

Тема: Основні хімічні властивості неметалів та їх застосування. Леткі водневі сполуки неметалічних елементів. Окисно-відновні властивості неметалів

1. Основні фізичні властивості неметалів.

<i>Форма</i>	<i>Назва</i>	<i>Агрегатний стан</i>	<i>Колір</i>	<i>Тип кристалічної ґратки</i>	<i>Запах</i>	<i>Дія на організм</i>	<i>Розчинність у воді</i>
F ₂	фтор	газ	світло-жовтий	молекулярна	різкий подразливий	Отруйний, подразнює слизові оболонки дихальних шляхів	Не утворює фторної води, оскільки реагує з водою з вибухом
Cl ₂	хлор	газ	жовто-зелений	молекулярна	різкий, запах хлорки	Отруйний, подразнює слизові оболонки дихальних шляхів	Розчиняється у воді з утворенням хлорної води
Br ₂	бром	рідина	темно-бурий	молекулярна	різкий смердючий	Отруйний, подразнює слизові оболонки дихальних шляхів	Малорозчинні у воді, але добре розчиняються в спирті (бромна вода)
I ₂	йод	тверда речовина	темно-сірий	молекулярна	різкий	Отруйний, подразнює слизові оболонки дихальних шляхів	Малорозчинні у воді, але добре розчиняються в спирті (йодна вода)

2. Хімічні властивості неметалів.

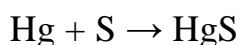
Неметали можуть проявляти як окисні, так і відновні властивості.

1. Окисні властивості неметали проявляють у взаємодії з металами

1) Сірка з металами утворює солі — сульфід.

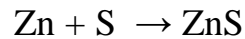
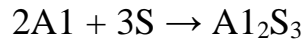
Як і кисень, реагує з усіма металами, крім Au, Pt, Ir. Ці реакції протікають за умови нагрівання, але в деяких випадках і за звичайної температури.

З кобальтом і ртуттю сірка вступає в реакцію вже за звичайних умов (потовкти в ступці);



Із залізом сірка взаємодіє в процесі нагрівання: $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS} + \text{Q}$ (суміш розжарюється в результаті реакції).

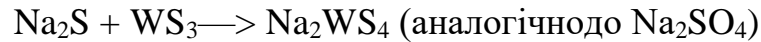
З алюмінієм і цинком — у результаті підпалювання (окисний спалах):



З міддю — у парах сірки:

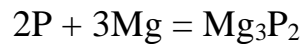


Сульфіди за деякими властивостями подібні до оксидів — основних (Na_2S , MgS), амфотерних (Al_2S_3 , Cr_2S_3) і кислотних (MoS , WS_3).



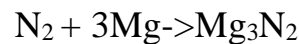
2) У результаті взаємодії азоту й фосфору з металами утворюються нітриди й фосфіди.

З магнієм реакція протікає легко:

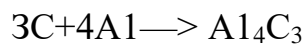
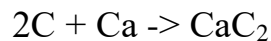


Аналогічно протікає реакція з кальцієм з утворенням кальцій фосфіду Ca_3P_2 .

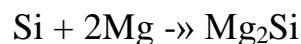
З магнієм — під час нагрівання:



3) Вуглець у результаті взаємодії з металами утворює карбіди:

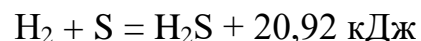


Силіцій — силіциди:



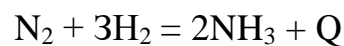
2. Окисні властивості неметалів під час взаємодії з воднем

За звичайних умов сірка з воднем не реагує. У разі нагрівання (пропускають водень над киплячою сіркою) протікає реакція:



(Гідроген сульфід, що виділяється при цьому, має характерний запах гнилих яєць.)

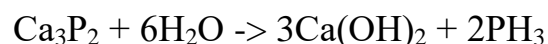
Взаємодія азоту з воднем описується рівнянням:



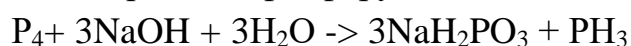
Реакція гомогенна, екзотермічна, оборотна, каталітична.

NH_3 — амоніак — безбарвний газ із різким запахом, розчинний у воді (за температури 20°C — -700V NH_3). $T_{\text{пл}} = -77,7^\circ\text{C}$, $T_{\text{кип}} = -33,4^\circ\text{C}$.

Фосфор з воднем практично не взаємодіють. Однак, у процесі розкладання деяких солей можна одержати фосфін:

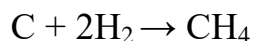


Також фосфін можна одержати з фосфору:

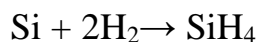


PH_3 — безбарвний газ із запахом «гнилої риби», отруйний, з водою не взаємодіє, $T_{\text{пл}} = -133^\circ\text{C}$, $T_{\text{кип}} = -87,4^\circ\text{C}$.

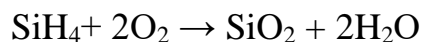
Вуглець із воднем взаємодіє з утворенням метану:



Силіцій — з утворенням силану:

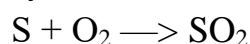


Силан менш стійкий, ніж метан, на повітрі мимовільно окиснюється:



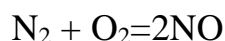
3. Відновні властивості проявляються у взаємодії з киснем і галогенами

За нормальних умов сірка з киснем не взаємодіє. У разі нагрівання на повітрі згоряє блакитним, а в чистому кисні — синім полум'ям:



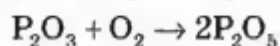
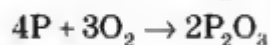
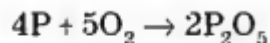
(утворюється сульфур(IV) оксид, безбарвний газ із різким запахом).

Взаємодія азоту з киснем відбувається за високої температури в присутності каталізатора за схемою:

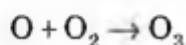
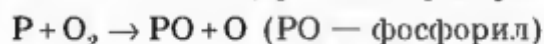


Така реакція в природі відбувається під час грозових розрядів.

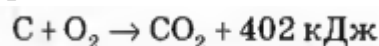
У результаті взаємодії фосфору з O_2 утворюються різні продукти. У надлишку O_2 (повітря) утворюється P_2O_5 — фосфорний ангідрид, у разі нестачі O_2 — P_2O_3 (фосфористий).



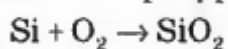
Реакція окиснення фосфору супроводжується світінням, тому що паралельно з окисненням відбувається утворення озону:



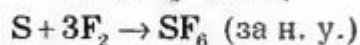
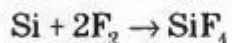
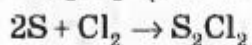
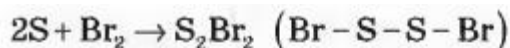
Вуглець на повітрі згоряє:



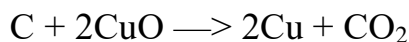
Деревне вугілля горить без полум'я й диму, тому що не містить горючих летких речовин. Найбільш реакційно здатними є сажа й вугілля, найменш — алмаз. Алмаз і графіт згоряють у чистому кисні за температури $700-800^\circ\text{C}$. Силіцій горить у кисні за температури 500°C :



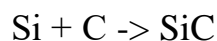
Сірка, вуглець, силіцій взаємодіють з галогенами (не реагують з I_2), наприклад:



4. Вуглець і силіцій проявляють відновні властивості під час взаємодії з оксидами металів



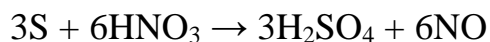
5. Силіцій взаємодіє з вуглецем і сіркою



SiC — карборунд (твердий, ґратка алмаза).

6. Неметали взаємодіють з кислотами и лугами

Наприклад, сірка взаємодіє з кислотами:



і лугами з утворенням двох солей:



калій сульфід калій сульфід

На силіцій кислоти не діють, а з лугами реакція відбувається за схемою:



Окисні та відновні властивості неметалів

Положення неметалів у періодичній системі. До неметалів відноситься 22 хімічних елементи. Елементи-неметали розміщені у верхньому правому кутку періодичної системи. Це пов'язане з особливостями будови їх атомів.

Період	Ряд	Група								
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	1	H Гідроген 1,0079							(H)	He Гелій 4,0026
2	2	Li Літій 6,941	Be Берилій 9,012	B Бор 10,811	C Карбон 12,011	N Нітроген 14,007	O Оксиген 15,999	F Флуор 18,998	Ne Неон 20,18	
3	3	Na Натрій 22,99	Mg Магній 24,305	Al Алюміній 26,982	Si Силіцій 28,086	P Фосфор 30,974	S Сульфур 32,065	Cl Хлор 35,453	Ar Аргон 39,948	
4	4	K Калій 39,098	Ca Кальцій 40,078	Sc Скандій 44,956	Ti Титан 47,867	V Ванадій 50,942	Cr Хром 51,996	Mn Манган 54,938	Fe Ферум 55,845	
	5	Cu Купрум 63,546	Zn Цинк 65,409	Ga Галій 69,723	Ge Германій 72,64	As Арсен 74,992	Se Селен 78,96	Br Бром 79,904	Kr Криптон 83,798	
5	6	Rb Рубідій 85,468	Sr Стронцій 87,62	Y Ітрій 88,906	Zr Цирконій 91,224	Nb Ніобій 92,906	Mo Молибден 95,94	Tc Технецій [98,906]	Ru Рутеній 101,07	
	7	Ag Аргентум 107,868	Cd Кадмій 112,411	In Індій 114,818	Sn Станум 118,71	Sb Стибій 121,76	Te Телур 127,60	I Йод 126,904	Xe Ксенон 131,293	
6	8	Cs Цезій 132,905	Ba Барій 137,327	La* Лантан 138,905	Hf Гафній 178,49	Ta Тантал 180,948	W Вольфрам 183,84	Re Реній 186,207	Os Осмій 190,23	
	9	Au Аурум 196,967	Hg Меркурій 200,59	Tl Талій 204,383	Pb Пломбум 207,2	Bi Бісмут 208,98	Po Полоній [208,98]	At Астат [209,98]	Rn Радон [222,02]	

Атоми неметалів мають дві відмінності, порівняно з атомами металів:

1. більшу кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні
2. менший радіус атома

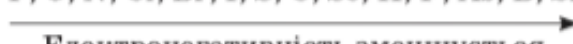
У зв'язку з такими особливостями будови атома, елементи-неметали характеризуються вищою електронегативністю, порівняно з елементами-металами і в хімічних реакціях, як правило, виступають окисниками

Електронегативність — здатність атомів хімічних елементів притягувати до себе спільну електронну пару. Значення електронегативності деяких елементів наведено у наступній таблиці. Чим вище електронегативність має елемент, тим сильніше він притягує спільну електронну пару й тим краще виражені його окисні властивості.

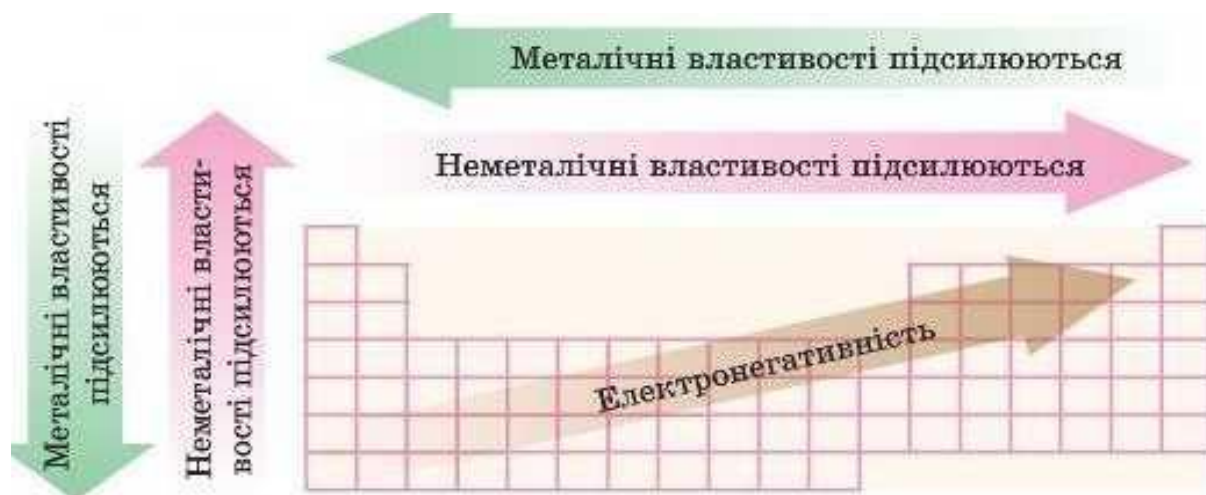
Таблиця електронегативності

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2.2							He 4.5
2	Li 0.98	Be 1.57	B 2.0	C 2.55	N 3.0	O 3.5	F 3.98	Ne 4.4
3	Na 0.93	Mg 1.31	Al 1.6	Si 1.9	P 2.2	S 2.58	Cl 3.16	Ar 4.3
4	K 0.82	Ca 1.0	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.0
5	Rb 0.82	Sr 0.95	In 1.8	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.6
6	Cs 0.79	Ba 0.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn 2.2
7	Fr 0.7	Ra 0.9						

В загальному це проілюстровано в ряду електронегативності неметалів: F, O, N, Cl, Br, I, S, C, Se, H, P, As, B, Si

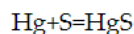
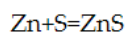
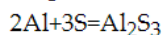

 Електронегативність зменшується

У межах одного періоду зі збільшенням порядкового номера неметалічні властивості хімічних елементів посилюються. У межах однієї підгрупи зі збільшенням порядкового номера неметалічні властивості хімічних елементів послаблюються.

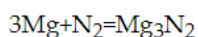
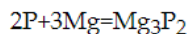


Окисні властивості неметалів

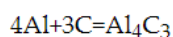
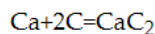
1. Взаємодія неметалів (сульфура, фосфора, нітрогена, карбона) з металами, наприклад: сірка з металами утворює – сульфіді. Взаємодіє з усіма металами (виняток Au, Pt). Реакції протікають при нагріванні, але в деяких випадках реакція відбувається за звичайних умов (Co, Hg).



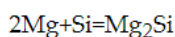
2. При взаємодії неметалів(Азота та Фосфора) з металами утворюються нітриди, фосфіді.



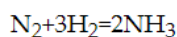
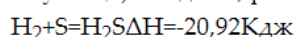
3. Вуглець при взаємодії з металами утворює карбіді.



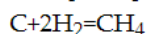
4. Силіцій при взаємодії з металами – силіциди.



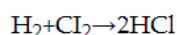
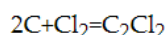
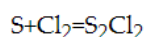
5. Взаємодія неметалів(Сульфура, Азота та Вуглеца) з воднем, реакції відбувається при нагріванні.



7. Вуглець з воднем за наявності нікелевого каталізатора і при нагріванні утворює метан.



8. Взаємодія неметалів(Сульфура, Карбона та Гідрогена) з галогенами (крім I₂).

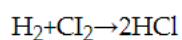
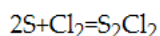
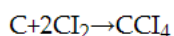
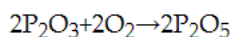
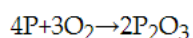
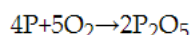


Відновні властивості неметалів проявляються у взаємодії з киснем і галогенами

1. За нормальних умов сірка з киснем не взаємодіє. У разі нагрівання на повітрі згоряє блакитним, а в чистому кисні – синім полум'ям: $S+O_2\rightarrow SO_2$ (утворюється сульфур(IV) оксид, безбарвний газ із різким запахом).

2. Взаємодія азоту з киснем відбувається за високої температури в присутності каталізатора за схемою: $N_2+O_2\rightarrow 2NO$. Така реакція в природі відбувається під час грозових розрядів.

3. У результаті взаємодії фосфору з O₂ утворюються різні продукти. У надлишку O₂ (повітря) утворюється P₂O₅ – фосфорний ангідрид, у разі нестачі O₂–P₂O₃ (фосфористий).



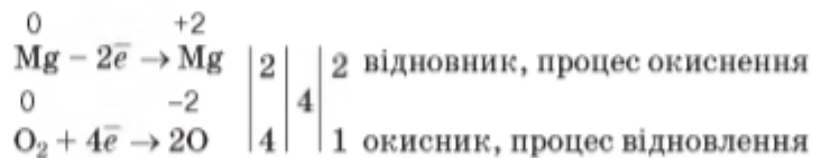
Тобто переважно всі реакції неметалів є окисно-відновними.

З'ясуємо, чому, наприклад, взаємодія магнію з киснем є окисно-відновною реакцією:

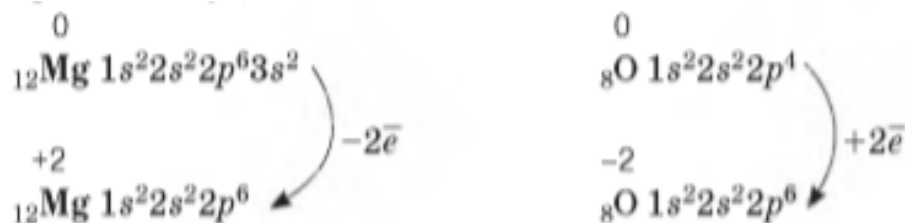


Відбулася зміна ступенів окиснення Магнію та Оксигену.

Отже, це окисно-відновна реакція. Напишемо її електронний баланс, визначимо окисник і відновник:



А як змінилася тоді будова електронних оболонок атомів Магнію та Оксигену в утвореній сполуці?

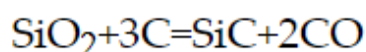
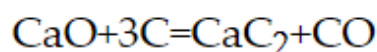
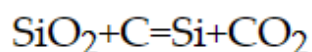
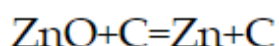
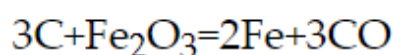
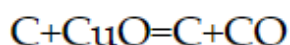


Як бачимо, зовнішні енергетичні рівні обох атомів набули завершеної конфігурації: Магнію — за рахунок віддавання двох електронів, Оксигену — за рахунок їх приєднання. Окисно-відновні процеси в інших наведених рівняннях взаємодії неметалів із металами розгляньте, попрацювавши групами.

Наприклад, відновні властивості водню й вуглецю в їх реакціях з оксидами металічних хімічних елементів можна передати загальною схемою:

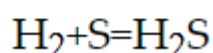
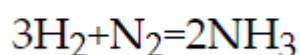
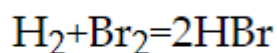
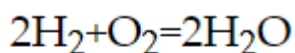


Усі реакції за участю вуглецю є окисно-відновними. Карбон у них може виявляти відновну (найхарактерніша властивість) або окиснювальну властивості. Як відновник вуглець взаємодіє з киснем, вуглекислим газом, оксидами металічних елементів, водою. Реакції вуглецю з оксидами металічних елементів використовуються в металургії для добування заліза, міді, цинку, свинцю та інших металів.



Водень хімічно інертний і взаємодіє лише з найактивнішим неметалом фтором, з іншими речовинами – при нагріванні, освітленні або наявності каталізатора. У реакціях може бути відновником або окисником.

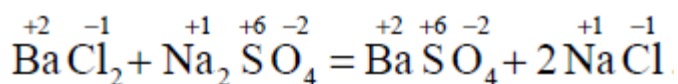
Відновні властивості водень виявляє у реакціях з киснем, бромом, сіркою, селеном, азотом та іншими неметалами, а також з оксидами металічних елементів (як правило, d-елементів).



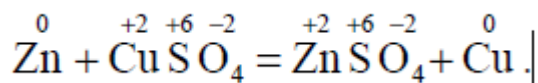
Якщо над нагрітим оксидом купруму (II) CuO пропускати струмінь водню, то відбувається реакція, в ході якої гідроген відбирає від оксиду купрума (II) Оксиген, утворюючи з ним воду, а мідь при цьому відновлюється: $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$. Також водень взаємодіє з розчином солей де також відновлює мідь: $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2 = \text{Cu} + 2\text{HCl}$. Ці реакції використовують при добуванні металів.

Розглянемо детальніше окисно-відновні реакції.

Усі хімічні реакції можна розподілити на дві групи. У реакціях першої групи ступінь окиснення всіх елементів, що входять до складу речовин, залишається незмінним, а в реакціях другої групи – змінюється. Як приклад реакцій першої групи можна навести реакцію розчинів електролітів, тобто



Прикладом реакцій другої групи може служити взаємодія цинку з Купрум (II) сульфуром, а саме:



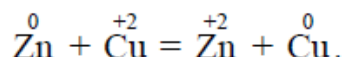
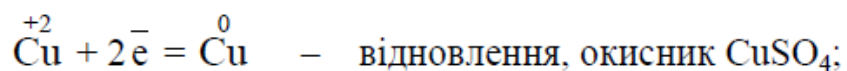
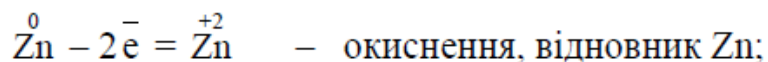
Якщо в першій реакції жоден елемент не змінює ступеня окиснення, то в другому прикладі ступінь окиснення Цинку змінюється від 0 до +2, а Купруму – від +2 до 0.

Реакції, внаслідок яких змінюються ступені окиснення елементів, називаються **окисно-відновними**.

Слід звернути увагу на те, що окисно-відновні процеси надзвичайно поширені в природі (засвоєння вуглекислого газу рослинами, корозія металів та ін.) і відіграють важливу роль у практичній діяльності людини (добування металів і неметалів із руд, використання хімічних джерел струму, боротьба з корозією, виробництво хімічних продуктів і т.д.).

З позицій електронної теорії окисно-відновний процес зумовлений переміщенням електронів від одних частинок (атомів, молекул, іонів) до інших.

Так, у наведеній вище реакції електрони від атомів Цинку переходять до іонів Купруму, тобто



Процес втрати частинок електронів називається окисненням, а процес приєднання електронів до частинки – відновленням. Отже, у розглянутій реакції 2 цинк окиснюється, а іон купруму – відновлюється, причому обидва процеси відбуваються одночасно.

Речовина, до складу якої входить окиснюваний елемент (тобто елемент, який втрачає електрони), називається відновником, а речовина, яка містить відновлюваний елемент (тобто елемент, який приєднує електрони) – окисником.

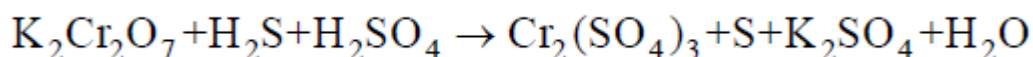
Як бачимо, у наведеному прикладі CuSO₄ – окисник, а Zn – відновник. Із рівняння (3) видно, що атом цинку втрачає, а іон купруму приєднує два електрони.

Таким чином, під час окисно-відновних реакцій загальне число електронів, що віддає відновник, повинно дорівнювати загальному числу електронів, які приєднує окисник. На цій закономірності базуються існуючі методи визначення коефіцієнтів в окисно-відновних реакціях: електронного балансу та іонно-електронний.

Метод електронного балансу

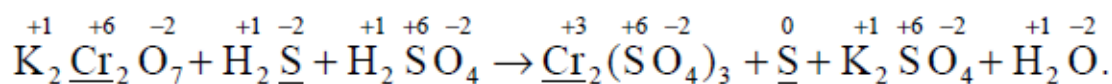
Для запису рівняння окисно-відновної реакції треба знати властивості взаємодіючих речовин. Питання про отримані при цьому продукти реакції може бути вирішено експериментально. Наприклад, при взаємодії сірководню з калій дихроматом у кислому середовищі колір розчину змінюється з оранжевого на зелений, характерний для сполук тривалентного хрому, крім того, розчин мутніє внаслідок випадання в осад сірки.

Запис вихідних речовин і продуктів реакції виглядає так:



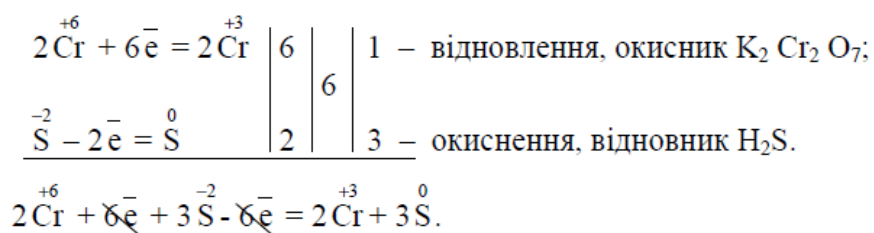
У тому разі, коли відомі вихідні й кінцеві продукти реакції, визначення коефіцієнтів у рівнянні цієї реакції відбувається за допомогою методу електронного балансу. Для його успішного засвоєння необхідно знати таку послідовність дій:

1. Визначають ступінь окиснення елементів у речовинах лівої та правої частин рівняння, а саме:



Позначають елементи, ступінь окиснення яких у ході реакції змінився. У нашому випадку такими елементами є Хром і Сульфур.

2. Складають рівняння електронного балансу з урахуванням загального числа атомів, які окиснилися й відновилися. У $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (це окисник) два атоми Хрому приєднують 6 електронів (відновлення), а в H_2S (це відновник) атом Сульфуру втрачає 2 електрони (окиснення), тобто

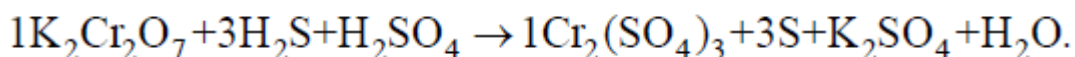


Виходячи з того, що число електронів, яке віддає відновник, повинно дорівнювати числу електронів, отриманих окисником, за правилом найменшого загального кратного визначають у рівнянні реакції основні коефіцієнти для відновника (3) і окисника (1), які надалі в багатьох випадках залишаються незмінними.

Помноживши перше рівняння на коефіцієнт (1), а друге – на (3), знаходять загальне рівняння (7) як суму перших двох. Правильність складання цього рівняння перевіряють за рівністю в обох його частинах:

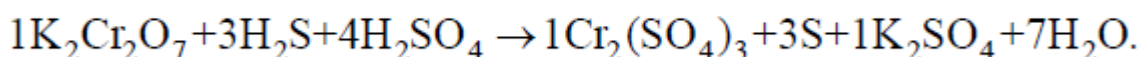
- кількості відданих і приєднаних електронів (6e);
- кількості однойменних атомів (2Cr, 3S);
- сум ступенів окиснення, тобто $+12 - 6 = +6 + 0 \rightarrow +6 = +6$.

3. Переносять знайдені коефіцієнти перед Cr та S у вихідне рівняння з урахуванням числа атомів, що входять до складу відповідних молекул речовин, а саме:



4. Далі перевіряють число атомів металів, що не змінюють ступінь окиснення (Калію), кислотних залишків (груп SO_4^{2-}) і встановлюють коефіцієнти для K_2SO_4 (1) і H_2SO_4 (4).

5. За числом атомів гідрогену у вихідних речовинах (14) знаходять число молекул води, що при цьому утворилися (7), і записують рівняння реакції в остаточному вигляді, тобто



6. Правильність визначення коефіцієнтів у рівнянні реакції перевіряють за числом атомів Оксигену в обох його частинах (23).

АЛГОРИТМ МЕТОДУ ЕЛЕКТРОННОГО БАЛАНСУ

Алгоритм	Схема реакції
1. Записуємо схему реакції.	$\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
2. Визначаємо ступені окиснення елементів у лівій і правій частинах рівняння і підкреслюємо ті елементи, які змінили ступінь окиснення.	$\overset{0}{\text{Zn}} + \overset{+1+5-2}{\text{HNO}_3} \rightarrow \overset{+2+5-2}{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2} + \overset{+1-2}{\text{H}_2\text{O}} + \overset{0}{\text{N}_2}$
3. Випишуємо знаки хімічних елементів, атоми чи йони яких змінюють ступінь окиснення.	$\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{+2}$ $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}_2^0$
4. Знаходимо скільки електронів віддають або приєднують відповідні атоми чи йони. Складаємо схему електронного балансу, знаходимо найменше спільне кратне чисел відданих і приєднаних електронів (їх кількість має бути однаковою). Вказуємо окисник і відновник. У схемі $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}_2^0$, перед N^{+5} ставимо коефіцієнт два тому, що для утворення молекули N_2 повинно прийняти участь два атоми (йони): $2\text{N}^{+5} + 10\text{e}^- \rightarrow \text{N}_2^0$.	$\begin{array}{l l} \overset{0}{\text{Zn}} + 2\text{e}^- \rightarrow \overset{+2}{\text{Zn}} & \left. \begin{array}{l} 5 \text{ відновник, процес окиснення} \\ 10 \end{array} \right\} \\ \overset{+5}{2\text{N}} + 10\text{e}^- \rightarrow \overset{0}{\text{N}_2} & \left. \begin{array}{l} 1 \text{ окисник, процес відновлення} \\ 10 \end{array} \right\} \end{array}$ тобто $5\text{Zn}^0 - 10\text{e}^- \rightarrow 5\text{Zn}^{+2}$ $2\text{N}^{+5} + 10\text{e}^- \rightarrow \text{N}_2^0$
5. Знайдені коефіцієнти ставим перед відповідними формулами спочатку в правій, а потім в лівій частині рівняння.	$5\text{Zn}^0 + \text{HNO}_3 \rightarrow 5\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
6. Знаходимо коефіцієнти для формул усіх інших речовин. Підраховуючи число атомів Нітрогену треба пам'ятати, що в правій частині рівняння Нітроген міститься у двох речовинах: $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ і N_2 , тому підраховуємо спочатку число атомів Нітрогену справа і зрівноважуємо в лівій частині рівняння. Зрівноважуємо число атомів Гідрогену. Якщо коефіцієнти підібрані правильно, то число Оксигену буде однакове в обох частинах рівняння.	$5\text{Zn} + 12\text{HNO}_3 = 5\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$

