо ступені окиснення елементів у речовинах і встановлюють, які елементи змінили свої ступені окиснення.

2) Складемо схеми процесів окиснення і відновлення.

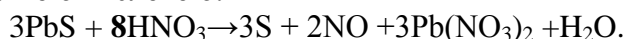
3) Підбираючи відповідні множники, зрівняємо кількості відданих та прийнятих електронів – складемо електронний баланс:



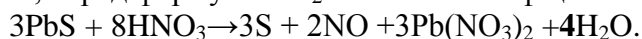
4) Розставимо коефіцієнти в рівнянні хімічної реакції, спочатку зрівнюючи кількість атомів елементів, що змінили свої ступені окиснення, потім елементів-металів, елементів-неметалів, серед яких, як правило, кількість атомів кисню зрівнюємо в останню чергу. При цьому враховуємо, що серед продуктів реакції є атоми нітрогену (+4) і нітрогену (+5), тобто не всі атоми нітрогену N^{+5} (які знаходяться в лівій частині рівняння) змінили свій ступінь окиснення, тому отриманий за балансом для нітрогену коефіцієнт 2 ставимо лише перед формулою NO:



Підраховуємо загальну кількість атомів N у формулах нітрогеновмісних сполук правої частини рівняння: вона дорівнює 8 (оскільки праворуч коефіцієнти перед сполуками, що містять нітроген, вже розставлені: 2NO , $3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$). Ставимо цей коефіцієнт перед нітратною кислотою:

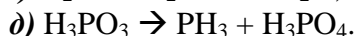
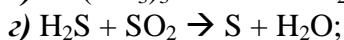
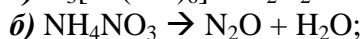
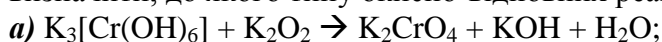


Видно, що кількість атомів гідрогену в лівій частині рівняння дорівнює 8 (перед формулою HNO_3). Отже, перед формулою H_2O ставимо коефіцієнт 4:



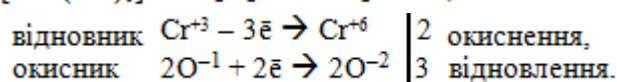
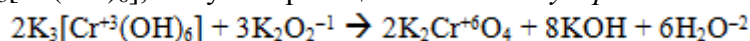
Перевіряємо загальну кількість атомів кисню: у лівій та у правій частинах рівняння вона однакова і дорівнює 24. Коефіцієнти у рівнянні хімічної реакції розставлені правильно.

Приклад 5.10. Виходячи із ступенів окиснення атомів елементів у запропонованих схемах, визначити, до якого типу окисно-відновних реакцій належить кожна з них:

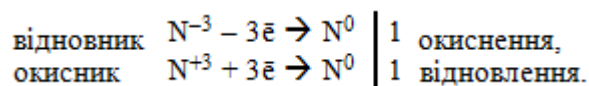
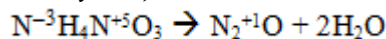


Розв'язок. Для встановлення належності окисно-відновної реакції до певного типу необхідно визначити ступені окиснення елементів і проаналізувати, до складу яких речовин входять атоми елементів, що змінили свої ступені окиснення. Для спрощення ходу розв'язку завдань далі будуть вказані ступені окиснення тільки для елементів-окисників і елементів-відновників.

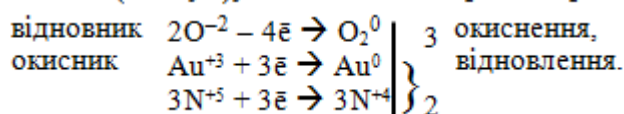
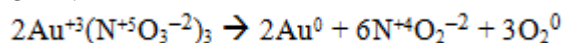
а) Елемент-окисник (O^{-1}) і елемент-відновник (Cr^{+3}) входять до складу молекул різних сполук – K_2O_2 і $K_3[Cr(OH)_6]$, тому тип реакції – міжмолекулярна ОВР:



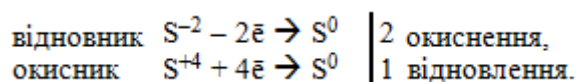
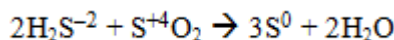
б) Елемент-окисник (N^{+5}) і елемент-відновник (N^{-3}) мають різні ступені окиснення, але входять до складу однієї речовини (NH_4NO_3), тому окисно-відновна реакція проходить за типом внутрішньомолекулярної комутації:



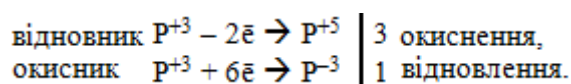
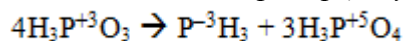
в) Елементи-окисники (Au^{+3} і N^{+5}) і елемент-відновник (O^{-2}) входять до складу однієї сполуки ($Au(NO_3)_3$), але належать до різних елементів, тому тип реакції – внутрішньомолекулярна ОВР:



г) Атоми окисника (S^{+4}) і атоми відновника (S^{-2}) входять до складу різних сполук, але належать одному елементу – сульфуру, тому окисно-відновна реакція протікає за типом міжмолекулярної комутації:



д) Атоми окисника (P^{+3}) і атоми відновника (P^{+3}) не тільки входять до складу однієї сполуки (H_3PO_3) і належать до одного елемента – фосфору, але й виявляють однаковий ступінь окиснення (+3), тому тип цієї ОВР – диспропорціонування:



5.5 ВИСНОВКИ

Окисно-відновні реакції супроводжуються зміною ступенів окиснення у атомів одного чи декількох елементів. Ступінь окиснення – це не реальний, а гіпотетичний заряд на атомі, визначений з припущення, що кожний атом у молекулі знаходиться у вигляді самостійного іона. Для розрахунків ступенів окиснення користуються спеціальними правилами, важливіше з яких полягає у тому, що ступінь окиснення індивідуальних атомів і простих речовин завжди дорівнює нулю. У складних сполуках деякі елементи можуть виявляти постійний ступінь окиснення, наприклад: лужні метали (+1), лужноземельні метали (+2), алюміній (+3). Але для більшості елементів характерними є змінні ступені окиснення.

Окисно-відновні реакції – це нерозривне сполучення процесів окиснення (віддавання електронів) і відновлення (приєднання електронів). Одне неможливе без іншого.

Окислювальні та відновлювальні здатності елементів перебувають у прямій залежності від будови атома і величини ступеня окиснення. Атоми одного елемента у

максимальному ступеню окиснення можуть бути тільки окисниками, у мінімальному – тільки відновниками, а в проміжному – виявляти окисно-відновну двоїстість і здатність до диспропорціонування.

Для розстановки коефіцієнтів у рівнянні окисно-відновної реакції найчастіше застосовують метод електронного балансу, сутність якого зводиться до зрівнювання кількості електронів, відданих відновником і прийнятих окисником. Інколи розстановку коефіцієнтів проводять за допомогою іонно-електронного метода, в якому розглядають не окремі атоми, а іони і молекули, що містять атоми елементів зі змінними ступенями окиснення.

Залежно від того, до складу яких вихідних сполук входять атоми елемента-окисника і елемента-відновника, всі окисно-відновні реакції поділяються на три типи: міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні та диспропорціонування. Перші два типи (міжмолекулярні та внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції) мають окрему групу – реакції конмутації, при яких окисником і відновником виступають атоми одного елемента, що перебувають у різних ступенях окиснення.

Напрямок перебігу окисно-відновної реакції можна визначити на основі термодинамічних розрахунків чи при порівнянні стандартних електродних потенціалів відповідних окисно-відновних систем.

5.6 ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПЕРВІРКИ

1. Які реакції називаються окисно-відновними?
2. Що називається ступенем окиснення? Чому ця величина є формальною?
3. Перелічіть основні правила щодо визначення ступенів окиснення атомів елементів у простих і складних сполуках та в іонах.
4. Який ступінь окиснення називаються вищим (максимальним), а який – нижчим (мінімальним)?
5. Як можна встановити вищий і нижчий ступені окиснення атомів будь-якого елемента залежно від його положення в періодичній системі Д.І.Менделєєва?
6. Назвіть вищі і нижчі ступені окиснення для елементів: N, S, Cl, F, O, As.
7. Обчисліть ступені окиснення елементів у сполуках: NaNO_3 , Bi_2S_3 , H_5IO_6 , KMnO_4 , SOCl_2 , $\text{NbO}(\text{OH})_2$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, NH_4NO_3 .
8. Обчисліть ступені окиснення елементів в іонах: SO_4^{2-} , NH_4^+ , $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$, $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$, NO_3^- , $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$, MnO_3^{2-} , TiO^{2+} .
9. Охарактеризуйте процеси окиснення і відновлення.
10. Що називається окисником, а що – відновником?
11. Охарактеризуйте групи сполук, що належать до типових окисників і до типових відновників.
12. В якому випадку атоми елементів можуть виявляти окисно-відновну двоїстість? У чому вона полягає? Наведіть приклади.
13. Які властивості в окисно-відновних реакціях виявляють атоми елементів у вищих, нижчих і проміжних ступенях окиснення?
14. Які процеси – окиснення чи відновлення – відбуваються під час таких перетворень:
 - а) $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{SO}_2$;
 - б) $\text{NH}_4^+ \rightarrow \text{NO}_3^-$;
 - в) $\text{Fe}(\text{OH})_2^+ \rightarrow \text{FeS}$;
 - г) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_3^{2-}$;
 - д) $\text{PH}_4^+ \rightarrow \text{P}_2\text{O}_7^{4-}$;
 - е) $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-} \rightarrow \text{CrSO}_4$;
 - ж) $\text{Cr}_2\text{S}_3 \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$?
15. У чому сутність метода електронного балансу?

- 16.** На які типи поділяються окисно-відновні реакції? Охарактеризуйте кожний тип, наведіть приклади.
- 17.** До якого типу належить окисно-відновна реакція, в якій атоми елемента-окисника і атоми елемента-відновника входять до складу різних сполук?
- 18.** Як називається окисно-відновна реакція, в якій атоми окисника і атоми відновника належать до одного елемента, але мають різні ступені окиснення і входять до складу різних сполук?
- 19.** Як називається окисно-відновна реакція, в якій атоми окисника і атоми відновника належать до одного елемента, але мають різні ступені окиснення і входять до складу однієї сполуки?
- 20.** Як називається окисно-відновна реакція, в якій атоми елемента-окисника і атоми елемента-відновника мають різні ступені окиснення, але входять до складу однієї сполуки?
- 21.** Як називається окисно-відновна реакція, в якій атоми окисника і атоми відновника належать до одного елемента, перебувають в одному ступені окиснення і входять до складу однієї сполуки?