

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ УКРАЇНИ
«КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ
імені ІГОРЯ СІКОРСЬКОГО»

НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ РОЗРАХУНКОВА РОБОТА

Навчальний посібник

Рекомендовано Методичною радою КПІ ім. Ігоря Сікорського
як навчальний посібник для здобувачів ступеня бакалавра
за всіма освітніми програмами
спеціальності 161 Хімічна технологія та інженерія

Укладачі: А.О. Зулфігаров, Н. Є. Власенко, І.В. Коваленко

Електронне мережне навчальне видання

Київ
КПІ ім. Ігоря Сікорського
2023

Рецензент

Сангінова О.В., к.т.н., доц, КПІ імені Ігоря Сікорського

Відповідальний
редактор

Андрійко О.О., д.х.н., проф.

*Гриф надано Методичною радою КПІ ім. Ігоря Сікорського
(протокол № 9 від 22.06.2023 р.)
за поданням Вченої ради хіміко-технологічного факультету
(протокол № 4 від 24.04.2023 р.)*

Розглянуто фундаментальні поняття неорганічної хімії, які охоплюють особливості та хімічні властивості s- та p-елементів, d-металів і координаційних сполук. Наведено завдання до розрахункової роботи для самостійного виконання разом з прикладами розв'язку типових завдань.

Навчальний посібник призначений для здобувачів вищої освіти ступеня «бакалавр» за спеціальністю 161 Хімічна технологія та інженерія інженерно-хімічного факультету. Також може бути корисним для здобувачів інших природничих спеціальностей технічного спрямування.

Реєстр. № НП 22/23-749. Обсяг 5.4 авт. арк.

Національний технічний університет України
«Київський політехнічний інститут імені Ігоря Сікорського»
проспект Перемоги, 37, м. Київ, 03056
<https://kpi.ua>

Свідоцтво про внесення до Державного реєстру видавців, виготовлювачів
і розповсюджувачів видавничої продукції ДК № 5354 від 25.05.2017 р.

© КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2023

ЗМІСТ

Вступ	3
1. Хімічні властивості Гідрогену та р-елементів IV, V, VI та VII груп	4
2. Хімічні властивості s- та р-елементів I, II та III груп	11
3. Хімічні властивості координаційних(комплексних) сполук	16
4. Хімічні властивості d-металів	25
5.Окисно-відновні перетворення (ланцюжки хімічних реакцій)	35
Додатки	45
Список рекомендованої літератури	49

ВСТУП

Знання хімічних властивостей хімічних елементів та їх сполук лежать в основі будь-яких технологічних процесів по створенню та виробництву величезного спектру товарів та виробів. Без розуміння який матеріал потрібен для тих чи інших умов експлуатації не можливо створити жодного об'єкту не кажучи вже про обладнання його виробництва. Саме тому Неорганічна хімія лежить одним з фундаментальних каменів будь-якої інженерної освіти, на основі якого майбутні студенти-інженери зможуть навчитися швидко, якісно та ефективно створювати найсучасніші об'єкти виробництва.

Для інженерів, що створюють та проектують обладнання хімічних виробництв, необхідність знань в частині хімічних матеріалів та їх хімічних властивостей є основним для їх подальшої діяльності. Саме тому у цьому посібнику зведені основні матеріали та завдання з неорганічної хімії, з метою розтлумачення основних хімічних перетворень.

У навчальному посібнику наведені завдання для виконання розрахункової роботи за освітнім компонентом «Загальна та неорганічна хімія. Частина 2. Неорганічна хімія». Запропоновані завдання за п'ятьма розділами, до кожного з них студент має виконати по одному згідно індивідуального варіанту, розданого викладачем на занятті.

Виконана розрахункова робота подається у довільній друкованій або рукописній формі, на обороті титульної сторінки якого наводиться номер варіанту та таблиця з номерами тем та завдань (згідно отриманого номера варіанту) у наступному вигляді:

№ теми	Тема 1	Тема 2	...
Оцінка	...		

Виконання кожного нового завдання слід починати з нової сторінки. На початку сторінки необхідно навести повне, без скорочень, формулювання

умови завдання. Завдання сформульовані у вигляді питання, слід дати відповідь на них, наводячи відповідні пояснення (там, де це необхідно за умовою), не обмежуючись констатацією певного факту чи наведенням формулювання того чи іншого закону. Всі окисно-відновні реакції мають супроводжуватися електронними балансами, за допомогою яких реакції урівнюються з вказанням окисника та відновника.

1. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ГІДРОГЕНУ ТА p-ЕЛЕМЕНТІВ IV, V, VI ТА VII ГРУП

Хімію s - елементів ми починаємо розглядати з вивчення властивостей елементу Гідрогену. А одразу за ним будемо вивчати хімію p – елементу Оксигену і його сполук. Такий порядок вивчення цілком логічний з кількох причин. По-перше, ще з часів становлення неорганічної хімії стало ясно, що найважливішим класом неорганічних сполук кожного з елементів є їх гідроксиди – їх поведінка формує „хімічний портрет” елемента. Тому перед вивченням інших елементів доцільно ознайомитися перш за все з хімією цих двох елементів.

По-друге, Гідроген (як і Оксиген) є виключно важливим елементом для біосистем. Він входить до структури всіх органічних молекул в живих організмах і він же, разом з Оксигеном, утворює воду – можливо, найнеобхіднішу неорганічну сполуку, без якої навіть зародження життя на Землі було б неможливим. Весь метаболізм живих організмів проходить у воді і за участю води.

Більшість p-елементів, які ми будемо розглядати, відносяться до неметалів. Саме неметали (хоча і не всі) є основними елементами, що складають основу органічних молекул, які є будівельним матеріалом живих тканин. Бажано уважно переглянути цей розділ і пригадати, що:

- загальна електронна формула p-елементів ns^2np^{N-2} , де N – номер групи;
- не всі члени групи є повними електронними аналогами, як це має місце у s- елементів;
- кожен елемент другого періоду не має вільного d – підрівня, що обмежує його валентні можливості;

- елементи другого періоду мають кайносиметричні 2p-орбіталі, електрони на них тримаються дуже міцно і їх неметалічні властивості значно сильніші, ніж у важчих аналогів;

- на хімічні властивості p-елементів істотно впливає не тільки будова зовнішньої електронної оболонки, але й внутрішні електрони, що знаходяться безпосередньо під шаром валентних електронів.

Електронна будова атомів p-елементів VII групи (елементи Фтор, Хлор, Бром, Йод і Астат), Галогенів, ns^2np^5 , тобто, до створення завершеної оболонки інертного газу їм не вистачає одного електрона. Тому вони і функціонують як неметали, будучи в змозі цей електрон приєднати. При цьому флуор є найбільш електронегативним елементом – “найнеметальнішим” з усіх неметалів. Хлор і бром за електронегативністю близькі до нітрогену, а йод за ступенем неметалічності може бути прирівняний до сульфуру, оскільки їх відносні електронегативності однакові (2,6).

Електронна формула p-елементів VI групи (елементи Оксиген, Сульфур, Селен, Телур та Полоній) $ns^2np^4nd^0$, чому відповідають можливі ступені окиснення елементів у сполуках від -2 до +6. Зі збільшенням радіусу атома неметалічні властивості послаблюються, і полоній вже є типовим металом.

Водночас електронна формула p-елементів (елементи Нітроген, Фосфор, Арсен, Стийбій та Бісмут) V групи $ns^2np^3nd^0$, чому відповідають можливі ступені окиснення елементів у сполуках від -3 до +5, а частка металічних властивостей продовжує збільшуватися при русі по групі згори до низу.

Четверта група (елементи Карбон, Силіцій, Германій, Станум і Плюмбум) є своєрідним „водорозділом” періодичної системи – зліва знаходяться „електронно дефіцитні” елементи, які всі вже мали би бути металами¹, якби не особливі властивості Бору. Лише два перші з цих елементів відносяться до неметалів.

¹ Уявна лінія, що відділяє електронно дефіцитні елементи від решти, іноді називається „границя Цинтля”.

Завдання 1

1. Сполуки Гідрогену та Оксигену. Отримання водню. Отримання кисню. Вода. Хімічні властивості води: взаємодія води з металами, неметалами, оксидами. Гідроліз солей. Твердість природної води. Методи усунення твердості води. Пероксид водню. Кислотні властивості. Окисно-відновні властивості.

2. Галогени. Отримання галогенів. Зміна окисних властивостей в ряду фтор, хлор, бром, йод. Хлоридна (соляна) кислота. Отримання хлоридної (соляної) кислоти. Хімічні властивості. Зміна відновних властивостей в ряду фторид, хлорид, бромід, йодид іонів.

3. Нітроген. Аміак. Будова молекули. Одержання. Властивості аміаку. Взаємодія розчину аміаку з розчинами солей металів. Нітратна (азотна) кислота. Одержання. Хімічні властивості нітратної кислоти. Нітрати. Розклад нітратів. Окисні властивості нітратної кислоти в залежності від концентрації кислоти та активності металу.

4. Сульфур. Оксиген- та гідроген-вмісні сполуки сульфуру. Сульфатна (сірчана) кислота. Одержання. Хімічні властивості сульфатної кислоти. Окисні властивості сульфатної кислоти в залежності від концентрації кислоти та активності металу. Гідроліз сульфатів.

5. Як та чому змінюється стійкість можливих ступенів окиснення у ряду Ge - Sn - Pb? Покажіть це на реакціях взаємодії елементів з киснем, хлором та нітратною кислотою.

6. Фосфор. Ступені окиснення. Добування фосфору. Оксиди, кислоти, солі. Фосфатна (ортофосфорна) кислота. Отримання та властивості. Фосфати. Фосфорні добрива.

7. Сполуки гідрогену та кисню. Отримання водню. Отримання кисню. Вода. Хімічні властивості води: взаємодія води з металами, неметалами, оксидами. Гідроліз солей. Твердість природної води. Методи усунення твердості води. Пероксид водню. Кислотні властивості. Окисно-відновні властивості.

8. Галогени. Отримання галогенів. Зміна окисних властивостей в ряду фтор, хлор, бром, йод. Хлоридна (соляна) кислота. Отримання хлоридної (соляної) кислоти. Хімічні властивості. Зміна відновних властивостей в ряду фторид, хлорид, бромід, йодид іонів.

9. Нітроген. Аміак. Будова молекули. Одержання. Властивості аміаку. Взаємодія розчину аміаку з розчинами солей металів. Нітратна (азотна) кислота. Одержання. Хімічні властивості нітратної кислоти. Нітрати. Розклад нітратів. Окисні властивості нітратної кислоти в залежності від концентрації кислоти та активності металу.

10. Сульфур. Киснев- та гідроген-вмісні сполуки сульфуру. Сульфатна (сірчана) кислота. Одержання. Хімічні властивості сульфатної кислоти. Окисні властивості сульфатної кислоти в залежності від концентрації кислоти та активності металу. Гідроліз сульфатів.

11. Як та чому змінюється стійкість можливих ступенів окиснення у ряду Ge - Sn - Pb? Покажіть це на реакціях взаємодії елементів з киснем, хлором та нітратною кислотою.

12. Фосфор. Ступені окиснення. Добування фосфору. Оксиди, кислоти, солі. Фосфатна (ортофосфорна) кислота. Отримання та властивості. Фосфати. Фосфорні добрива.

13. Сполуки гідрогену та кисню. Отримання водню. Отримання кисню. Вода. Хімічні властивості води: взаємодія води з металами, неметалами, оксидами. Гідроліз солей. Твердість природної води. Методи усунення твердості води. Пероксид водню. Кислотні властивості. Окисно-відновні властивості.

14. Галогени. Отримання галогенів. Зміна окисних властивостей в ряду фтор, хлор, бром, йод. Хлоридна (соляна) кислота. Отримання хлоридної (соляної) кислоти. Хімічні властивості. Зміна відновних властивостей в ряду фторид, хлорид, бромід, йодид іонів.

15. Нітроген. Аміак. Будова молекули. Одержання. Властивості аміаку. Взаємодія розчину аміаку з розчинами солей металів. Нітратна (азотна) кислота. Одержання. Хімічні властивості нітратної кислоти. Нітрати. Розклад нітратів. Окисні властивості нітратної кислоти в залежності від концентрації кислоти та активності металу.

16. Сульфур. Кисне- та гідроген-вмісні сполуки сульфуру. Сульфатна (сірчана) кислота. Одержання. Хімічні властивості сульфатної кислоти. Окисні властивості сульфатної кислоти в залежності від концентрації кислоти та активності металу. Гідроліз сульфатів.

17. Як та чому змінюється стійкість можливих ступенів окиснення у ряду Ge - Sn - Pb? Покажіть це на реакціях взаємодії елементів з киснем, хлором та нітратною кислотою.

18. Фосфор. Ступені окиснення. Добування фосфору. Оксиди, кислоти, солі. Фосфатна (ортофосфорна) кислота. Отримання та властивості. Фосфати. Фосфорні добрива.

19. Сполуки гідрогену та кисню. Отримання водню. Отримання кисню. Вода. Хімічні властивості води: взаємодія води з металами, неметалами, оксидами. Гідроліз солей. Твердість природної води. Методи усунення твердості води. Пероксид водню. Кислотні властивості. Окисно-відновні властивості.

20. Галогени. Отримання галогенів. Зміна окисних властивостей в ряду фтор, хлор, бром, йод. Хлоридна (соляна) кислота. Отримання хлоридної (соляної) кислоти. Хімічні властивості. Зміна відновних властивостей в ряду фторид, хлорид, бромід, йодид іонів.

21. Нітроген. Аміак. Будова молекули. Одержання. Властивості аміаку. Взаємодія розчину аміаку з розчинами солей металів. Нітратна (азотна) кислота. Одержання. Хімічні властивості нітратної кислоти. Нітрати. Розклад нітратів. Окисні властивості нітратної кислоти в залежності від концентрації кислоти та активності металу.

22. Сульфур. Кисне- та гідроген-вмісні сполуки сульфуру. Сульфатна (сірчана) кислота. Одержання. Хімічні властивості сульфатної кислоти. Окисні властивості сульфатної кислоти в залежності від концентрації кислоти та активності металу. Гідроліз сульфатів.

23. Як та чому змінюється стійкість можливих ступенів окиснення у ряду Ge - Sn - Pb? Покажіть це на реакціях взаємодії елементів з киснем, хлором та нітратною кислотою.

24. Добування та властивості олов'яних кислот.

25. Сурик, будова, властивості.

2. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ s- ТА p-ЕЛЕМЕНТІВ I, II ТА III ГРУП

s-Елементи I групи (елементи Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій та Францій) мають електронну будову ns^1 , а значить, можуть втратити цей єдиний електрон і перейти в ступінь окиснення +1. Це є єдино можливий їх стан у звичайних хімічних сполуках (що не відносяться до класу інтерметалідів).

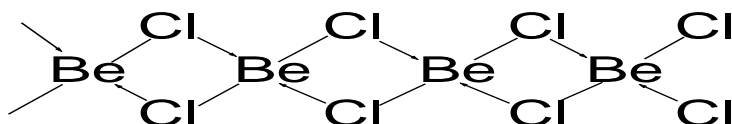
Ці елементи називають *лужними металами*. Це означає, що їхні гідроксиди є лугами, тобто сильними розчинними основами. Однак деякі хіміки не відносять літій до лужних металів, розглядаючи його хімію окремо. Дійсно, він має багато особливостей, які відрізняють його від інших членів цієї групи. Пов'язано це з тим, що заряд іона Li^+ зосереджений в дуже малому об'ємі, що і приводить до появи значних відмінностей у поведінці цього елемента.

s-Елементи II групи (елементи Берилій, Магній, Кальцій, Стронцій, Барій та Радій) мають електронну будову ns^2 , тобто на зовнішньому електронному рівні в них є два електрони, які доволі легко можуть бути втрачені. Тоді елементи набувають ступеню окиснення +2, який є єдино можливим у звичайних хімічних сполуках (що не відносяться до класу інтерметалідів). Тому ці елементи мають властивості активних металів, які утворюють в більшості сполук іонні зв'язки.

Винятком до певної міри є берилій, який є амфотерним, здатним утворювати ковалентні зв'язки з багатьма елементами. Головною причиною є кайносиметричність 2p-орбіталі. Електрони на подібних орбіталях важко втрачаються і здатні утворювати ковалентні зв'язки. Тому хімія берилію відрізняється від хімії решти s-елементів.

Власне, в не збудженому стані на 2p-орбіталі електронів немає, але при переході в збуджений стан один електрон там з'являється. В результаті при утворенні хімічного зв'язку утворюються гібридні sp-орбіталі, і молекула, наприклад, $BeCl_2$ є лінійною, коли ця речовина знаходиться в стані пари. Але в

конденсованому стані той же хлорид берилію є сполукою полімерною. Атом берилію знаходиться в стані sp^3 – гібридизації. Дві орбіталі утворюють нормальні зв'язки з атомами хлору, а дві порожні – притягують вільні електронні пари атомів хлору, утворюючи донорно-акцепторний зв'язок:



Нічого подібного у решти елементів цієї групи не спостерігається – їх галогеніди є звичайними іонними сполуками. Гідроксид берилію є також полімерною сполукою, причому він амфотерний. При взаємодії з лугами утворюється розчинний гідроксокомплекс $[Be(OH)_4]^{2-}$. Можливе утворення і інших комплексів з координаційним числом 4.

Тому хімія сполук берилію має розглядатися окремо від інших елементів. Вона подібна до хімії сполук алюмінію – тут ми спостерігаємо так звану діагональну подібність (Li-Mg, Be-Al, B-Si).

Магній за властивостями значно відрізняється від берилію. Його сполуки переважно іонні, хоча іноді спостерігається деякий вплив додаткового ковалентного зв'язування, особливо у твердій фазі. Властивості його сполук все ж відрізняються від важчих аналогів. Зокрема, гідроксид магнію нерозчинний у воді. Сульфат же навпаки, розчинний. Для магнію типовим є утворення гідроксосолей, на відміну від елементів підгрупи кальцію, які таких солей не утворюють. Тому хімію магнію іноді також розглядають окремо, а решту елементів, що дістали назву *лужноземельні*, відносять до підгрупи кальцію. Хоча подібностей все ж багато, і тому деякі автори також відносять магній до лужноземельних металів.

Вміст металів у земній корі, звичайно, дуже відрізняється. Як і очікувалось, пара біогенних елементів (магній і кальцій) є дуже поширеними в природі.

Третя група періодичної системи є найбільш чисельною. Вона містить 5 р-елементів, 4 d-елементи, а також f-елементи, з яких 14 лантаноїдів і 14 актиноїдів, тобто, всього 37 елементів. В цьому розділі ми розглядаємо тільки р-елементи. Але слід сказати, що майже у всіх сполук елементів цієї групи характерний ступінь окиснення становить +3, а електронні конфігурації таких катіонів практично однакові для всіх елементів цієї групи. Тому, на відміну від інших груп, властивості елементів головної і побічної підгруп дуже схожі.

Сполуки р-елементів (елементи Бор, Алюміній, Галій, Індій та Талій) не є біогенними. Починаючи з алюмінію, р-елементи III групи є металами. Бор має свої особливості, які змушують віднести його до неметалів, хоча він і є електронно дефіцитним елементом.

Завдання 2

1. Добування гідроксидів лужних металів, їх властивості. Солі лужних металів. Добування соди та поташу.
2. Як реагують s-елементи II групи з воднем, азотом, вуглецем? Назвіть продукти, що при цьому утворюються, та наведіть рівняння реакцій їх взаємодії з водою.
3. Складіть рівняння реакцій, що відбуваються при добуванні цементу. Чому цемент твердіє при дії води?
4. Як у промисловості добувають: а) Натрій, б) гідроксид натрію, в) Магній? Наведіть рівняння відповідних окисно-відновних процесів.
5. Як добувають галій, індій, талій? Порівняйте активність цих металів з активністю алюмінію.

6. Добування гідроксидів лужних металів, їх властивості. Солі лужних металів. Добування соди та поташу.
7. Як реагують s-елементи II групи з воднем, азотом, вуглецем? Назвіть продукти, що при цьому утворюються, та наведіть рівняння реакцій їх взаємодії з водою.
8. Складіть рівняння реакцій, що відбуваються при добуванні цементу. Чому цемент твердіє при дії води?
9. Як у промисловості добувають: а) Натрій, б) гідроксид натрію, в) Магній? Наведіть рівняння відповідних окисно-відновних процесів.
10. Як добувають галій, індій, талій? Порівняйте активність цих металів з активністю алюмінію.
11. Добування гідроксидів лужних металів, їх властивості. Солі лужних металів. Добування соди та поташу.
12. Як реагують s-елементи II групи з воднем, азотом, вуглецем? Назвіть продукти, що при цьому утворюються, та наведіть рівняння реакцій їх взаємодії з водою.
13. Складіть рівняння реакцій, що відбуваються при добуванні цементу. Чому цемент твердіє при дії води?
14. Як у промисловості добувають: а) Натрій, б) гідроксид натрію, в) Магній? Наведіть рівняння відповідних окисно-відновних процесів.
15. Як добувають галій, індій, талій? Порівняйте активність цих металів з активністю алюмінію.
16. Добування гідроксидів лужних металів, їх властивості. Солі лужних металів. Добування соди та поташу.
17. Як реагують s-елементи II групи з воднем, азотом, вуглецем? Назвіть продукти, що при цьому утворюються, та наведіть рівняння реакцій їх взаємодії з водою.
18. Складіть рівняння реакцій, що відбуваються при добуванні цементу. Чому цемент твердіє при дії води?

19. Як у промисловості добувають: а) Натрій, б) гідроксид натрію, в) Магній? Наведіть рівняння відповідних окисно-відновних процесів.

20. Оксиди та пероксиди лужних металів. Властивості пероксиду натрію.

21. Добування гідроксидів лужних металів, їх властивості. Солі лужних металів. Добування соди та поташу.

22. Як реагують s-елементи II групи з воднем, азотом, вуглецем? Назвіть продукти, що при цьому утворюються, та наведіть рівняння реакцій їх взаємодії з водою.

23. Складіть рівняння реакцій, що відбуваються при добуванні цементу. Чому цемент твердіє при дії води?

24. Як у промисловості добувають: а) Натрій, б) гідроксид натрію, в) Магній? Наведіть рівняння відповідних окисно-відновних процесів.

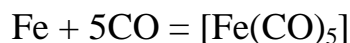
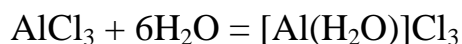
25. Як добувають галій, індій, талій? Порівняйте активність цих металів з активністю алюмінію.

3. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КООРДИНАЦІЙНИХ(КОМПЛЕКСНИХ) СПОЛУК

Оксиди, кислоти, основи, солі - основні класи неорганічних сполук. Сіль утворюється з основи і кислоти. Наприклад, ціанідна кислота HCN та гідроксид феруму Fe(OH)₂ утворюють сіль, що називається ціанід феруму (II), Fe(CN)₂. Ця сіль називається простою, тому, що вона утворена кислотним залишком і іоном металу, з'єднаних в еквівалентних кількостях. Такі прості сполуки часто можуть взаємодіяти між собою, утворюючи складніші молекули, причому нових електронних пар в таких реакціях, як правило, не утворюється. Наприклад, дві солі, ціанід феруму та ціанід калію, сполучаються між собою



Подібного роду сполуки, що одержують з двох чи більше речовин, не обов'язково солей, називаються комплексними. Інші приклади утворення комплексних сполук:



Таких прикладів можна навести багато. Всі вони мають ту особливість, що продукт реакції, комплексна сполука, практично має значно відмінні властивості в порівнянні з вихідними простими речовинами, з яких вона була одержана.

Наприклад, вихідні речовини першої реакції, прості ціаніди, особливо ціанід калію, дуже отруйні, тоді як комплексна сполука, ферроціанід, абсолютно ні. Залізо – метал, оксид карбону (II) – газ, а пентакарбоніл феруму – летка досить таки токсична рідина.

Отже, розглянувши ці приклади, легко зрозуміти, чому такі сполуки називають комплексними. Комплексна сполука одержується “складанням” двох чи більше простих.

Хімія комплексних сполук – дуже широкий розділ неорганічної хімії, який досить динамічно розвивається і де працюють цілі армії наукових працівників. Такий інтерес викликаний надзвичайно важливими і цінними властивостями таких сполук. Багато з них застосовується в хімічному аналізі, в багатьох промислових технологіях. Також величезна кількість комплексних сполук є біологічно активними – тобто, приймають безпосередню участь в процесах, що протікають в живих організмах чи впливають на них. Тому і біологія, і медицина, і сільське господарство, багато в чому залежать від розвитку хімії комплексних сполук.

Як наука, хімія комплексних сполук започаткувалася в самому кінці дев’ятнадцятого століття завдяки працям видатного швейцарського хіміка, одного з перших Нобелівських лауреатів, Альфреда Вернера. Він розробив так звану координаційну теорію будови комплексних сполук. Він вперше вказав на наявність у таких сполук координаційної (внутрішньої) сфери. Тому комплексні сполуки ще називають координаційними.

До складу координаційної (внутрішньої) сфери входить комплексоутворювач, що називається центральний атом, а також ті молекули чи іони, що безпосередньо зв’язані з центральним атомом. Вони називаються лігандами. При написанні формул координаційну сферу беруть в квадратні дужки.

Координаційна сфера має заряд, що складається з заряду центрального атома та суми зарядів лігандів. Цей заряд може бути від’ємним, додатнім та нульовим.

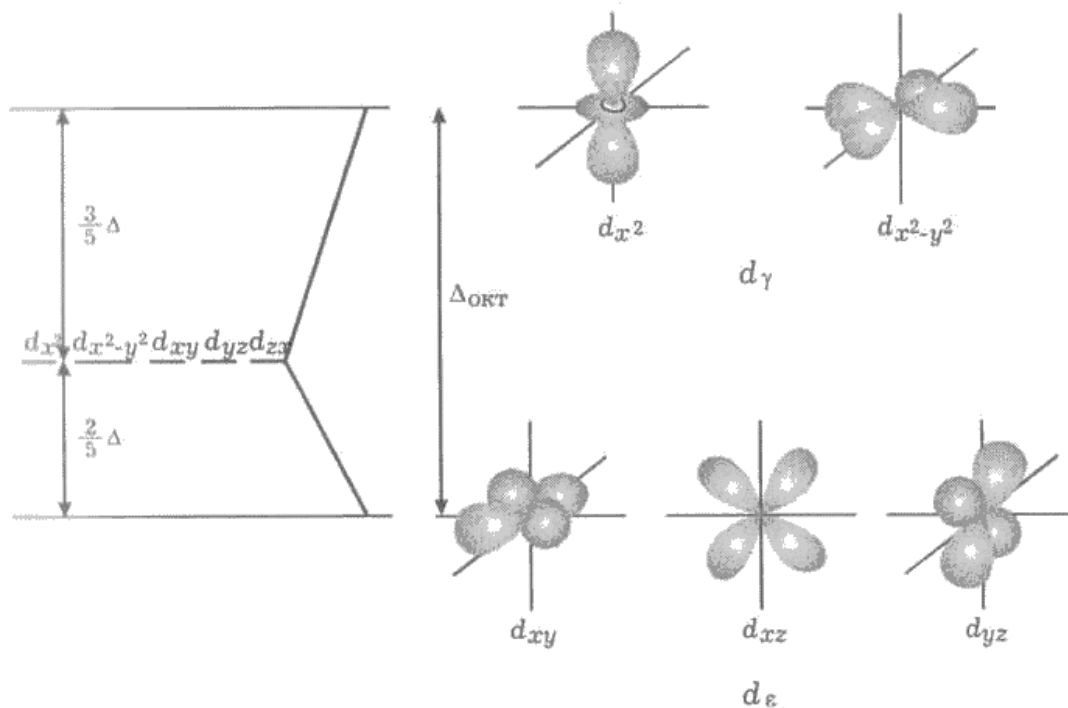
Якщо заряд комплексу не нульовий, а так буває в більшості випадків, то він компенсується в молекулі зарядом іонів, що знаходяться за межами

внутрішньої сфери і утворюють так звану зовнішню сферу комплексної сполуки. Ясно, що комплекс з нульовим зарядом внутрішньої сфери зовнішньої сфери не має.

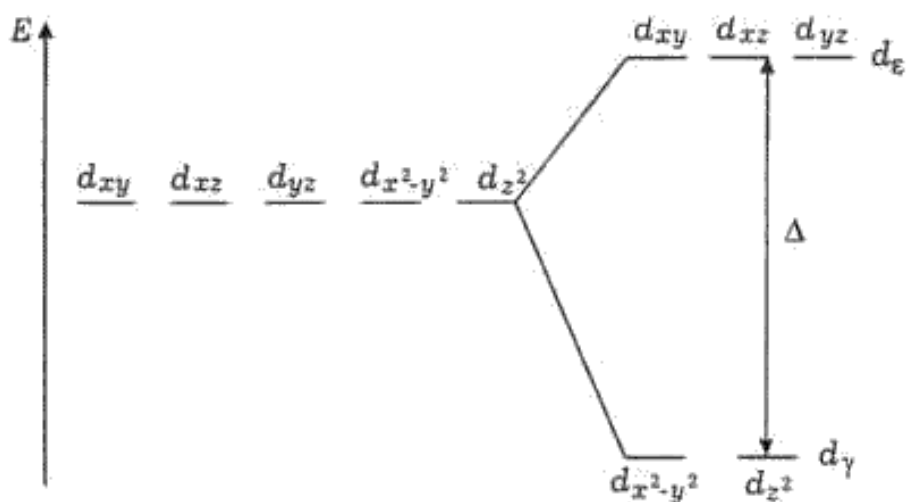
Число лігандів у внутрішній сфері, що безпосередньо зв'язані з центральним атомом, називається координаційним числом. Координаційне число в загальному випадку може не дорівнювати кількості самих лігандів у внутрішній сфері, тому що існують випадки, коли молекула ліганду зв'язується з центральним атомом не одним своїм атомом, а кількома одночасно. Такі ліганди, що сполучаються не одним своїм атомом з центральним іоном, а кількома, називаються полідентатними.

В сучасній хімії для опису хімічних зв'язків використовують теорію кристалічного поля (ТКП). ТКП по суті є вдосконаленою електростатичною теорією. Вона розглядає специфіку поведінки центрального атома, коли він попадає в оточення лігандів, і його d -орбіталі стають енергетично нерівноцінними. А це, в свою чергу, визначає характер розміщення на них електронів і їх здатність до утворення певних зв'язків.

Розташування d -орбіталей в ізольованому атомі чи іоні. А вони є двох типів:



У вільному атомі ці орбіталі є енергетично виродженими, тобто їх енергія однакова. Якщо цей атом попаде в електричне поле і воно буде мати сферичну симетрію, то воно однаковою мірою буде діяти на всі 5 орбіталей і виродження збережеться. У всіх інших випадках орбіталі стануть енергетично нерівноцінними. Наприклад, нехай це поле буде створено 6-ма негативними зарядами октаедричними, розміщеними на однаковій відстані від центра на кожній з вибраних нами координатних осей. Тоді енергія орбіталей, що направлені вздовж осей (d_{z^2} , $d_{x^2-y^2}$), підвищиться за рахунок їх відштовхування від зарядів, що знаходяться на цих осях. Енергія трьох інших орбіталей (d_{xy} , d_{xz} , d_{yz}) також підвищиться (бо якесь відштовхування буде), але значно меншою мірою, тому, що їх електронна густина знаходиться не на осях, а між ними. Тобто, в такому полі октаедричної симетрії орбіталі енергетичного підрівня матимуть різний запас енергії – d підрівень «розщепиться» на два:



Ці два енергетичні d-підрівні дістали назви d і d відповідно.

От таке поле октаедричної конфігурації утворюється в октаедричних комплексах MeL_6 за рахунок зарядів, що несуть на собі електронні пари лігандів.

ТКП пояснює, на відміну від методу ВЗ, спектри поглинання комплексів.

Починаючи вже з четвертого d-електрона, з'являються дві можливості – або стати на рівень d, у відповідності до правила Гунда, або порушити це правило, ставши на рівень d і утворивши електронну пару. Як буде насправді – залежатиме від енергії розщеплення. Якщо вона більша, ніж енергія, необхідна для спарювання, реалізується перший випадок і утвориться низько спіновий внутрішньо орбітальний комплекс. Якщо навпаки – комплекс буде високо спіновий зовнішньо орбітальний.

В таблицю зведені найважливіші конфігурації внутрішніх сфер і відповідні їм типи гібридизації.

Корд. Число	Конфігурація внутрішньої сфери	Тип гібридизації	Приклади
2	Лінійна	sp	$[Ag(NH_3)_2]^+$

3	Трикутник	sp^2, sd^2	$[HgI_3]^-$
4	Тетраedr	sp^3	$[FeCl_4]^-$
4	Квадрат	$d sp^2$	$[PtCl_4]^{2-}$
5	Тригональна біпіраміда	$sp^3 d$	$[Fe(CO)_5]$
6	Октаedr	$sp^3 d^2$	$[Co(NH_3)_6]^{3+}$

Завдання 3

1. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона–комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $[Zn(NO_3)_4]SO_4$.

2. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $[Be(H_2O)_4]SO_4$.

3. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$.

4. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $Na_3[Cr(OH)_6]$.

5. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце,

графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

6. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $[\text{Zn}(\text{NO}_3)_4]\text{SO}_4$.

7. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$.

8. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$.

9. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.

10. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

11. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $[\text{Zn}(\text{NO}_3)_4]\text{SO}_4$.

12. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце,

графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$.

13. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$.

14. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.

15. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

16. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $[\text{Zn}(\text{NO}_3)_4]\text{SO}_4$.

17. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$.

18. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$.

19. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце,

графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.

20. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

21. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $[\text{Zn}(\text{NO}_3)_4]\text{SO}_4$.

22. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$.

23. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$.

24. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.

25. Для заданої комплексної сполуки запишіть електронну формулу атома комплексоутворювача, іона –комплексоутворювача, вкажіть які орбіталі приймають участь у зв'язках з лігандами, який тип гібридизації має місце, графічно розпишіть розщеплення орбіталей за теорією кристалічного поля, яку конфігурацію має комплексний іон $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

4. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ d-МЕТАЛІВ

Властивості d- елементів у порівнянні з р-елементами відповідних головних підгруп виглядають наступним чином:

Спільні риси

1. Кількість валентних електронів однакова, ns^2np^{m-2} для елементів головних підгруп з номером m та $(n-1)d^{m-2}s^2$ або $(n-1)d^{m-1}s^1$ для побічних підгруп. Значить, максимально можливий ступінь окислення і тих і інших елементів однаковий і дорівнює номеру групи.
2. Не всі елементи в межах кожної групи завжди можуть утворити сполуки у максимальних ступенях окислення. Але якщо такі сполуки утворюються, то їх властивості будуть дуже і дуже подібні як для елементів головних підгруп, так і для побічних. Приклади:

SiO_2 , GeO_2 , TiO_2 , ZrO_2 - всі як один полімерні тугоплавкі сполуки, їх гідратовані форми $EO_2 \cdot xH_2O$ – слабкі кислоти, що утворюють великий набір солей з подібними властивостями – силікати, германати, титанати, цирконати. Фториди EF_4 – гази або леткі сполуки, що легко утворюють комплексні аніони $[EF_6]^{2-}$, яким відповідають гексафторосилікати, фторогерманати, фторотитанати, фтороцирконати з властивостями настільки подібними, що навіть температури плавлення сумішей $KF - K_2EF_6$ однакового складу майже не відрізняються.

В інших групах також спостерігаються подібні закономірності. Скажімо, манган і хлор – абсолютно не схожі елементи – перший газ і активний неметал, другий типовий твердий метал. Вони утворюють багато абсолютно не схожих між собою сполук – крім сполук у ступені окислення +7, що навпаки, дуже схожі. Порівняймо властивості кислот $HClO_4$ і $HMnO_4$ – обидві дуже сильні кислоти з явно вираженими окислювальними властивостями. Їх солі, відповідно перхлорати і перманганати, надзвичайно подібні – вони кристалізуються в однакових кристалічних ґратках, мають практично однакову розчинність, а деякі з них взагалі ізоморфні, тобто аніони перхлорату і перманганату можуть заміщувати один одного у кристалічній структурі відповідних солей.

Ізоморфними є, наприклад, пари солей перманганат калію KMnO_4 і перхлорат калію KClO_4 ; перманганат літію $\text{LiMnO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ і перхлорат літію $\text{LiClO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

Отже: **елементи головних і побічних підгруп проявляють схожі властивості в сполуках максимально можливого ступеня окиснення, що дорівнює номеру групи.**

Відмінності.

Їх значно більше, ніж спільних рис, і всі вони впливають з особливостей електронної будови атомів.

1. Всі d- елементи є електронно дефіцитними, а отже, типовими металами – в простих речовинах зв'язок може бути лише металічним, бо електронів завжди значно менше, ніж електронних орбіталей для них. Навпаки, р- елементи, особливо верхньої частини таблиці, мають значно менше можливостей утворити металічний зв'язок, тому, що для цього в них не вистачає вільних орбіталей для розміщення всіх електронів. Тому вони утворюють ковалентні зв'язки, приєднуючи до себе електрони, виступаючи як неметали.
2. Для d- елементів зі збільшенням номера періоду різниця в енергіях між $(n-1)d$ і ns електронами зменшується. Тому зі збільшенням n d- електронам легше відщепитися, і значить, зі збільшенням номера періоду будуть більш стабільними вищі ступені окиснення. Навпаки, у р- елементів зі збільшенням номера періоду більш стабільними будуть нижчі ступені окиснення. У них валентні р- електрони по мірі віддалення від ядра стають все слабкіше зв'язаними, вони легше втрачаються. А з іншого боку – збільшується різниця в енергії між р- і s-електронами – останні для важких р-елементів практично втягуються в заповнений d- підрівень і вони взагалі мають схильність не відщеплюватися у важких р- елементів шостого періоду. Відповідно, такі елементи втрачають властивості неметалів і набувають властивостей металів, утворюючи

сполуки зі ступенем окиснення, що відповідає числу р- електронів:

- IV група: Si(IV), Ge(IV), Sn(IV,II), Pb(II,IV).
Але: Ti(IV,III), Zr(Hf)(IV).
- V група: P(V,III), As(V,III), Sb(III,V), Bi(III).
Але: V(V,IV,III,II), Nb(V,III), Ta(V).
- VI група: S(VI,-II,IV), Se(IV,-II,VI), Te(IV,VI), Po(IV,II)
Але: Cr(III,II,VI), Mo(W)(VI,V,IV,III,II).
- VI група: Cl(-I,I,III,V,VII), Br(I,-I,V), I(I,-I,V,VII).
Але: Mn(II,III,IV,VI,VII), Tc(VII), Re(VII,VI,IV,II).

Та ж сама причина – зменшення різниці в енергії між $(n-1)d$ і ns електронами – приводить до зміцнення зв'язку в простих речовинах по мірі збільшення номера періоду (більша кількість електронів приймає участь в утворенні зв'язку). Це приводить до збільшення температур плавлення у елементів побічних підгруп зі зростанням номера періоду. Що стосується з- елементів, то тут такої простої закономірності нема – все визначається відносним внеском сил ковалентного зв'язку і металічного по мірі того, як він з'являється при переході від легших до важчих елементів у групі.

Взагалі при розгляді властивостей d-елементів іноді буває значно більш корисно розглядати і порівнювати не різні ступені окиснення елементів, а електронні конфігурації іонів у сполуках, що утворилися.

Першою з них є **конфігурація d^0** . В ній іон взагалі не має d-електронів, він їх всі втратив. Ця конфігурація характерна для формального ступеня окиснення, що дорівнює номеру групи, і якраз для неї була відмічена подібність у властивостях сполук елементів головних і побічних підгруп. Слід відмітити, що стабільність її зменшується зі зростанням номера групи. Так, для елементів підгрупи скандію вона єдино можлива. Для титану вона дуже стабільна, хоча бувають і інші, що відповідають більш низьким ступеням окиснення. Сполуки

V(V) вже мають деякі властивості слабого окисника, отже, стабільність цієї конфігурації зменшується. Ще менш вона стабільна для Cr(VI) і Mn(VII) – ці сполуки є сильними окисниками, особливо в кислому середовищі. А для феруму ця конфігурація взагалі не існує – сполук Fe(VIII) ніхто не описав.

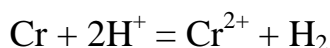
Конфігурація d^1 . Вона відповідає ступеню окиснення, на одиницю меншому, ніж номер групи. Елементи підгрупи скандію її не утворюють. Сполук Ti(III) відомо багато. Це парамагнітні октаедричні комплекси з одним електроном на t_{2g} підрівні, вони забарвлені, тому, що електрон може перейти на e_g підрівень, поглинувши квант світла у видимому діапазоні. Проте вони є доволі сильними відновниками, що свідчить про невисоку стійкість цієї конфігурації. Її стійкість підвищується в п'ятій групі – сполуки V(IV) доволі поширені. Далі стійкість зменшується – сполуки Cr(V) дуже нехарактерні, а Mn(VI) існують тільки в сильно лужному середовищі.

Конфігурація d^2 . Не є особливо стабільною, хоча такі сполуки відомі практично для всіх елементів з IV по VIII групи: Ti(II), V(III) – надзвичайно сильні відновники, Cr(IV), Mn(V) – якогось важливого значення не мають, ці сполуки легко диспропорціонують; а от Fe(VI) у вигляді іона феррату FeO_4^{2-} - сполука доволі цікава. Він досить стійкий у лужних розчинах, а при зниженні рН проявляє надзвичайно сильні окиснювальні властивості.

Конфігурація d^3 . Це перш за все сполуки Cr(III). Іон Cr^{3+} стабілізується в октаедричному оточенні, тому, що в нього є наполовину заповнений t_{2g}^3 підрівень. В цьому випадку вигравш в енергії відбувається за рахунок ЕСКП. Можна ще відмітити сполуки Mn(IV), хоча, крім MnO_2 , всі вони доволі нестабільні.

Конфігурація d^4 . Ясно, що ця конфігурація стає можливою тільки починаючи з шостої групи, тому, що в інших на d-підрівні чотирьох електронів просто немає. Можна уявити, що атом ванадію втратить один електрон, а інший s-електрон перейде на d-підрівень, і таку конфігурацію будуть мати сполуки

V(I). Одна така сполука дійсно відома – це комплекс ванадію з лігандом, що називається біпіридил. Але вже екзотика, і ми її не розглядаємо. А от сполуки Cr(II) більш поширені. Хоча іон Cr^{2+} і є дуже сильним відновником, він утворюється при взаємодії металічного хрому з кислотами:



Хром для цієї реакції повинен бути дуже чистим, інакше утворюються іони Cr^{3+} . Відомі і солі Cr(II), наприклад, ацетат $\text{Cr}_2(\text{CH}_3\text{COO})_4(\text{H}_2\text{O})_2$. Це комплекс, що має зв'язок метал-метал.

Відомі сполуки цієї конфігурації для Mn(III), але вони нестійкі і легко диспропорціонують, утворюючи, в залежності від умов, Mn(II) і Mn(IV) або Mn(VII). Винятком є низькоспіновий комплекс $[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{3-}$, який легко утворюється в розчині, що містить іони Mn^{2+} і CN^- в присутності кисню повітря:



Відомі також сполуки Fe(IV).

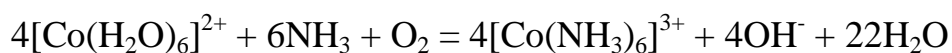
d^4 – це перша конфігурація, де можуть утворюватися високо- і низькоспінові комплекси. Ціанідні комплекси Cr(II) і Mn(III) є внутрішньоорбітальними низькоспіновими, решта ж, здається, високоспінові.

Конфігурація d^5 . Представлена двома найважливішими іонами: Mn^{2+} і Fe^{3+} . Ці іони утворюють багато октаедричних комплексів, більшість з них є зовнішньоорбітальними високоспіновими. Винятком є ціанідні комплекси. Існує низькоспіновий комплекс цієї конфігурації з лігандом доволі слабого поля, іоном фтору, $[\text{CoF}_6]^{2-}$ (не треба плутати з $[\text{CoF}_6]^{3-}$, що є високоспіновим). Звідси можна зробити висновок, що енергія розщеплення d -підрівня в полі лігандів залежить не лише від самої природи ліганду, але і від заряду центрального атома. Це зрозуміло – чим більший заряд має центральний атом, тим ближче притягнуться до нього ліганди, а значить,

створять сильніше поле. В даному випадку іон Co^{4+} несе значно сильніший заряд, ніж Mn^{2+} чи навіть Fe^{3+} , тому останні два катіони не утворюють низько спінових комплексів, а перший – утворить.

Конфігурація d^6 . Найбільш важливими представниками є сполуки Fe(II) і Co(III). Є ще Ni(IV), але вони нестійкі і сильні окисники.

В октаедричному оточенні лігандів сильного поля спостерігаються високі значення енергії стабілізації за рахунок розміщення всіх електронів на рівні t_{2g}^6 , тому з такими лігандами, як ціан, NO_2^- і навіть аміак, утворюються низькоспінові комплекси Co(III), в той час, як комплекси Fe(II), за винятком ціанідного і ще деяких небагатьох, є високо спіновими. Знов-таки, це пов'язано з більшим зарядом іону кобальту. Тому, наприклад, у відсутності лігандів сильного поля сполуки Co(III) є не дуже стабільними і легко відновлюються до Co^{2+} . Навпаки, додавання до розчину солі Co(II), наприклад, аміаку, приводить до дестабілізації цього ступеня окиснення – він стає сильним відновником і надзвичайно легко переходить в ступінь окиснення +3 навіть під дією розчиненого у воді кисню:



Конфігурація d^7 . Найважливіший представник, Co(II), ми вже згадували. Цей аквакомплекс цілком стабільний у водному розчині, якщо немає лігандів сильного поля. Відомі ще сполуки Ni(III), які є сильними окисниками.

Оскільки в цій конфігурації в будь-якому випадку на рівні e_g мусять бути електрони (на t_{2g} більше 6 не поміщається), то орбіталі цього рівня вже, як правило, не приймають участі в утворенні координаційних зв'язків. Тому утворюються або високоспінові октаедричні sp^3d^2 комплекси за участю d -орбіталей наступного рівня, або ж тетраедричні sp^3 комплекси, наприклад, $[CoCl_4]^{2-}$. “Як правило” – значить, що бувають і винятки. Відомі деякі квадратні комплекси Co(II) з органічними лігандами (dsp^2) і такі, що мають форму

тригональної біпіраміди (dsp^3), в яких одна з внутрішніх орбіталей рівня e_g йде на утворення зв'язку.

Конфігурація d^8 . Цю конфігурацію мають чисельні комплекси Ni(II), які бувають, в основному, 2-х типів. Перші – діамагнітні (dsp^2) у вигляді квадрату з координаційним числом 4. Комплекси з КЧ=6 (аквакомплекси, аміакати) є парамагнітними високоспіновими.

Сполуки Cu(III) мають також цю конфігурацію. В класичній неорганічній хімії їх описано дуже мало – $Cs_3[CuF_6]$, $KCuO_2$ та деякі інші. Але несподівано виявилось, що такі сполуки є надзвичайно важливими в двох сферах, причому досить далеких одна від одної. Перша – комплекси Cu(III) знайдені в біологічних системах, де вони досить стабільні і відіграють якусь роль, що зараз ще не дуже відома. Друга – вони складають основу високотемпературних зверхпровідників, відкритих зовсім недавно, менше 20 років тому. Такі матеріали важливі для сучасної техніки так, як це і передача електроенергії без втрат на як завгодно великі відстані, і надпотужні магніти, і транспорт, що рухається без тертя і багато іншого. Класичні зверхпровідники працюють при температурі рідкого гелію, а високотемпературні, на основі кераміки, що містить сполуки Cu(III), при температурі рідкого азоту і навіть вище. Тому ці сполуки дуже інтенсивно вивчаються.

Нарешті, конфігурацію d^8 повинні мати сполуки Co(I). Взагалі цей ступінь окислення для Co нехарактерний, але відомо, що він реалізується в комплексі, що входить до складу молекули вітаміну B_{12} .

Конфігурація d^9 . Представляє перш за все чисельні комплекси Cu(II). Вони бувають частіше з КЧ4, іноді 6. Причому, комплекси з КЧ=4 частіше мають форму не октаедра, а квадрата, а комплекси з КЧ=6 не мають форму правильного октаедра – два зв'язки в перпендикулярному напрямку є довшими. Це відбувається за рахунок розщеплення енергетичного рівня e_g у випадку,

коли на ньому знаходиться 3 електрони. Тому структура октаедра стає нестабільною.

Конфігурація d^{10} . Вона є останньою, яку ми розглядаємо. Спостерігається в сполуках Cu(I), Zn(II), а також в так званих пост перехідних металів у вищому ступені окислення – для 4-го періоду це Ga(III) і Ge(IV). Для комплексів купруму (I) характерне КЧ=2, частинка з лінійною будовою (sp), хоча відомі і тетраедричні комплекси з КЧ=4 і плоскі з КЧ=3. Для цинку утворюються комплекси як з КЧ=4 ($[ZnCl_4]^{2-}$), так і 6 (аквакомплекс, аміакат та ін). Оскільки d-підрівень заповнений повністю, ніякого впливу розщеплення на енергію утворення комплексів не відбувається, тому питання про їх будову і властивості визначається факторами розміру, заряду та ін.

Таким чином, ми розглянули зміну властивостей в ряду 3d-елементів. При переході до важчих елементів п'ятого і шостого періодів такі прості зв'язки властивостей з конфігурацією іонів іноді не прослідковуються.

Завдання 4

1. Оксид Хрому (VI) , хромові кислоти, хромати, дихромати, доування, властивості , та взаємні перетворення.

2. Залежність окисно – відновних властивостей сполук Мангану від рН середовища.

3. Комплексні сполуки Феруму.

4. Добування та властивості сполук Купруму (I).

5. Як реагують кобальт, нікель з неметалами (реакції з вуглецем, кремнієм, азотом)? Які сполуки ці метали утворюють при дії оксиду карбону(II)?

6. Оксид Хрому (VI) , хромові кислоти, хромати, дихромати, доування, властивості , та взаємні перетворення.

7. Залежність окисно – відновних властивостей сполук Мангану від рН середовища.

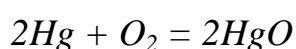
8. Комплексні сполуки Феруму.
9. Добування та властивості сполук Купруму (I).
10. Як реагують кобальт, нікель з неметалами (реакції з вуглецем, кремнієм, азотом)? Які сполуки ці метали утворюють при дії оксиду карбону(II)?
11. Оксид Хрому (VI) , хромові кислоти, хромати, дихромати, добування, властивості , та взаємні перетворення.
12. Залежність окисно – відновних властивостей сполук Мангану від рН середовища.
13. Комплексні сполуки Феруму.
14. Добування та властивості сполук Купруму (I).
15. Як реагують кобальт, нікель з неметалами (реакції з вуглецем, кремнієм, азотом)? Які сполуки ці метали утворюють при дії оксиду карбону(II)?
16. Оксид Хрому (VI) , хромові кислоти, хромати, дихромати, добування, властивості , та взаємні перетворення.
17. Залежність окисно – відновних властивостей сполук Мангану від рН середовища.
18. Комплексні сполуки Феруму.
19. Добування та властивості сполук Купруму (I).
20. Як реагують кобальт, нікель з неметалами (реакції з вуглецем, кремнієм, азотом)? Які сполуки ці метали утворюють при дії оксиду карбону(II)?
21. Оксид Хрому (VI) , хромові кислоти, хромати, дихромати, добування, властивості , та взаємні перетворення.
22. Залежність окисно – відновних властивостей сполук Мангану від рН середовища.
23. Комплексні сполуки Феруму.
24. Добування та властивості сполук Купруму (I).

25. Як реагують кобальт, нікель з неметалами (реакції з вуглецем, кремнієм, азотом)? Які сполуки ці метали утворюють при дії оксиду карбону(II)?

5. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПЕРЕТВОРЕННЯ

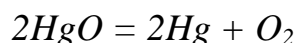
Вся енергія на підтримку діяльності живого організму береться саме з таких реакцій. Бродіння, гниття, дихання – це все окислювально-відновні процеси. А крім того – це практично вся металургія та хімічні технології.

Чому ці реакції так називаються – окислювально-відновні? Щось тут пов'язано з киснем, скажете ви. Історично, ви будете праві – колись під окисленням розуміли виключно взаємодію речовини з киснем. Наприклад, ртуть при помірному нагріванні приєднує кисень – окислюється – утворюючи червоний оксид ртуті (II):



В цьому процесі електрони від атомів ртуті переходять на атоми кисню, утворюючи позитивно заряджені іони ртуті та негативно заряджені – кисню.

При нагріванні вище 400°C оксид ртуті відщеплює кисень і утворюються вихідні речовини:



Такий обернений процес назвали відновленням. Як бачимо, іони ртуті тут забирають свої електрони від кисню назад.

З часом поняття окислення і відновлення еволюціонували. Терміни залишилися, а їх сучасний зміст такий:

- **окислення** - це віддача атомами електронів;
- **відновлення** - це прийняття атомами електронів.

А точне визначення таке:

***Окислювально-відновними** називаються реакції, яка супроводжується переходом електронів від одних атомів до інших, що приводить до зміни ступеня окислення атомів реагуючих речовин.*

Це власне і є електронна теорія окислювально-відновних реакцій. Як бачимо, в основі її закладено поняття про ступінь окислення та його зміну в реакції.

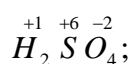
***Ступінь окислення** – це умовний заряд атома в сполуці, розрахований з допущення, що всі його зв'язки є чисто іонними.*

Чисто іонні зв'язки – це деяка ідеалізація, тому, що в дійсності кожен зв'язок характеризується тільки певним ступенем іонності. Наприклад, в молекулі хлористого водню $H^{\delta+}-Cl^{\delta-}$ зв'язок полярний ковалентний. Електронна пара зміщена в бік атома хлору, тому на ньому виникає негативний заряд, і відповідно, такий же позитивний заряд – на атомі водню. За абсолютним значенням ці заряди значно менші від одиниці елементарного заряду. Поступаємо таким чином: умовно зміщуємо електронну пару до хлору і приписуємо йому ступінь окислення -1 , а водню $+1$. Отже, для розрахунку ступеня окислення треба **умовно всі валентні електрони змістити до більш електронегативних атомів**.

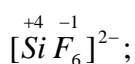
Таким чином, хоча ступінь окислення є поняттям дещо умовним, проте ним широко користуються, тому що воно є дуже корисним і зручним для класифікації речовин і для складання рівнянь реакцій.

Ступінь окислення треба вміти розрахувати. Для цього слід запам'ятати кілька простих правил:

- 1) Атоми простих речовин мають ст. о., що дорівнює нулю (O_2 , N_2 , Cl_2 , O_3 тощо).
- 2) Алгебраїчна сума ст. о атомів у нейтральній молекулі дорівнює нулю. Алгебраїчна сума ст. о атомів у комплексному іоні дорівнює його заряду.



$$2(+1) + 6 + 4(-2) = 0$$

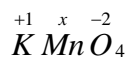


$$+ 4 + 6(-1) = -2$$

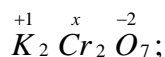
- 3) Ступені окислення катіонів лужних металів (Li, Na, K, Rb, Cs) завжди $+1$, лужноземельних (Mg, Ca, Ba, Sr) завжди $+2$, алюмінію $+3$.
- 4) Ступінь окислення іонів металів завжди додатній.
- 5) Фтор у всіх сполуках має ст. о -1 .
- 6) Кисень у всіх сполуках має ст. о -2 , за винятком сполук з фтором і перекісних сполук.

Користуючись цими правилами, можна розрахувати ступінь окислення атомів елементу у сполуці, якщо він невідомий.

Приклади:



$$1 + x - 2 * 4 = 0; x = +7$$



$$2 + 2x - 2 * 7 = 0; x = +6$$

Таким чином, вмiючи визначати ступiнь окислення атомiв елементiв у сполуках, можливо переходити до складання рiвнянь окислювально-вiдновних реакцiй. Але перед цим запам'ятаємо ще деякi визначення.

В ОВ реакцiї один iз елементiв вiддає електрони, а iнший приймає. В хiмiчних системах вiльнi електрони практично завжди вiдсутнi. Тому цi процеси iдуть одночасно – один вiддає, iнший приймає.

*Елемент, атоми якого вiддають електрони, називається **вiдновником**. Сам вiдновник окислюється, тобто, пiдвищує свiй ступiнь окислення.*

*Елемент, атоми якого приймають електрони, називається **окислювачем**. Сам окислювач вiдновлюється, тобто, знижує свiй стiпiнь окислення.*

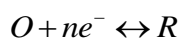
Отже, будь-яка ОВ реакцiя складається з

а) окислення - вiдновника;

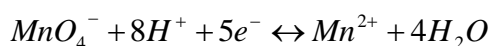
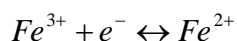
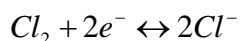
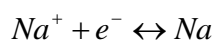
б) вiдновлення - окисника

тобто, з двох напiвреакцiй. Вмiти записувати такi напiвреакцiї дуже корисно при складаннi рiвнянь ОВ реакцiй i для аналізу можливостi напрямку протiкання ОВ реакцiй.

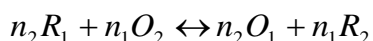
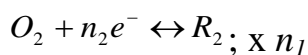
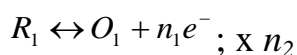
В загальному випадку напiвреакцiя записується так:



Наприклад:



Кожна ОВ реакцiя складається як мiнiмум з двох напiвреакцiй. Щоб записати рiвняння в цiлому, треба записати двi напiвреакцiї – одну в прямому, iншу в оберненому напрямку – порiвняти кiлькiсть електронiв i скласти.



Таким чином можливо складати рівняння реакцій, урівнюючи коефіцієнти з урахуванням кількості електронів у напівреакціях. Формально це досить просто. Але ж треба іще знати, як насправді буде йти реакція. Ну, наприклад, якщо відновлювати перманганат калію $KMnO_4$ сульфідом калію K_2SO_3 , то необхідно знати дві речі: 1) на скільки зменшиться ступінь окислення марганцю і що з нього утвориться; 2) на скільки збільшиться ступінь окислення сірки і що утвориться.

Окислювачами є:

- вільні неметали (F_2, O_2, S), що відновлюються до іонів (F^-, O^{2-}, S^{2-})
- Катіони, в яких ступінь окислення атомів є максимально можливим
- Складні іони та молекули, в яких центральний атом має високий або максимально високий ступінь окислення ($MnO_4^-, CrO_4^{2-}, NO_3^-, SO_4^{2-}$)

Грубо кажучи, окислювачами будуть виступати атоми тих елементів у сполуках, які вже самі окислені так, що далі їм окислятися вже практично нема куди – вони переважно схильні до відновлення.

І навпаки, якщо атоми елементів дуже відновлені, так що їм далі відновитися важко і вони переважно схильні лише окислюватися, то це будуть типові **відновники**.

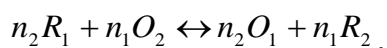
Такими є:

- Вільні метали, а з неметалів – водень і вуглець.
- Іони, в яких ступінь окислення є низьким чи найнижчим можливим (S^{2-}, I^-, Sn^{2+})
- Складні іони чи молекули, в яких центральний атом має низький або найнижчий можливий ступінь окислення ($NH_3, H_2S, SO_2, CO, VO^+$)

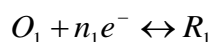
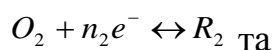
З наведеної класифікації випливає, що деякі речовини можуть бути *тільки окисниками*, інші – *тільки відновниками*, а решта – і тими, і іншими, в залежності від умов. Для перших 2 груп використовують терміни *безумовний*

окисник та відповідно, *безумовний відновник*. Зрозуміло, що в безумовному окиснику атоми елемента знаходяться в максимально можливих ступенях окислення (не можуть їх збільшити), а в безумовному відновнику – в мінімально можливих ступенях окислення (не можуть їх зменшити). Приклади безумовних окисників – фтор, сполуки семивалентного марганцю, 6-валентного хрому та інші. До безумовних відновників належать активні метали, сполуки сірки в ступені окислення -2 , азоту в ст.ок. -3 та інші.

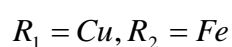
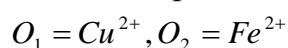
Повернемося до загального рівняння ОВ реакції



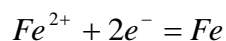
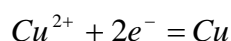
яке вивели з двох рівнянь напівреакцій



І справа і зліва стоїть і окисник, і відновник. Для прикладу, нехай

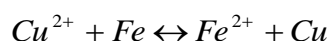


Напівреакції тоді запишуться як:



Іноді ці напівреакції записують скорочено: Cu^{2+} / Cu та Fe^{2+} / Fe (в загальному випадку O/R) – з одного боку окислена форма речовини, з іншого – відновлена. Таке сполучення називається *окислювально-відновна пара* (або *редокс-пара*).

Можно скомбінувати дві таких пари по різному:



або в зворотному напрямку. Отже, виникає питання: в якому напрямку в дійсності піде реакція – залізо буде витіснити мідь з розчину її солі чи навпаки, мідь буде витіснити залізо з розчину його солі. В загальному випадку питання формулюється так – в якому напрямку піде реакція, складена з компонентів двох редокс-пар?

В загальному ж випадку відповідь така – реакція піде зліва направо тоді, коли зміна енергії Гіббса реакції в цілому буде негативною. Це загальний термодинамічний закон. Треба знати, як його застосувати до окислювально-відновних реакцій.

А робиться це таким чином. Існують довідкові таблиці, звідки можна визначити зміну енергії Гіббса для кожної напівреакції, а потім з цих величин простою арифметикою визначити зміну енергії Гіббса для цілої реакції.

Точніше, в таблицях приводяться не енергії Гіббса, а пропорційні їм величини, що називаються стандартними окислювально-відновними потенціалами:

$$E^0 = -\frac{\Delta G^0}{nF}, \text{ де } F = 96500 \text{ Кл/моль} - \text{число Фарадея}$$

Ось як це виглядає. Записуємо дві напівреакції

$$\left\{ \begin{array}{l} O_1 + n_1 e^- = R_1; \\ \quad \quad \quad \times n_2 \end{array} \right\} \quad E_1^0 = -\frac{\Delta G_1^0}{n_1 F}; \Delta G_1^0 = -n_1 F E_1^0$$

$$O_2 + n_2 e^- = R_2; \quad E_2^0 = -\frac{\Delta G_2^0}{n_2 F}; \Delta G_2^0 = -n_2 F E_2^0 \quad \times n_1$$

Від 1-ї реакції віднімаємо 2-гу і рахуємо загальну зміну енергії Гіббса:

$$n_2 O_1 + n_1 R_2 = n_1 O_2 + n_2 R_1$$

$$\Delta G^0 = n_2 \Delta G_1^0 - n_1 \Delta G_2^0 = -n_1 n_2 F E_1^0 + n_1 n_2 F E_2^0 = -n_1 n_2 F (E_1^0 - E_2^0)$$

Отже, зміна енергії Гіббса від'ємна, якщо $E_1^0 > E_2^0$. Реакція піде в напрямку утворення пари з меншим окислювально-відновним потенціалом. Або: реакція піде зліва направо, коли в лівій частині рівняння стоїть окисник з більшим окислювально-відновним потенціалом.

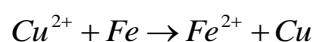
Для нашого попереднього прикладу (пари іони міді/мідь та іони заліза/залізо) маємо:

$$Cu^{2+} + 2e^- = Cu; \quad E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0.345V$$

$$Fe^{2+} + 2e^- = Fe; \quad E_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0.44V; \quad E_{Cu^{2+}/Cu}^0 > E_{Fe^{2+}/Fe}^0$$

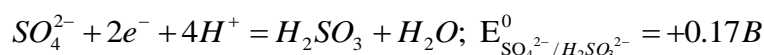
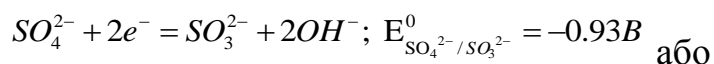
Значить, пара іони міді/мідь має сильніші окислювальні властивості, ніж пара іони заліза (II)/залізо. Часто кажуть простіше: іони міді є більш сильним окислювачем, ніж іони заліза.

Отже, реакція піде в сторону утворення металічної міді і окислення заліза:



А тепер розглянемо більш складний випадок. Нехай це буде взаємодія розчину перманганату калію $KMnO_4$ з розчином сульфіту натрію Na_2SO_3 .

Сульфіт має в своєму складі сірку в ступені окислення +4, що може окислитися до +6 – або і відновитися до нижчих ступенів окислення. Тобто, це не є безумовний окислювач чи відновник – поведінка залежить від того, з ким він зустрінеться. А зустрінеться він з перманганатом, де ступінь окислення мангану +7 – більше нікуди. Тому він є безумовним окислювачем. Значить, для сульфіту залишається лише можливість окислитися. Відповідне рівняння редокс-пари тут вже буде складніше, тому, що в рівняння будуть входити ще й іони водню чи гідроксилу:



Тут вже очевидно, що окислювальні властивості цієї пари залежать від кислотності середовища.

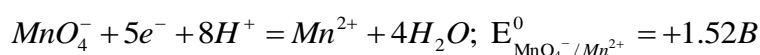
Той потенціал, що наведений в таблиці, відноситься до ситуації, коли активності всіх учасників напівреакції дорівнюють 1 – тому він і називається стандартним. Дійсний же потенціал залежить від концентрацій:

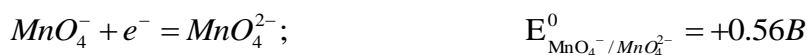
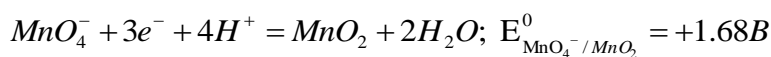
$$E_{O/R} = E_{O/R}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[O]}{[R]}$$

Для конкретної реакції за участю сульфату

$$E_{SO_4^{2-}/SO_3^{2-}} = E_{SO_4^{2-}/SO_3^{2-}}^0 + \frac{RT}{2F} \ln \frac{[SO_4^{2-}]}{[SO_3^{2-}][OH^-]} = E_{SO_4^{2-}/H_2SO_3}^0 + \frac{RT}{2F} \ln \frac{[SO_4^{2-}][H^+]}{[H_2SO_3]}$$

Для відновлення перманганату можливо написати кілька напівреакцій, тому, що для марганцю характерні кілька можливих ступенів окислення:

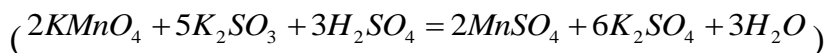
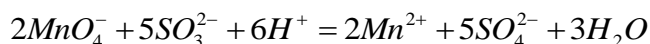




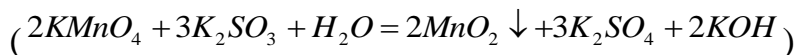
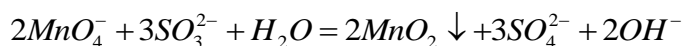
Для кожної з цих напівреакцій потенціал більший від потенціалу пари сульфат/сульфіт. Тому виникає питання – як же в дійсності піде реакція? Чи можна це передбачити апіорі, без проведення експерименту?

Можна, але не просто. Треба встановити, яка пара буде сильнішим окислювачем, тобто дасть найбільше зниження енергії Гіббса реакції. Для цього потрібно рахувати залежність окислювальних потенціалів від рН розчину для обох напівреакцій і дивитися, яка з трьох різниць потенціалів буде максимальна при даних умовах. Тут однак треба знати хімію, тому, що можна легко помилитися, не врахувавши, наприклад, що при рН ≈ 8 утворюється погано розчинний гідроксид марганцю $\text{Mn}(\text{OH})_2$. Є й інші фактори, які іноді важко врахувати. Тому найчастіше такого роду питання вирішують просто ставлячи експеримент.

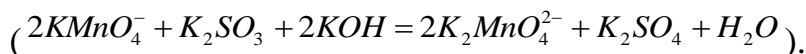
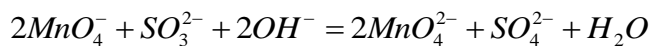
I. Кисле середовище, $(\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4) - \text{Na}_2\text{SO}_3$.



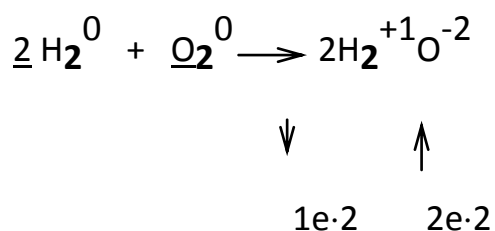
II. Нейтральне середовище, $\text{KMnO}_4 - \text{Na}_2\text{SO}_3$.



III. Лужне середовище, $(\text{KMnO}_4 + \text{KOH}) - \text{Na}_2\text{SO}_3$.



В окисно-відновних реакціях знайдіть, які елементи змінюють ступінь окиснення, вкажіть окисник, відновник, тип реакції, а також кількості електронів, що беруть участь у процесі. Розставте коефіцієнти за поданим нижче зразком, основні коефіцієнти підкресліть.

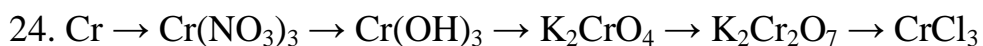
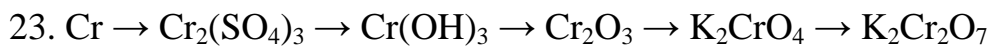
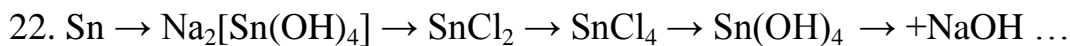
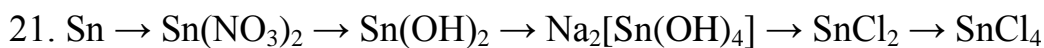
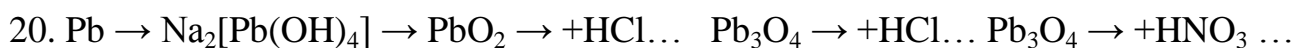
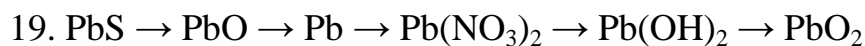
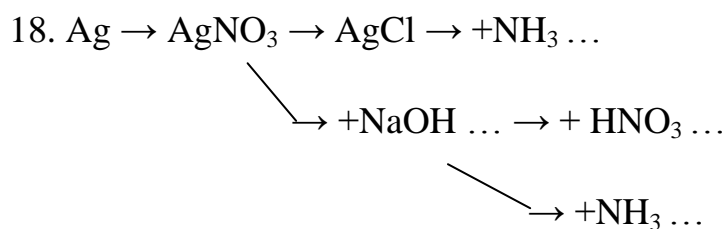
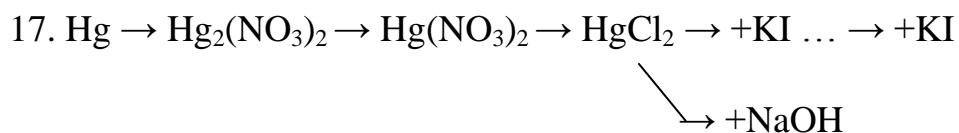
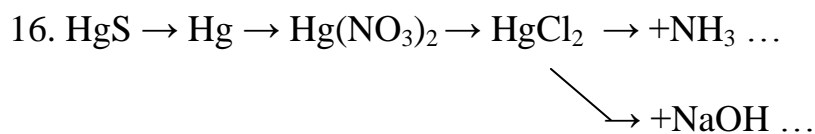
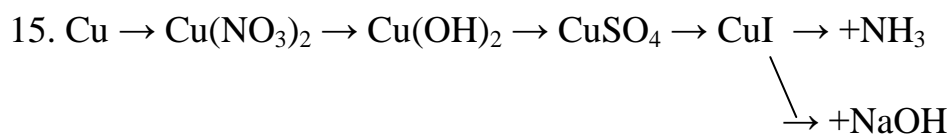


ВІДНОВНИК ОКИСНИК

Завдання 5

До ланцюжка перетворень напишіть відповідні рівняння реакцій та урівняйте їх за допомогою методу електронного балансу:

1. $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$
2. $\text{PbS} \rightarrow \text{PbO} \rightarrow \text{Pb} \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{PbO}_2$
3. $\text{Pb} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{PbO}_2 \rightarrow +\text{HCl} \dots \quad \text{Pb}_3\text{O}_4 \rightarrow +\text{HCl} \dots \quad \text{Pb}_3\text{O}_4 \rightarrow +\text{HNO}_3 \dots$
4. $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4$
5. $\text{Sn} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4 \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_4 \rightarrow +\text{NaOH} \dots$
6. $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
7. $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{CrCl}_3$
8. $\text{Cr} \rightarrow \text{CrCl}_2 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4$
9. $\text{Cr} \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.
10. $\text{Mn} \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$
11. $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn} \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow + \text{HCl} \dots$
12. $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$
 $\quad \quad \quad \swarrow$
 $\quad \quad \quad \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
13. $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{FeCl}_2$.
14. $\text{ZnS} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.



ДОДАТКИ

Додаток 1

Назви деяких простих речовин і елементів
(назви інших елементів і простих речовин збігаються).

<i>Символи елементів</i>	<i>Назви елементів</i>	<i>Назви простих речовин</i>
H	Гідроген	Водень
C	Карбон	Алмаз, графіт, вугілля
N	Нітроген	Азот
O	Оксиген	Кисень, озон
F	Флюор	Фтор
S	Сульфур	Сірка
Fe	Ферум	Залізо
Ni	Нікол	Нікель
Cu	Купрум	Мідь
Ag	Аргентум	Срібло
Sn	Станум	Олово
I	Іод	Йод
Hg	Меркурій	Ртуть
Pb	Плюмбум	Свинець
Au	Аурум	Золото

Додаток 2

Атомні радіуси, значення енергії іонізації, енергії спорідненості до електрону та відносної електронегативності атомів

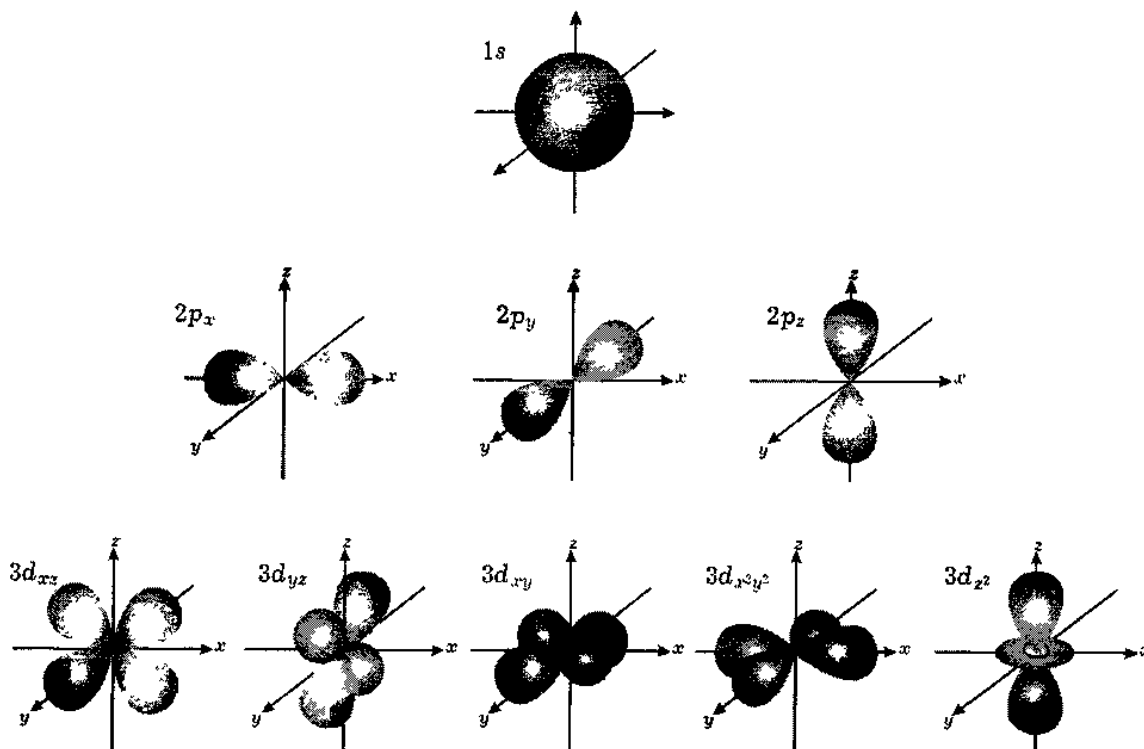
Елемент	Орбітальний радіус атома, нм	Енергія іонізації		Енергія спорідненості до електрону	
		Ев	кДж/моль	еВ	кДж/моль
H	0,053	13,60	1312,1	0,75	72,8
He	0,029	24,59	2372,3	-0,22	-21,2
Li	0,159	5,39	520,2	0,59	57,0
Be	0,104	9,32	899,5	-0,19	-18,3
B	0,078	8,30	800,6	0,30	29,0
C	0,060	11,36	1086,4	1,27	123,0
N	0,049	14,58	1402,3	-0,21	-20,0
O	0,041	13,62	1313,9	1,47	142,0
F	0,036	17,42	1681,1	3,45	322,7
Ne	0,035	21,57	2080,7	-0,22	-212,0
Na	0,171	5,14	495,8	0,34	29,0
Mg	0,128	7,65	737,7	-0,22	-21,0
Al	0,131	5,99	577,6	0,52	48,0
Si	0,107	8,15	786,5	1,80	174,0
P	0,092	10,49	1011,8	0,80	77,0
S	0,081	10,36	999,6	2,08	200,4
Cl	0,072	12,97	1251,2	3,61	351,4
K	0,216	4,34	418,8	0,50	48,0
Rb	0,229	4,18	403,0	0,64	61,0
Cs	0,252	3,89	375,7	–	–
Fr	0,245	3,98	384,0	–	–

Розчинність кислот, основ та солей у воді

Іони	ОН ⁻	NO ₃ ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺	Р	р	р	Р	р	Р	р	р	р	Н	р	р
NH ₄ ⁺	Р	р	р	Р	р	Р	р	р	р	Р	р	р
K ⁺	Р	р	р	Р	р	Р	р	р	р	Р	р	р
Na ⁺	Р	р	р	Р	р	Р	р	р	р	Р	р	р
Ag ⁺	-	р	н	Н	н	Н	н	н	н	-	н	р
Ba ²⁺	Р	р	р	Р	р	-	н	н	н	Н	н	р
Ca ²⁺	Р	р	р	Р	р	-	н	м	н	Н	н	р
Mg ²⁺	Н	р	р	Р	р	-	н	р	н	Н	н	р
Zn ²⁺	Н	р	р	Р	р	Н	н	р	н	Н	н	р
Cu ²⁺	Н	р	р	Р	-	Н	-	р	-	Н	н	р
Hg ²⁺	-	р	р	М	н	Н	-	р	-	-	н	Р
Pb ²⁺	Н	р	м	М	н	Н	н	н	н	Н	н	Р
Sn ²⁺	Н	р	р	Р	м	Н	-	р	-	-	н	Р
Ni ²⁺	Н	р	р	Р	р	Н	н	р	н	-	н	Р
Cd ²⁺	Н	р	р	Р	р	Н	н	р	н	-	н	Р
Co ²⁺	Н	р	р	Р	р	Н	н	р	н	-	н	Р
Fe ²⁺	Н	р	р	Р	р	Н	н	р	н	Н	н	Р
Fe ³⁺	Н	р	р	Р	-	-	-	р	-	Н	н	Р
Al ³⁺	Н	р	р	Р	р	-	-	р	-	Н	н	Р
Cr ³⁺	Н	р	р	Р	р	-	-	р	-	-	н	Р

Розчинною (**Р**) вважають речовину, коли на 100 г розчинника припадає менше 10 г і більше 1 г розчиненої речовини. Мало розчинною (**М**) вважають речовину, коли на 100 г розчинника припадає менше 1 г і більше 0,01 г розчиненої речовини. Нерозчинною (**Н**) вважають речовину, коли на 100 г розчинника припадає менше 0,01 г розчиненої речовини. Прочерк (-) в таблиці означає, що сіль повністю руйнується водою (повний, необоротний гідроліз) або не існує.

Форми та просторова орієнтація s-, p- і d- орбіталей



СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Плаван В.П., Андрійко О.О., Власенко Н.Є., Тарасенко Н.В. «Хімія. Вибрані розділи.» Електронне мережне навчальне видання. Навчальний посібник для студентів спеціальностей 133 «Галузеве машинобудування», спеціалізації «Комп'ютерне конструювання верстатів і машин»_Гриф надано Методичною Радою КПІ ім. Ігоря Сікорського протокол № 4 від 20.12.2018. 229 с.
2. О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч. – Ч.ІІ – К.: Пед. преса, 2002, 520с.
3. IUPAC. Періодична система хімічних елементів [Електронний ресурс] / IUPAC – Режим доступу до ресурсу: <https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/>.