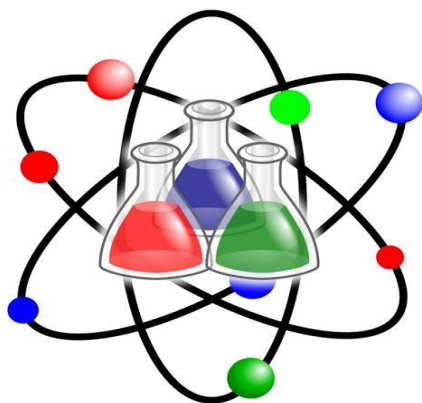


**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
КОЛЕДЖ ПОДІЛЬСЬКОГО ДЕРЖАВНОГО АГРАРНО-ТЕХНІЧНОГО
УНІВЕРСИТЕТУ**

НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

**Атлас практичних занять
для студентів спеціальності 081«Право»**



КОНКУРС «Педагогічний ОСКАР-2022»

**НОМІНАЦІЯ 2. Інновації у створенні й
упровадженні сучасних методик, форм, прийомів
викладання, навчально-методичного забезпечення
освітнього процесу.**

**ВИД РОБОТИ Сучасний навчально-методичний
посібник.**

ГАЛУЗЬ ЗНАНЬ 08 «Право»

СПЕЦІАЛЬНІСТЬ 081«Право»

2021

Укладач: Ліщинська Ірина Василівна, викладач хімії, кваліфікаційна категорія «спеціаліст першої категорії»

Рецензент: Гончарик Леся Василівна – заступник з навчально-виховної роботи, вчитель хімії, кваліфікаційна категорія «спеціаліст вищої категорії, вчитель-методист» Соколівського ліцею імені С.М.Кротика Кам'янець - Подільського району Хмельницької області.

Пропонований навчальний посібник допоможе в організації самостійної і пізнавальної діяльності, підвищити ефективність і якість навчально-виховної роботи, систематизувати та краще засвоїти матеріал із дисципліни «Хімія».

Атлас включає шість розділів. У кожному розділі вміщено теми, де у вигляді схем, таблиць і малюнків висвітлена термінологія, будова, фізичні і хімічні властивості речовин, їх добування та застосування.

Матеріали розробки відповідають плану і сучасним вимогам щодо засвоєння змісту предмету «Хімія», стануть у пригоді учням та студентам під час вивчення курсу хімії, вчителям-початківцям і всім хто цікавиться хімією.

Рекомендовано цикловою комісією фізико-математичних дисциплін

Протокол № 2 від « 23 » вересня 2021 р.

ЗМІСТ	3
ВСТУП	5

РОЗДІЛ І. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.

1. Періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва.

1.1. Періодичний закон і основні закономірності періодичної системи	6
1.2. Варіанти періодичної системи	8
1.3. Структура періодичної системи	18

РОЗДІЛ ІІ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТЕОРІЇ БУДОВИ РЕЧОВИНИ

2. Будова атома.

2.1. Модель та склад атома	20
2.2. Будова електронних оболонок атомів.....	24

РОЗДІЛ ІІІ. ХІМІЧНІ РІВНЯННЯ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ.

3. Окисно-відновні реакції.

3.1. Валентність і ступінь окиснення	32
3.2. Окисно-відновні реакції	35

РОЗДІЛ ІV. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ.

4. Класифікація хімічних зв'язків.

4.1. Поняття про хімічний зв'язок	40
4.2. Ковалентний зв'язок	41
4.3. Донорно-акцепторний (координаційний) зв'язок	48
4.4. Йонний зв'язок	49
4.5. Металічний зв'язок	53
4.6. Водневий зв'язок	55
4.7. Кристалічні та аморфні речовини	59

РОЗДІЛ V. НЕМЕТАЛІЧНІ РЕЧОВИНИ ТА ЇХ ВЛАСТИВОСТІ.

5. Сульфур.Сполуки сульфуру.

5.1. Фізичні властивості і алотропні модифікації сірки	63
5.2. Хімічні властивості і поширення сірки в природі.....	64
5.3. Добування і використання сірки	65
5.4. Властивості оксидів сульфуру	66
5.5. Добування оксидів сульфуру	67
5.6. Властивості сульфатної кислоти.	68
5.7. Застосування сульфатної кислоти.....	70

6. Нітроген і його сполуки.

6.1. Властивості і добування азоту	71
6.2. Властивості оксидів нітрогену	72
6.3. Порівняльні властивості і добування нітроген оксидів.....	73
6.4. Фізичні властивості і добування амоніаку	74
6.5. Хімічні властивості і застосування амоніаку	75
6.6. Властивості нітратної кислоти	76
6.7. Добування і застосування нітратної кислоти	77

РОЗДІЛ VI . МЕТАЛІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ ТА ЇХ СПОЛУКИ**7. Алюміній. Сполуки алюмінію.**

7.1. Розміщення алюмінію у періодичній системі та фізичні властивості	78
7.2. Хімічні властивості алюмінію	79
7.3. Добування та застосування алюмінію.....	80
7.4. Поширеність алюмінію у природі.....	81
7.5. Алюміній оксид	82
7.6. Алюміній гідроксид.....	83

8. Ферум. Сполуки феруму.

8.1. Властивості заліза	84
8.2. Класифікація оксидів заліза	85
8.3. Властивості і добування оксидів заліза	86
8.4. Властивості і добування ферум II,III гідроксиду	87
ДОДАТОК	89
ВИСНОВОК	91
ЛІТЕРАТУРНІ І ДОКУМЕНТАЛЬНІ ДЖЕРЕЛА	92

ВСТУП

Сучасний навчально-методичний посібник «Атлас з неорганічної хімії» відрізняється від звичних, традиційних. В атласі викладено не лише хімічні закони, поняття і правила, але й наочний їх вираз у вигляді схем, узагальнюючих таблиць та пояснювальних малюнків. Він має доволі просту структуру, матеріал викладено стисло і доступно. Слід звернути увагу, що у посібнику приділена увага сучасному викладу основних понять, класифікації, властивостям, добуванню та застосуванню речовин, а таблиці, схеми і малюнки допоможуть швидко готуватися до занять, самостійних і контрольних робіт, систематизувати, узагальнити та краще засвоїти матеріал, передбачений програмою. «Атлас з неорганічної хімії» дозволить активізувати навчальну діяльність та вивільнити чимало часу для активних форм роботи.

До навчально-методичного посібника входить шість розділів: Періодичний закон та періодична система хімічних елементів, основні поняття теорії будови речовини, хімічні рівняння та хімічні властивості, хімічний зв'язок і будова речовини, неметалічні речовини та їх властивості, металічні елементи та їх сполуки. У кожному розділі вміщено теми, де висвітлена термінологія, будова, фізичні і хімічні властивості речовин, їх добування та застосування.

При роботі з атласом можна зустріти знаки посилання, які використовуються для більш детального розгляду теми.

Наявність яскравих малюнків і схем, привернуть увагу і зацікавлять у вивченні хімії тих студентів які не проявляють інтерес до даного предмета.

Пропонований посібник призначений для студентів і всіх хто цікавиться хімією та прагне поглибити свої знання, може бути використаний для закріплення знань, самоперевірки і самопідготовки, розвитку логічного мислення.

РОЗДІЛ І. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.

1. Періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва.

1.1. Періодичний закон і основні закономірності періодичної системи.



Періодична система хімічних елементів – це класифікація хімічних елементів, яка заснована на певних особливостях будови атомів хімічних елементів. Її було складено на основі Періодичного закону, відкритого в 1869 році Д. І. Менделєєвим.

Формулювання періодичного закону:

"Властивості хімічних елементів, простих речовин, а також склад і властивості сполук перебувають у періодичній залежності від значень зарядів ядер атомів".



Історія створення періодичного закону

На момент створення періодичного закону було відомо 63 хімічних елементи. Відомості про властивості сполук цих елементів були неповними, іноді помилковими, атомні маси визначені неточно. Створення на основі цих неповних, неточних, іноді помилкових відомостей періодичного закону було дійсно видатним науковим відкриттям.



Основні закономірності періодичної системи

1. У малих періодах із зростанням відносних атомних мас елементів спостерігається поступове послаблення металічних і наростання неметалічних властивостей.
2. У великих періодах спостерігається періодичність у зміні властивостей в середині самих періодів:
 - * У парних рядах великих періодів металічні властивості елементів послаблюються повільно, в результаті всі елементи парних рядів - метали.
 - * У непарних рядах великих періодів властивості елементів змінюються так само, як і в елементів малих періодів (металічні властивості послаблюються, а неметалічні — посилюються).
3. Особливу подібність властивостей виявляють елементи, розміщені всередині великих періодів, наприкінці кожного парного ряду. Це так звані тріади: Ферум — Кобальт — Нікол, що утворюють родину Феруму, і дві інші: Рутеній — Родій — Паладій та Осмій — Іридій — Платина, що утворюють родину платинових металів (платиноїдів). Виділяють ще родину лантаноїдів (14 елементів VI періоду) і родину актиноїдів (14 елементів сьомого періоду).

Елементи кожної з цих родин завластивостями дуже подібні між собою.

4. У групах у міру зростання відносних атомних мас елементів їх металічні властивості посилюються, а неметалічні-послаблюються (в елементів побічних підгруп бувають винятки).
5. У періодичній системі посилення металічних властивостей елементів у групах зверху вниз і послаблення їх у періодах зліва направо зумовлюють появу діагональної подібності (Be більше подібний до Al, ніж до Mg, а B — до Si, ніж до Al).
6. У періодах валентність елементів зростає: у малих періодах — від 1 до 8, у великих періодах — двічі, що й дало Д. І. Менделєєву підставу розмістити елементи великих періодів у два ряди.
7. У групах валентність елементів відповідає номеру групи. Деякі елементи побічних підгруп можуть виявляти й іншу валентність.
8. Елементи перших трьох груп — метали, вони летких сполук з Гідрогеном не утворюють. Це характерно для елементів головних підгруп IV—VII груп. При цьому валентність елемента дорівнює різниці між числом 8 і номером групи, в якій розміщується елемент.[10,с.19]

У межах окремих періодів зі збільшенням заряду ядер:

зменшується атомний радіус
радіус, тому що зростає сила
притягання електронів до ядра
послаблюються металічні
властивості елементів і
посилюються неметалічні;
енергія іонізації для елементів
одного періоду зростає
зліва направо;

збільшується максимальний
позитивний ступінь окиснення
елемента (за винятком
Оксигену і Флуору, в яких немає
ступенів окиснення +6 і +7
відповідно);

послаблюються основні
властивості оксидів і
гідроксидів елементів,
одночасно підвищуються їхні
кислотні властивості.

У головних підгрупах зі збільшенням заряду ядер:

електронегативність
зменшується;

зростає атомний радіус і
кількість електронних шарів
посилюються металічні
властивості елементів
і послаблюються неметалічні;

енергія іонізації спадає
внаслідок збільшення відстані
між електронами зовнішнього
енергетичного шару і ядра;

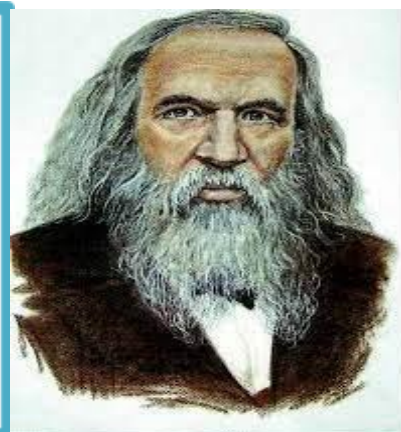
посилюються основні
властивості оксидів та
гідроксидів.

Від розміщення елементів у періодичній системі залежить характер і властивості простих речовин.

1.2. Варіанти періодичної системи.

Дмитро Іванович Менделєєв (1834—1907)

Російський хімік, різнобічний учений, педагог, прогресивний громадський діяч. Працював викладачем гімназії в Одесі. Професор Петербурзького університету (з 1865). Очолював Головну палату мір та вагів (з 1893). Відіграв значну роль у розвитку хімії та інших галузей природознавства. Відкрив (1869) періодичний закон хімічних елементів. [5,с.51]



Графічним відображенням Періодичного закону є Періодична система хімічних елементів. Перший її варіант було створено 1 березня 1869 р.

За основу систематизації хімічних елементів Д. І. Менделєєв обрав відносну атомну масу, вважаючи її головною характеристикою елемента, оскільки вона не змінюється під час утворення елементом простих і складних речовин. Вчений надавав великого значення ще й хімічним властивостям. У процесі складання таблиці Д. І. Менделєєву довелося залишати місця (незаповнені клітинки) для невідкритих на той момент елементів; деяким з них він дав назви та описав властивості. У той час Періодична система включала 63 хімічних елементи і за виглядом відрізнялась від сучасної. Відомо більше 700 варіантів форм Періодичної системи. Серед них є прямокутні варіанти у вигляді таблиць та інші форми у вигляді аналітичних кривих, геометричних фігур

У лівобічній системі Жанета (1928р.) (Рис.3) елементи розташовано згідно заповнення атомних орбіталей електронами. Вона має відмінності:
Гелій знаходиться в 2-й групі;
1 і 2 групи (s-елементи) перенесені в правий бік таблиці;
s-блок зміщено на один рядок вгору.

[illegible]

Рис.3. Лівобічна (лівостороння) система Жанета



Сучасна лівостороння періодична таблиця Валерія Циммермана (2006р.), названа ADOMAN Periodic Table (Рис.4). Її структура заснована на чотирьох квантових числах електронної конфігурації атомних орбіталей, тому ця таблиця зручна для написання електронних формул атомів.

Рис.4. ADOMAN Periodic Table

В деяких періодичних системах – елементи розташовані за годинниковою шкалою. Одним з таких зображень є періодична таблиця у вигляді концентричних кіл: кожне відповідає періоду, а елементи однієї підгрупи знаходяться на радіусах. (Рис.5).

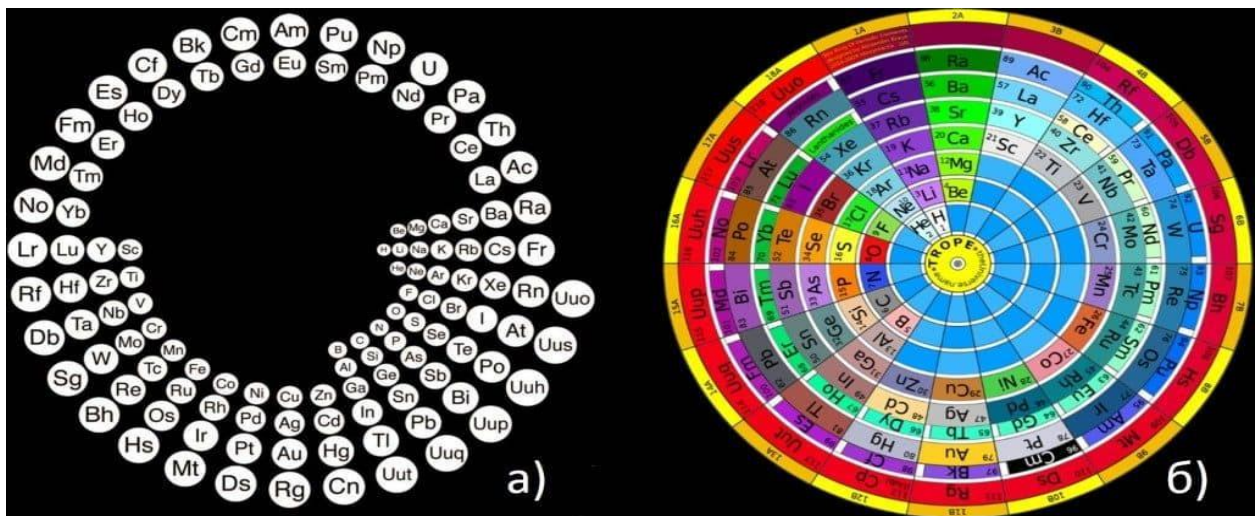


Рис.5. а) таблиця Чарльза Джаннет (1928 р.); б) кільцева схема елементів

(TROPE) Александера Брауна (2004-2009 рр.)

Джон Друрі Кларк у 1933 році опублікував спіральну діаграму хімічних елементів (Рис.6). У системі елементів використано колір і штрихові лінії з метою демонстрації відносин між елементами. Наприклад, фіолетове забарвлення клітинок і штрихові лінії використано для об'єднання елементів VII-B групи з елементами VII-A групи.

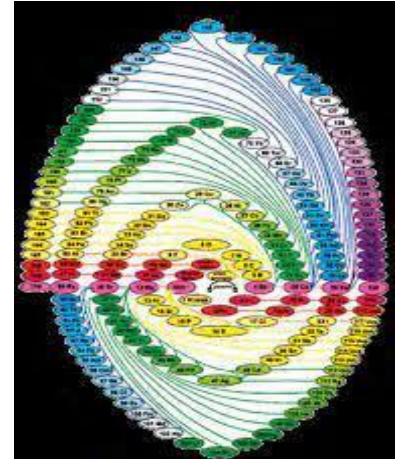
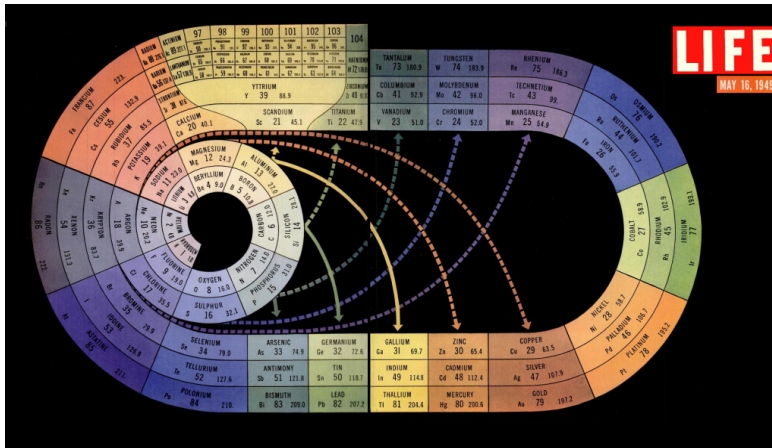


Рис.6. Спіральні діаграма хімічних елементів.

Художник Едгар Лонгман додав системі елементів еліптичної форми і нахилив її, щоб справити враження динамічного ефекту (Рис.7).

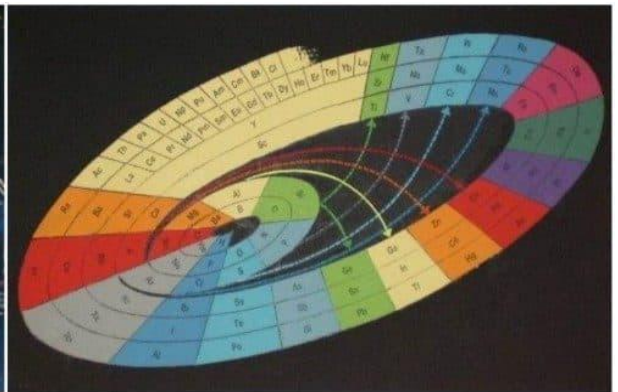
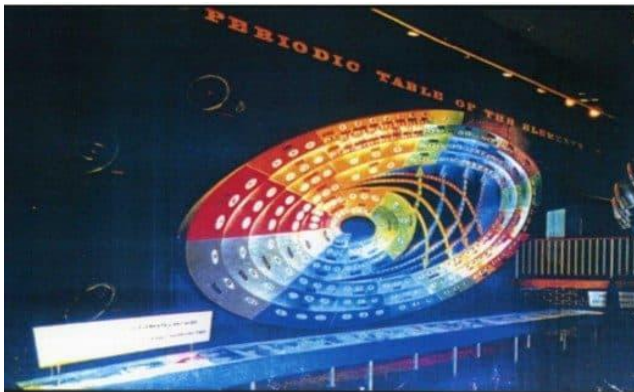


Рис.7. Спіраль Лонгмана

У 2004 році Філіп Стюарт опублікував першу версію «хімічної Галактики» (Рис.8), якою він хотів висловити зв'язок між світом атомів і зірок, а також пробудити інтерес до хімії.

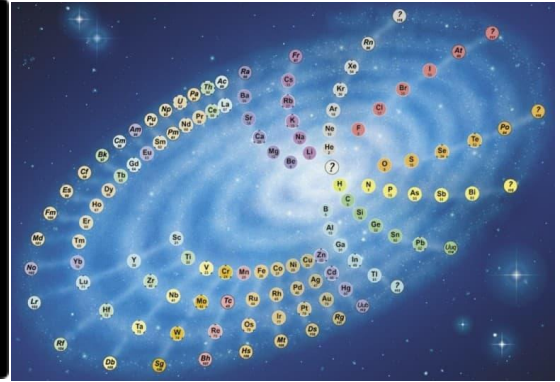


Рис.8. “Хімічна Галактика”

У системі Теодора Бенфея (1960р.) елементи утворюють двомірну спіраль (Рис.9), яка, розвиваючись, опоясує перехідні острови з металами, лантанідами і актиноїдів. У даній моделі з'являються ще не відкриті, але передбачені d-елементи з атомними числами від 121 до 138.

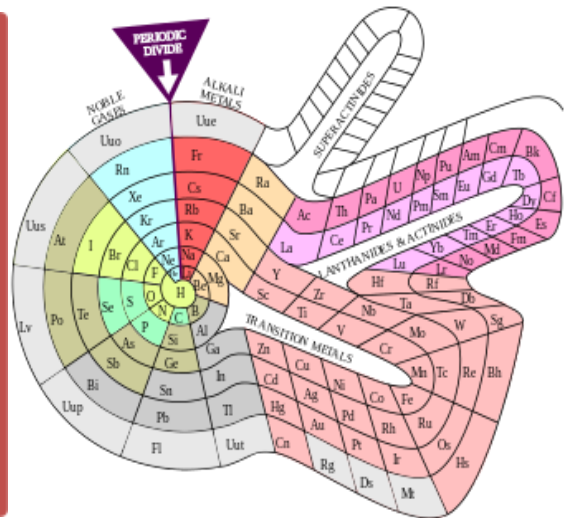
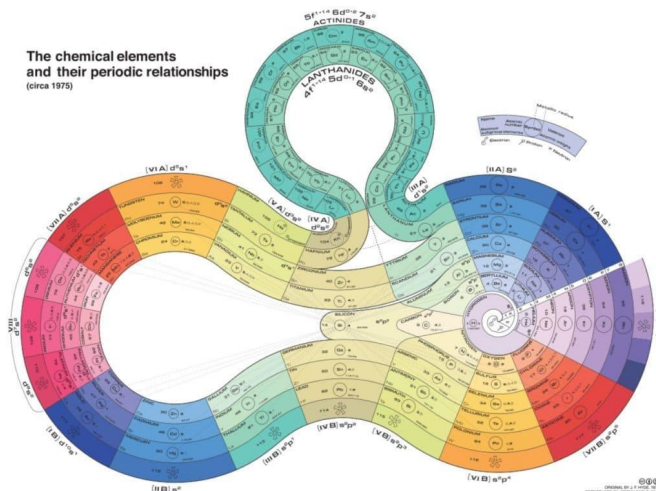


Рис.9. Двомірна спіраль Теодора Бенфея



У 1976 році Джеймса Франкліна Хайда створив Періодична таблицю власного дизайну у вигляді спірального зображення системи елементів, а центральне місце відвів кремнію (Рис.10.).

Рис.10. Спіральна система елементів Джеймса Франкліна Хайда

Існують періодичні системи елементів, на яких візуально представлено різні характеристики хімічних елементів. У таких періодичних таблицях розміри осередків викривлені для відображення періодичних властивостей. Найбільш відомі картограми професора Марка Вінтера.

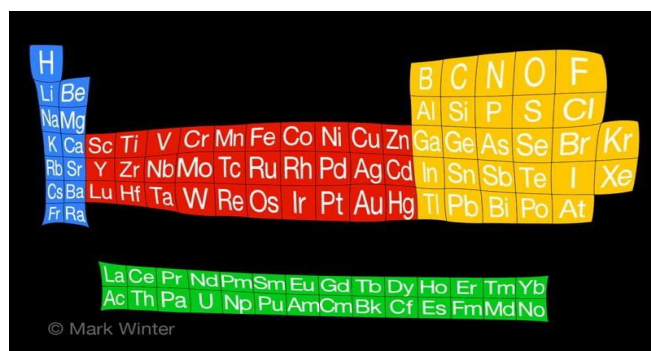


Рис.11. Картограма електронегативності хімічних елементів за Полингом

У 1961 році Джорж Гамов запропонував періодичну систему у вигляді безперервної стрічки з хімічних елементів, розташованих в порядку збільшення протонного числа, яка утворює тривимірну спіраль (Рис.13)



Рис.12. Джорж Гамов

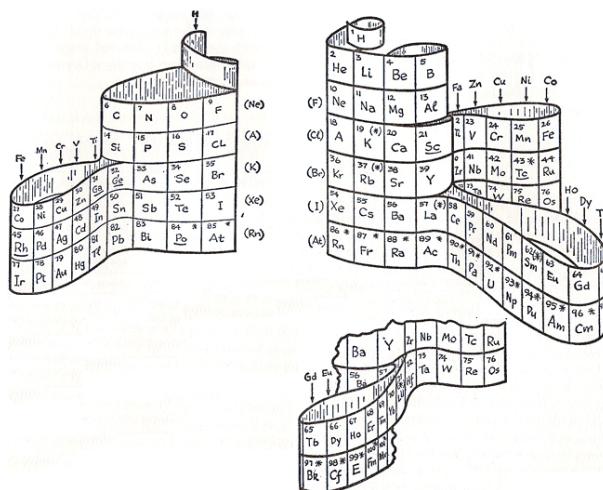


Рис.13. Тривимірна спіраль Джоржа Гамова

У середині 1990-х років Рой Александер запатентував 3D періодичну таблицю у вигляді низхідної спіралі (Рис.14), розмістивши елементи суміжно і безперервно відповідно до атомних номером, тим самим подолавши всі розриви і зміщення в порядку елементів, зберігаючи при цьому всі позитивні риси плоскої таблиці, не порушуючи будь-яку прийняту групу і взаємозв'язки знайдені раніше.

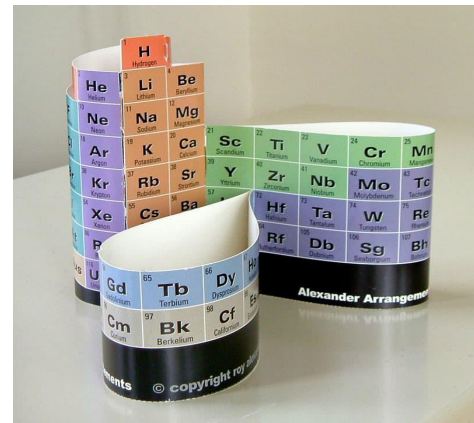
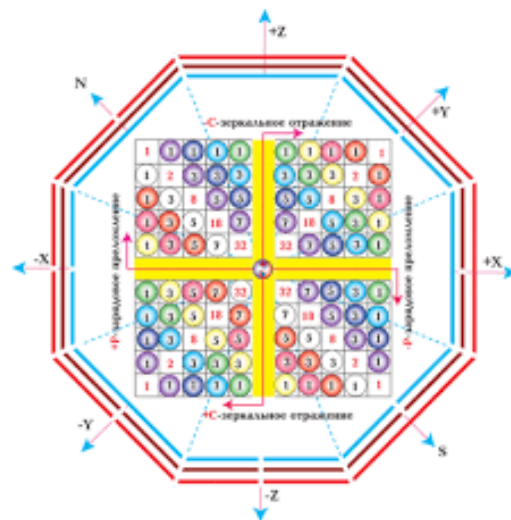
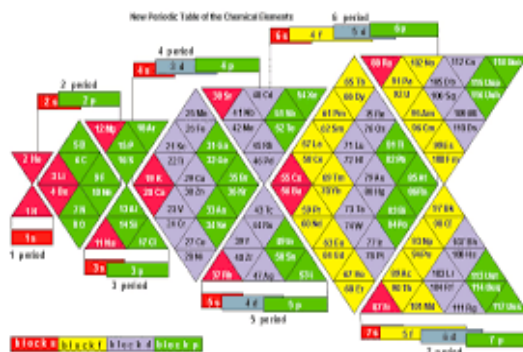
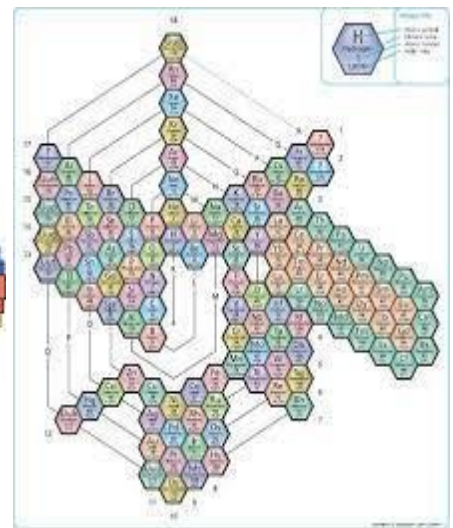
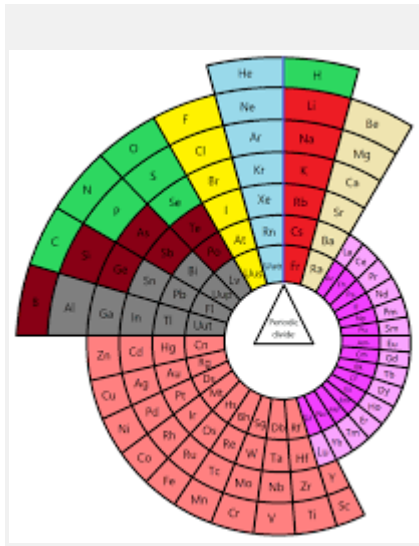


Рис.14. Варіант системи Роя Александра



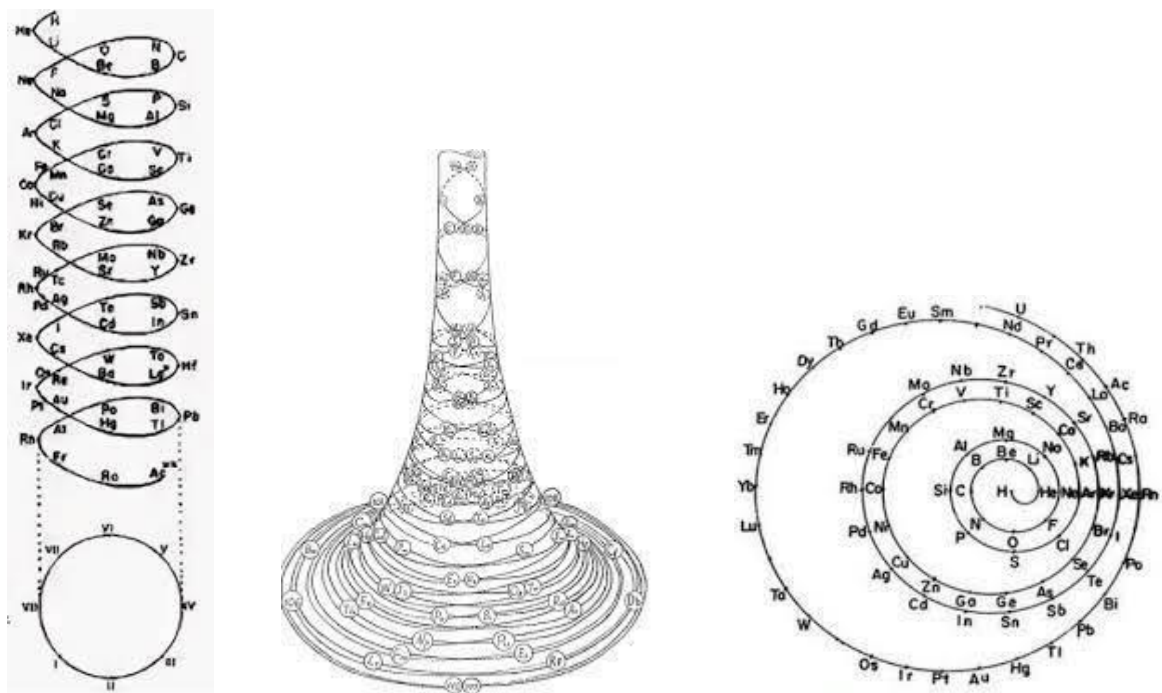


Рис.15. Різні варіанти Періодичної системи



Дуже довгий (наддовгийовгий) варіант

Найпопулярнішим є зображення Періодичної системи у вигляді таблиць, яких є три — коротка, довга (напівдовга) та наддовга (дуже довга).

Наддовгий варіант періодичної таблиці містить 18 груп, які пронумеровані арабськими цифрами. Кожна група характеризується однаковим числом електронів на верхніх заповнюваних орбіталях. У кожній такій групі хімічні і фізичні властивості елементів змінюються закономірно по вертикалі. Лантаноїди і актиноїди включені в таблицю. Кожен період представлений одним рядом елементів.

Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва

Рис.16. Наддовга форма Періодичної таблиці

Довгий (довгоперіодний, напівдовгий) варіант

У Періодичній таблиці 18 груп, пронумерованих арабськими цифрами. Часто використовують нумерацію римськими цифрами з додаванням букв А чи В. У такому випадку груп 8. Між ІІА і ІІІА групами розташовані групи В. Лантаноїди і актиноїди — містяться під таблицею.

Рис.17. Довга форма Періодичної таблиці

Коротка (короткоперіодна) форма Періодичної таблиці

Один із останніх варіантів періодичної системи, створеної Д. І. Менделєєвим, за формою мало чим відрізняється від сучасної періодичної системи. Короткий варіант використовують і досі, оскільки він компактніший, зручніший і несе більше інформації. Нині до Періодичної системи входять близько 120 хімічних елементів і робота над її удосконаленням не припиняється.

Короткий варіант періодичної таблиці містить 8 груп. Кожна група розділена на 2 підгрупи: головну (А) і побічну (В). Елементи головної підгрупи мають однакову кількість валентних електронів і подібні хімічні властивості, які закономірно посилюються чи послаблюються згори вниз у межах групи. Великі періоди поділені на ряди.

Елементи третьої групи (лантаноїди і актиноїди) розташовані внизу таблиці. До лантаноїдів належать 14 елементів шостого періоду (№ 58 — № 71).

До актиноїдів належать 14 елементів сьомого періоду (№ 90 – 103).

Периодическая таблица Д. И. Менделеева																	
Период	Ряд	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В															
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII								
1		(H)						H Водород 1,00794		He Гелий 4,0026		Обозначение элемента		Атомный номер			
2	2	Li Литий 6,939	Be Бериллий 9,0122	B Бор 10,811	C Углерод 12,01115	N Азот 14,0067	O Кислород 15,9994	F Фтор 18,9984	Ne Неон 20,179			Li Литий 6,939					
3	3	Na Натрий 22,9898	Mg Магний 24,305	Al Алюминий 26,9815	Si Кремний 28,086	P Фосфор 30,9738	S Сера 32,064	Cl Хлор 35,453	Ar Аргон 39,948					Относительная атомная масса			
4	4	K Калий 39,102	Ca Кальций 40,06	Sc Скандий 44,956	Ti Титан 47,90	V Ванадий 50,942	Cr Хром 51,996	Mn Марганец 54,938	Fe Железо 55,847	Co Кобальт 58,933	Ni Никель 58,71						
	5	Ca Кальций 40,06	Sc Скандий 44,956	Ti Титан 47,90	V Ванадий 50,942	Cr Хром 51,996	Mn Марганец 54,938	Fe Железо 55,847	Co Кобальт 58,933	Ni Никель 58,71							
5	6	Rb Рубидий 85,47	Sr Стронций 87,62	Y Иттрий 88,905	Zr Цирконий 91,22	Nb Ниобий 92,906	Mo Молибден 95,94	Tc Технеций [99]	Ru Рутений 101,07	Rh Родий 106,9	Pd Палладий 106,4						
	7	Ag Серебро 107,868	Cd Кадмий 112,40	In Индий 114,82	Sn Олово 118,69	Sb Сурьма 121,75	Te Теллур 127,60	I Иод 126,904	Xe Ксенон 131,30								
6	8	Cs Цезий 132,905	Ba Барий 137,33	La* Лантан 138,905	Hf Гафний 178,49	Ta Тантал 180,948	W Вольфрам 183,85	Re Рений 186,2	Os Осмий 190,2	Ir Иридий 192,22	Pt Платина 195,09						
	9	Au Золото 196,967	Hg Ртуть 200,59	Tl Таллий 204,37	Pb Свинец 207,19	Bi Висмут 208,980	Po Полоний [210]*	At Астат [210]	Rn Радон [222]								
7	10	Fr Франций [223]	Ra Радий [226]	Ac** Актиний [227]	Rf Резерфордий [261]	Db Дубний [262]	Sg Сиборгий [263]	Bh Борий [262]	Hs Хассий [265]	Mt Майтнерий [266]	Ds Дармштадт [271]						
	11	Rg Рентген [272]	Cn Коперниций [285]	Nh Нихоний [286]	Fl Флеровий [289]	Mc Московский [290]	Lv Ливерморий [291]	Ts Теннессиум [294]	Og Оганесон [294]								
		58 Ce Церий 140,12	59 Pr Прометий 140,907	60 Nd Неодим 144,24	61 Pm Прометий [147]*	62 Sm Самарий 150,36	63 Eu Европий 151,96	64 Gd Гадолиний 157,25	65 Tb Тербий 158,925	66 Dy Диспрозий 162,50	67 Ho Гольмий 164,930	68 Er Эрбий 167,26	69 Tm Тулий 168,934	70 Yb Иттербий 173,04	71 Lu Лютеций 174,967		
		90 Th Торий 232,038	91 Pa Прометий [231]	92 U Уран 238,03	93 Np Нептуний [237]	94 Pu Плутоний [244]	95 Am Америций [243]	96 Cm Курций [247]	97 Bk Берклий [247]	98 Cf Калифорний [251]	99 Es Эйнштейний [252]	100 Fm Фермий [257]	101 Md Менделеев [258]	102 No Нобелий [259]	103 Lr Лоуренс [260]		

Рис.18. Коротка форма Періодичної таблиці

Кожний елемент розміщено в певній комірці періодичної системи. [5,с.56]

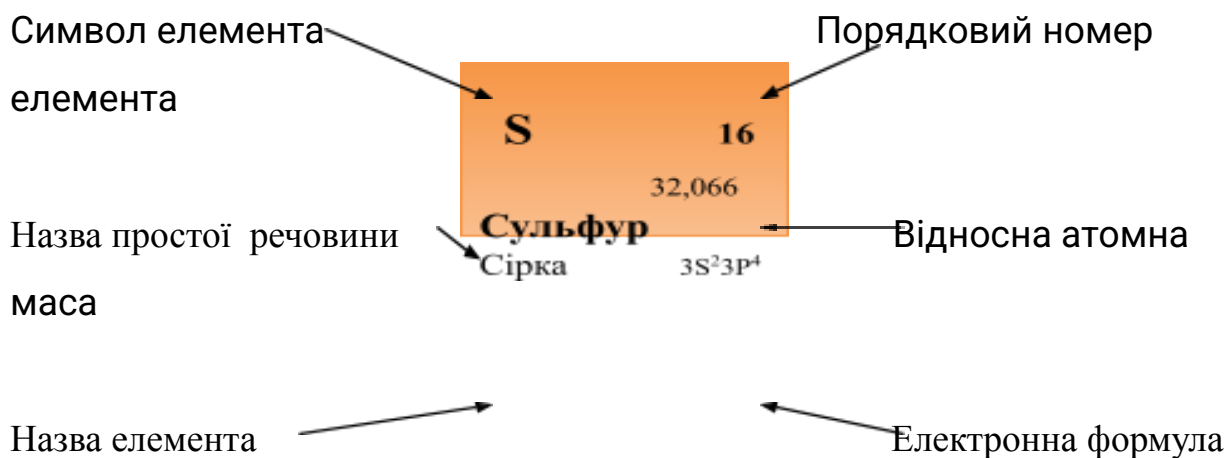


Рис.19. Опис характеристик елементів у таблиці Періодичної системи.

1.3. Структура періодичної системи.

Періодичну систему складено у вигляді таблиці, в якій хімічні елементи розташовані у міру зростання їхніх атомних мас. Зараз існує багато видів зображення Періодичної системи. Найбільш поширеним є зображення у вигляді таблиці з розташуванням елементів зліва направо. Усі хімічні елементи у Періодичній системі об'єднані у 7 періодів та 8 груп. У короткому варіанті період один або два сусідні горизонтальні ряди (парний і непарний). Періоди нумерують арабськими цифрами.



Період — це горизонтальний ряд хімічних елементів, розміщених у порядку зростання їх відносних атомних мас, що починається лужним металом і закінчується інертним газом.

Усього періодів сім. Із них перші три — малі періоди, бо кожний складається з одного ряду хімічних елементів. Починаючи з четвертого, ідуть великі періоди (кожний складається з двох рядів). Усього рядів десять. Кожний період містить певне число хімічних елементів:

- 1-й період (малий) — 2 елементи;
- 2-й період (малий) — 8 елементів;
- 3-й період (малий) — 8 елементів;
- 4-й період (великий) — 18 елементів;
- 5-й період (великий) — 18 елементів;
- 6-й період (великий) — 32 елементи (18+14);
- 7-й період (великий) — досі ще не завершений, містить поки що 24 елементи

І в малих, і у великих періодах відбувається поступове послаблення металічних властивостей і посилення неметалічних, тільки у великих періодах це відбувається більш плавно.



Група — це вертикальний стовпчик, в якому один під одним розміщені подібні за властивостями хімічні елементи.

Усього груп вісім, які прийнято нумерувати римськими цифрами (I—VIII). Кожна з них поділяється на дві підгрупи: а - головну, b - побічну.

а-головна підгрупа

до складу входять елементи малих періодів (типові); символи елементів зміщено піворуч від

b-побічна підгрупа

до складу входять елементи тільки великих періодів (вони є неповними аналогами типових



Деякі елементи А-групи отримали особливі назви:

I-A — лужні металічні елементи (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr);

II-A — лужноземельні металічні елементи (крім Берилію і Магнію) —
(Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra);

VII-A — галогени (F, Cl, Br, I, At);

VIII-A — благородні, або інертні елементи (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).

Елементи антанойди і актиноїди розташовані під таблицею. Це елементи III-B групи:

№ 58–71 (лантанойди) відносяться до VI періоду.

№ 90–103 (актиноїди) відносяться до сьомого періоду.



Хімічний елемент - це тип атомів, що характеризується однаковим протонним числом (зарядом ядра).

Періодичність властивостей елементів

Деякі властивості окремих елементів чи їхніх груп можна передбачити за їхнім місцем у періодичній системі:

- Маса — збільшується зверху до низу і зліва направо (Винятки: Ag перед K, Te перед I, Co перед Ni, Th перед Pa)
- Атомний радіус — збільшується зверху до низу і зменшується зліва направо (в елементах головних груп)
- Електронегативність — зменшується зверху до низу і збільшується зліва направо (виняток Інертні гази)
- Енергія іонізації — зменшується зверху до низу і збільшується зліва направо
- Металевий характер елемента — збільшується зверху до низу і зменшується зліва направо
- Основність оксидів — зростає зверху до низу і зменшується зліва направо.

РОЗДІЛ II. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТЕОРІЇ БУДОВИ РЕЧОВИНИ

2. БУДОВА АТОМА.

2.1. Модель та склад атома.

Атом - найменша, електронейтральна, хімічно неподільна частинка речовини.
Атом - позитивно заряджене ядро і негативно заряджені електрони.



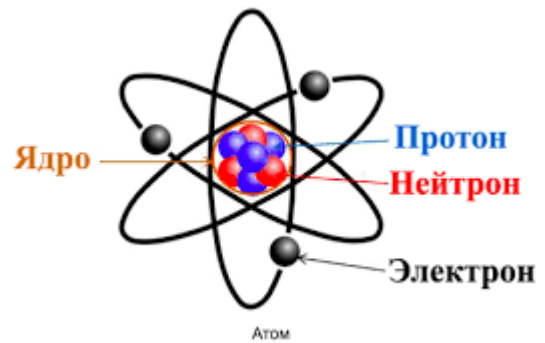
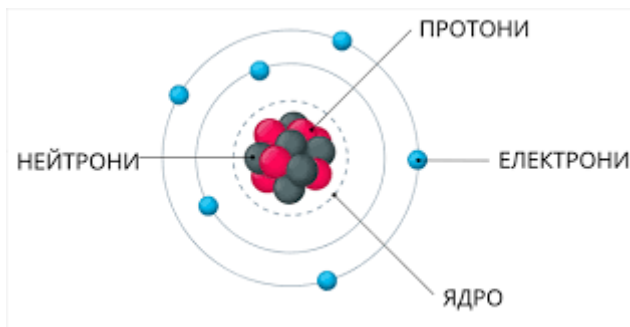


Рис.20. Моделі атома

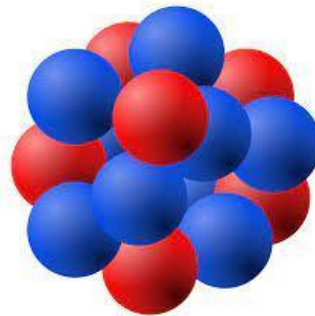
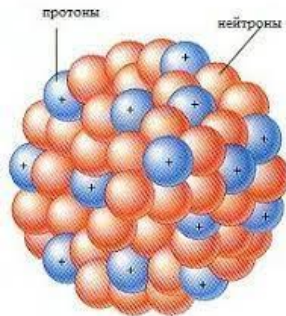


Рис.21. Складники ядра

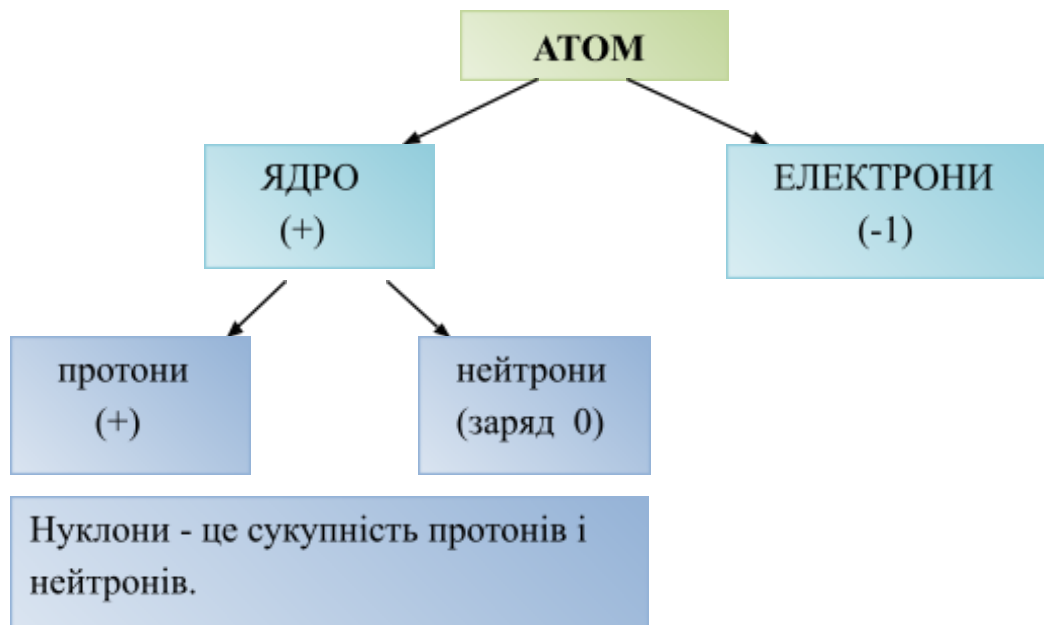


Схема 1. Складники атома

Заряд ядра дорівнює кількості електронів і відповідає порядковому номеру елемента в періодичній системі.

Електрон (e) - негативно заряджена частинка, маса якої менша від маси протона або нейтрона.

Протон (p) - позитивно заряджена частинка, маса якої дорівнює атомній одиниці маси. Протонне число - кількість протонів в атомі.

Нейтрон (n) - електронейтральна частинка, що не має заряду, а маса дорівнює атомній одиниці маси.

Першу модель атома запропонував **Дж. Томсон** у 1903 р. Атом він уявляв як певну кількість позитивно зарядженої речовини – "тіло атом", у яку вкраплені негативно заряджені електрони (як родзинки у булку). Сумарний заряд електронів в електронейтральному атомі приймався рівним заряду позитивно зарядженого тіла атома.

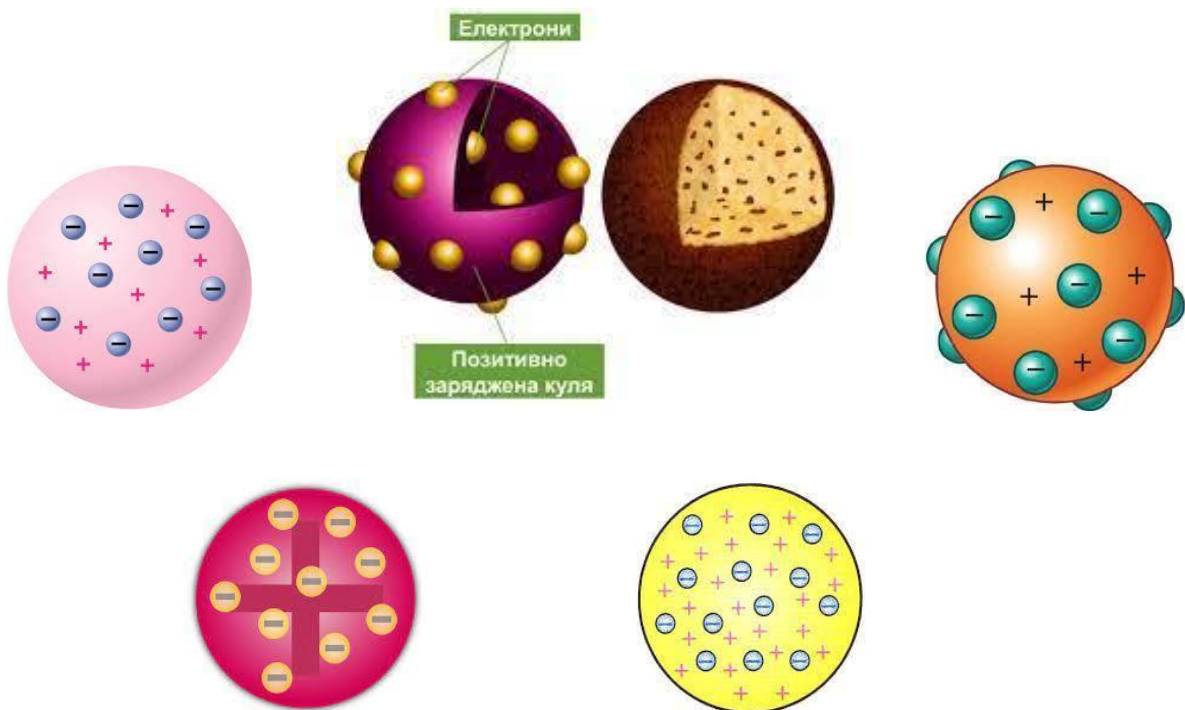


Рис.21. Модель атома, створена Дж.Томсоном

Е. Резерфорд доводив, що у центрі атома (системи) розміщене маленьке позитивно заряджене ядро, навколо якого рухаються електрони (планети), кількість яких визначається зарядом ядра і рівний порядковому номеру елемента.[5,с.36]

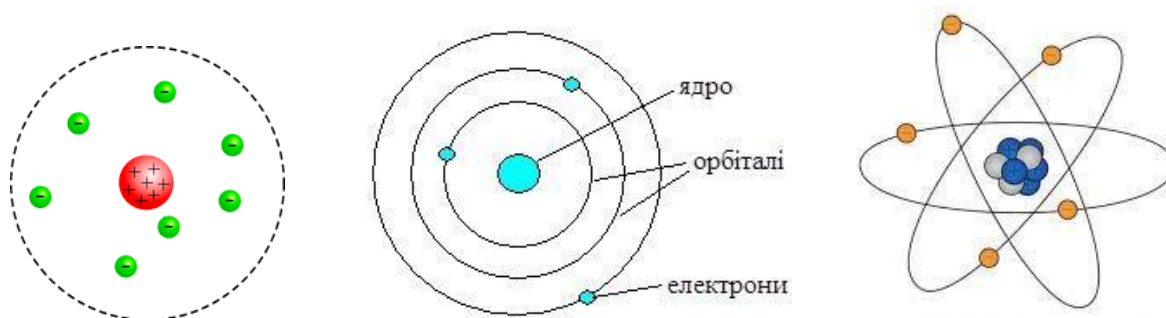


Рис.22. Планетарна модель атома Е. Резерфорда

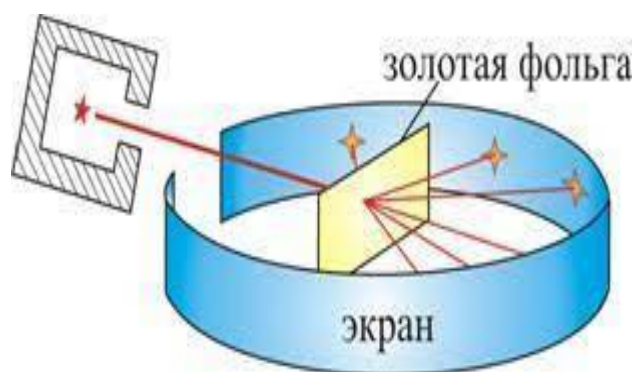


Рис.23. Схема досліду Резерфорда



Дослідження Е. Резерфорда (1907 р.) показало, що більшість -частинок проходить вільно через тонку металічну (срібну або золоту фольгу і лише деякі змінюють траєкторію руху. Це навело вченого на думку, що атом побудований на зразок сонячної системи, тому запропонована ним модель атома була названа “планетарна модель будови атома”. Однак, дана модель атома Резерфорда мала певні недоліки. [5,с.38]

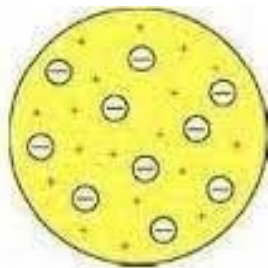
Перші докази складності будови атома були одержані при вивченні проходження електричного струму через рідини і гази. Було встановлено, що електрика існує у вигляді окремих одиничних зарядів, які під дією електричного поля у вакуумі відхиляються до катода (позитивний полюс). Ці "катодні промені" мали негативний заряд і були названі електронами (Дж. Томсон, 1907 р.). У 1895 році Рентген відкрив новий вид випромінювання –

електромагнітні промені. Здатність атомів певних елементів самовільно розпадатись дістало назву "радіоактивність".

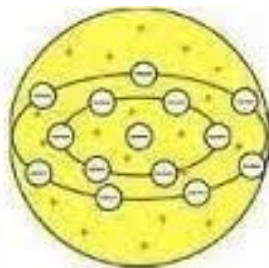


У 1913 р. **Н.Бор** запропонував доповнити теорію будови атома Резерфорда положенням:

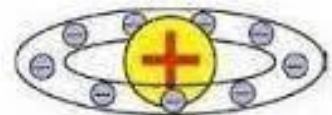
- електрон може рухатись навколо ядра лише по певних колових –(стаціонарних) орбітах;
- рухаючись по стаціонарній орбіті електрон не випромінює і не поглинає енергію.



а



б



в

Рис.24. Перші моделі будови атома

а) У.Томсон, 1902 р. б) Дж.Дж.Томсон, 1904 р. в) Х.Нагаока, 1904 р.



Рис.25. Еволюція будови атома

2.2. Будова електронних оболонок атомів.

Під час хімічних реакцій ядро атома не змінюється. Змін зазнають електронні оболонки атомів.

Орбіталь - простір навколо ядра, в якому найімовірніше перебування електрона.

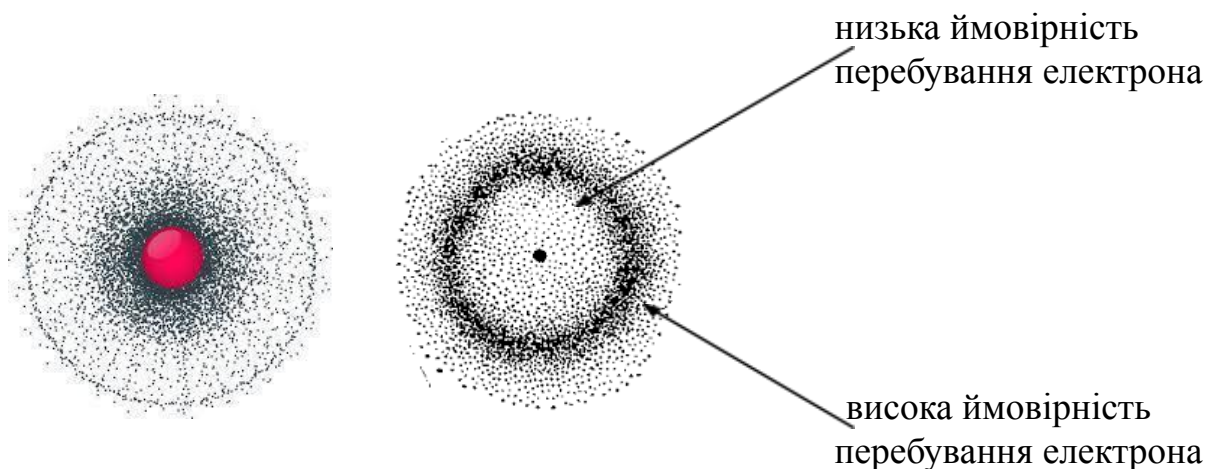


Рис.26. Орбітальна модель атома

Крім обертання навколо ядра, електрон має ще свій власний рух - спін.

Спін - це рух електрона навколо своєї осі.

Паралельний спін - це коли два електрони мають однакові напрямки обертання.

Антипаралельний спін - це коли два електрони мають протилежні напрямки обертання (один електрон обертається навколо своєї осі за

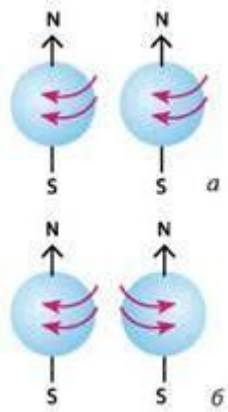


Рис. 27. Електрони з різними спінами:

- а) паралельний спін
- б) антипаралельний спін

Два електрони з протилежними спінами створюють навколо себе магнітне поле з протилежно спрямованими силовими лініями, що забезпечує взаємне притягання електронів.

Схема 2. Види руху електронів

Якщо на орбіталі містяться **неспарені** електрони, я... ени
Схематично ато...
електрони – ст...
На одній орбіта...
протилежними...

Електронні орбіталі відрізняються одна від одної:
розміром
формою
положенням у просторі

Розмір залежить від енергії електрона. Чим більше енергія електрона, тим більше за розміром його орбіталь, і тим далі він знаходиться від ядра. Чим далі електрон від ядра, тим більше його енергія і слабший зв'язок з ядром.
Чим ближче орбіталь до ядра, тим менше її розмір.

Електронні орбіталі мають **різну форму**:
s-орбіталь має форму кулі. На s-орбіталях містяться s-електрони. Вона міститься найближче до ядра і є найстійкішою.
p-орбіталь має форму гантелі (об'ємної вісімки). Такі орбіталі розміщені в просторі вздовж осей x, y, z, тому їх позначають p_x , p_y , p_z . На p-орбіталях перебувають p-електрони.

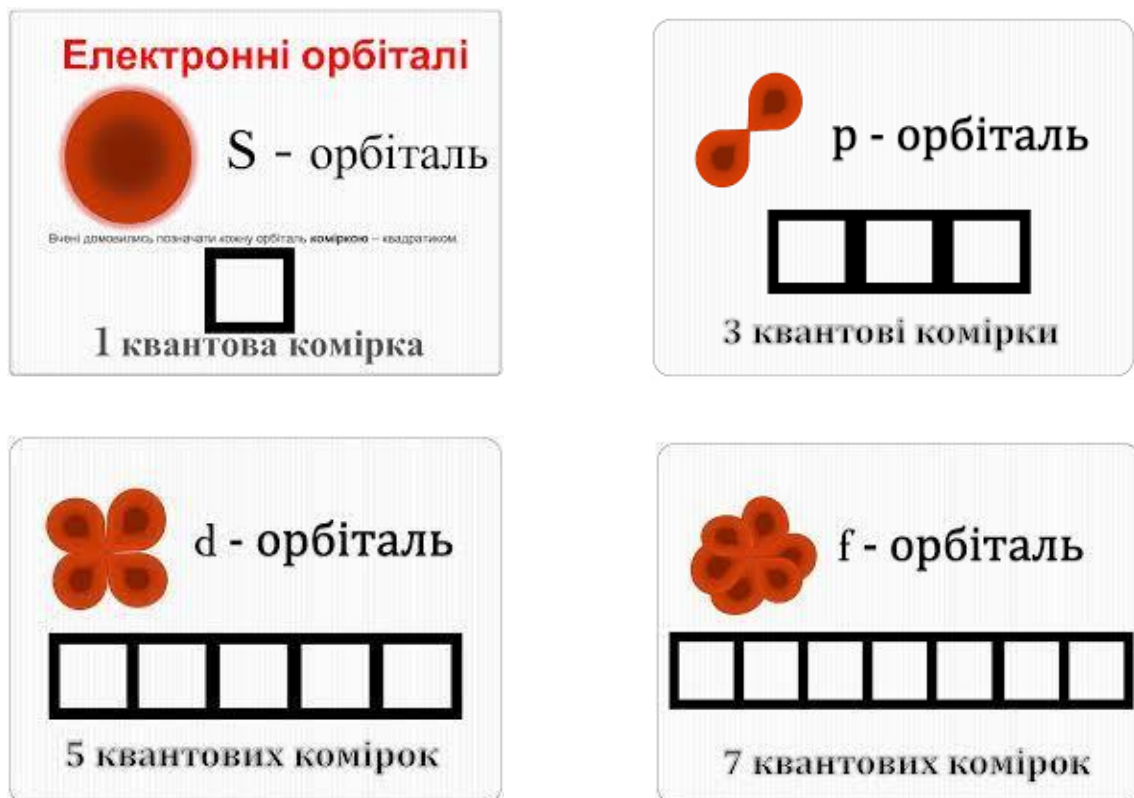
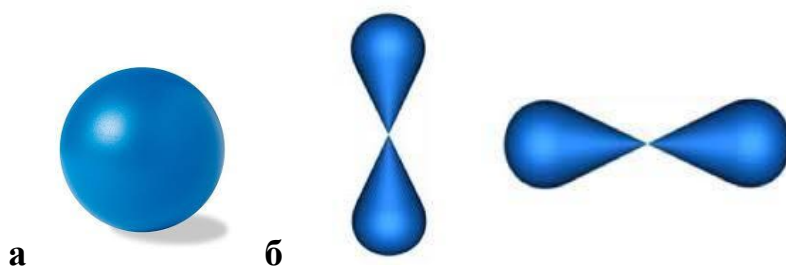


Рис.28. Види електронних орбіталей



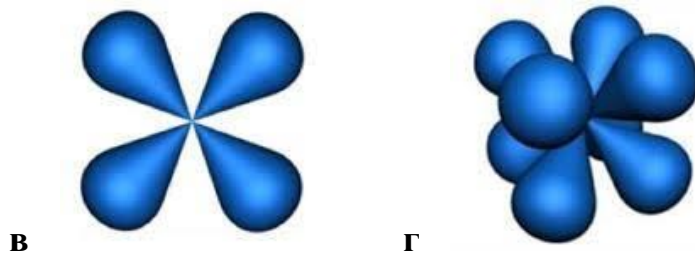


Рис.29. Форми електронних орбіталей:

а) s-орбіталь, б) p-орбіталь, в) d-орбіталь, г) f- орбіталь



а

б

в

Рис.30. Моделі орбіталей: а) s- і p-орбіталь, б) d-орбіталь, г) f- орбіталь

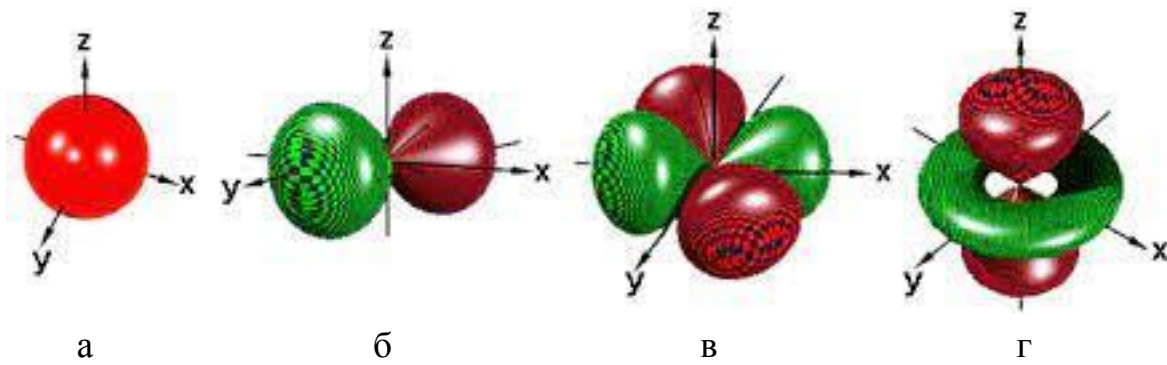


Рис.31. Форми і положення орбіталей у просторі:
а) s- орбіталь, б) p- орбіталь, г,в) d- орбіталь

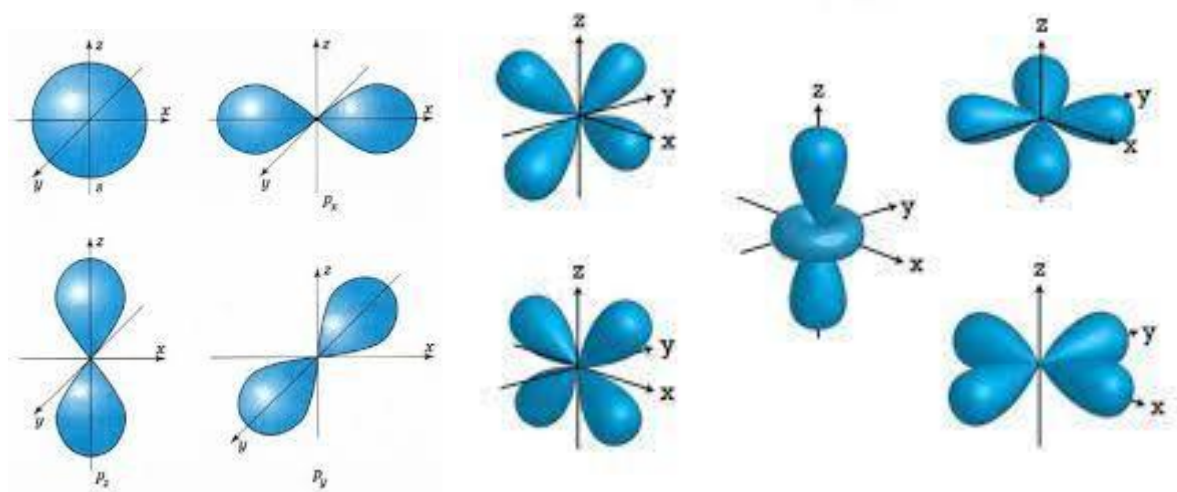


Рис.32. Положення атомних орбіталей їх у просторі

ЗАПАМ'ЯТАЙ!

Кількість орбіталей певного виду чітко визначена такими числами:

- s-орбіталь - 1 (2 електрона)
- p-орбіталь - 3 (6 електрона)
- d-орбіталь - 5 (10 електрона)
- f-орбіталь - 7 (14 електрона)





Схема 3. Розміщення електронів на енергетичних рівнях і підрівнях.

Якщо зовнішній електронний шар атома має максимальне число електронів, яке він може вмістити, то такий шар називають **завершеним**. Якщо в зовнішньому електронному шарі атома міститься менше електронів, ніж він може вмістити, то цей шар називають **незавершеним**.

Номер групи (для елементів головних підгруп) вказує число електронів на зовнішньому енергетичному рівні елемента.

Електронна схема – це розподіл електронів в атомі на енергетичних рівнях.

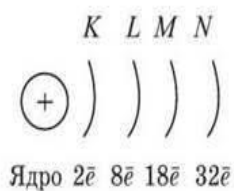
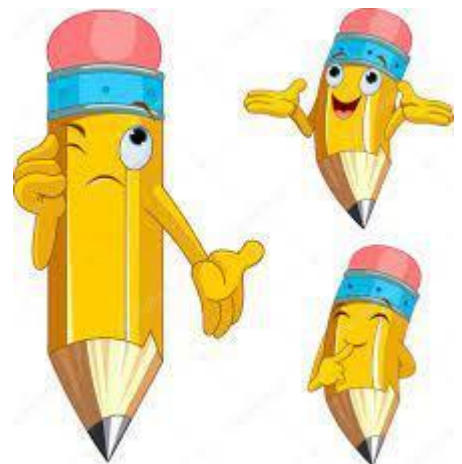


Схема 4. Розподіл електронів

Написання електронної схеми на прикладі Силіцію

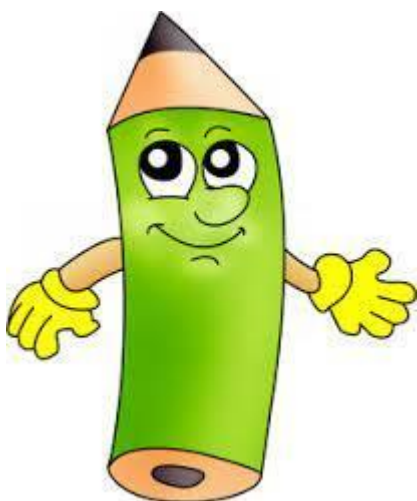
1.	Вказуємо символ елемента. За порядковим номером елемента визначаємо число протонів у ядрі і число електронів.	Si p= 14 ел.= 14
2.	Вказуємо кількість енергетичних рівнів (пишемо число дужок). Номер періода вказує на число енергетичних рівнів.	+14)))
3.	Номер групи елемента вказує на число електронів на зовнішньому енергетичному рівні.	+14))) 4
4.	Пишемо максимальне число електронів, на першому енергетичному рівні (2), а другий розраховуємо за різницею: $14 - 4 - 2 = 8$. (Якщо рівнів більше, то чинимо так: пишемо число електронів за номером групи під останнім рівнем, під першими рівнями — максимальну їх кількість для цих рівнів, а під передостаннім — залишок).	+14))) 2 8 4

Таблиця 1. Написання електронної схеми.

Електронна формула — це розподіл електронів в атомі на енергетичних рівнях і підрівнях.



Рис.33. Електронна формула



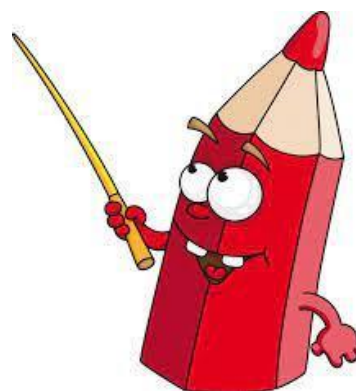
Написання електронної формули на прикладі Силіцію

1.	14 електронів у атомі Силіцію знаходяться на трьох енергетичних рівнях. На першому рівні (1) рухається два <i>s</i> -електрони (число електронів пишеться вгорі справа).	$1s^2$
2.	На другому енергетичному рівні (2) рухаються два <i>s</i> -електрони і шість <i>p</i> -електронів (номер рівня пишеться для кожного підрівня).	$2s^2 2p^6$
3.	На третьому енергетичному рівні (3) рухаються два <i>s</i> -електрони і два <i>p</i> -електрони.	$3s^2 3p^2$
4.	Сумарна електронна формула матиме вигляд	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

Таблиця 2. Написання електронної формули

Електронна конфігурація — це графічне зображення розподілу електронів на енергетичних рівнях і підрівнях.

Електрони позначаються стрілочками, а орбіталі — клітинками. Вільна клітинка — це вільна орбіталь, яку може зайняти електрон після збудження.



Заповнення орбіталей на прикладі Силіцію

1.	Перший енергетичний рівень має тільки один s -підрівень, на якому знаходяться два електрони з протилежними спінами.	1 $\begin{array}{ c } \hline s \\ \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$
2.	Другий енергетичний рівень має два підрівні: на s -підрівні знаходиться 2 електрони і на p -підрівні — 6 (на трьох орбіталях).	2 $\begin{array}{ c } \hline s \\ \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline p \\ \hline \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$
3.	Третій енергетичний рівень має три підрівні: на s -підрівні знаходиться 2 електрони, на p -підрівні — 2 (на трьох орбіталях), а d -підрівень (п'ять орбіталей) у Силіцію не заповнений.	3 $\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c } \hline \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c c c c c } \hline \\ \hline \end{array}$

Таблиця 3. Заповнення орбіталей.



Під дією зовнішньої енергії, електрон може «перестрибнути» з нижнього підрівня на більш високий підрівень в межах одного енергетичного рівня. Такий стан атома називають *збудженням*.

Щоб розрахувати число неспарених електронів у елементів IV-VII груп головних підгруп, необхідно від числа 8 відняти номер групи.

3. Окисно-відновні реакції.

3.1. Валентність і ступінь окиснення.



Валентність - це здатність атома сполучатися з певною кількістю таких самих або інших атомів, тобто це число зв'язків, які певний атом може утворити з іншими атомами.

Також під валентністю розуміють число неспарених електронів атома в основному чи збудженому стані, що беруть участь в утворенні спільних електронних пар з електронами інших атомів.



Термін "валентність" був введений в хімію в 1853 році англійським хіміком - органіком Франклендом для обґрунтування кількісних співвідношень атомів елементів у хімічних сполуках. Розвиток вчення про валентності пов'язано з відкриттям Д.І. Менделєєвим періодичного закону (1869 році).



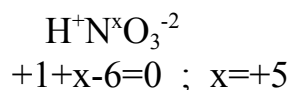
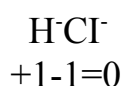
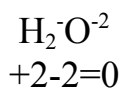
Ступінь окиснення - це умовний заряд, який отримали б атоми в сполуках у результаті обміну електронами в процесі утворення хімічного зв'язку.

- Ступінь окиснення може дорівнювати нулю або виражатися цілим додатним або від'ємним числом.
- Ступінь окиснення можна розрахувати виходячи з будови атома певного хімічного елемента або за формулою хімічної речовини.
- Ступінь окиснення, на відміну від валентності, може мати додатне, від'ємне і нульове значення.
- Ступінь окиснення не завжди чисельно збігається з валентністю атома.

Позначають ступінь окиснення верхнім індексом справа від символу хімічного елемента арабськими цифрами зі знаком “+” або “-” перед цифрою: $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{-1}$ $\text{C}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ Cl_2^0

Правила обчислення ступенів окиснення елементів.

1. Сума ступенів окиснення всіх атомів у молекулі дорівнює нулю
Наприклад: $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2} = (+1) \cdot 2 + 6 + (-2) \cdot 4 = 0$
2. Ступінь окиснення атомів простої речовини дорівнює нулю
(наприклад: O^0 , Al^0 , H_2^0 , K^0).
3. Ступінь окиснення атома Флуору в сполуках дорівнює -1 , у галогенів -1 лише у бінарних сполуках, при умові, що галоген зв'язаний з менш електронегативним атомом (HBr^{-1} , NaI^{-1}).
4. Ступінь окиснення атома Оксигену в складних речовинах дорівнює -2 (CO_2^{-2} , $\text{Na}_2\text{SO}_4^{-2}$). Винятки: у пероксидах ступінь окиснення Оксигену дорівнює -1 ($\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$, $\text{Na}_2\text{O}_2^{-1}$, OF_2^{-1} , $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$).
5. Ступінь окиснення атома Гідрогену в складних речовинах дорівнює $+1$ (H^{+1}_2O , NH^{+1}_3 , H^{+1}Cl). Винятки — у гідридах лужних металів ступінь окиснення Гідрогену -1 (NaH^{-1}).
6. Ступінь окиснення металів у сполуках завжди додатний:
 - * у металів I групи головної підгрупи (I-а підгрупа) ступінь окиснення за кількістю електронів на зовнішньому рівні дорівнює $+1$;
 - * для металів головної підгрупи другої групи (II-а підгрупа)
 - * ступінь окиснення дорівнює $+2$;
 - для металів третьої групи головної підгрупи дорівнює $+3$.
7. Сума ступенів окиснення атомів у складних іонах дорівнює заряду іона.





Позитивний заряд іона дорівнює числу електронів, відданих одним атомом елемента; негативний заряд іона дорівнює числу електронів, прийнятих одним атомом елемента.

Якщо електрона пара відтягнута від атома, то його **ступінь окиснення позитивний**.

Якщо електрона пара зміщена до атома, то його **ступінь окиснення негативний**.

Якщо електронна хмара рівномірно розподілена, то ступінь окиснення усіх атомів у молекулі є **нульовим**.

Завдання 1.

Обчислити ступінь окиснення Сульфуру у сполуці H_2SO_4 (сульфатній кислоті).

Розв'язок:

Запишемо відомі ступені окиснення біля атомів елементів;

невідомий ступінь окиснення мангану позначимо через x : $\text{H}_2^{+1}\text{S}^x\text{O}_4^{-2}$

Виходячи з того, що сума ступенів окиснення елементів у електронейтральній молекулі повинна дорівнювати нулю, складаємо рівняння з урахуванням кількості атомів кожного елемента, що входять до складу H_2SO_4 :

$$\text{H}_2^{+1}\text{S}^x\text{O}_4^{-2} \quad 2(+1) + x + 4(-2) = 0, \text{ звідки } x = +6, \text{ отже } \text{H}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$$

Перевірка: $2(+1) + (+6) + 4(-2) = 0$

Завдання 2.

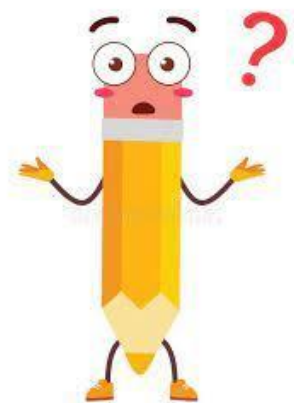
Обчислити ступінь окиснення Cr у складному іоні $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (дихромат-іон).

Розв'язок:

Сума ступенів окиснення елементів у складному іоні повинна дорівнювати заряду іона: $(\text{Cr}_2^x\text{O}_7^{-2})^{2-}$

$$2x + 7(-2) = -2$$

$$x = +6, \text{ отже } \text{Cr}^{+6}_2\text{O}_7^{-2}$$



3.2. Окисно-відновні рівняння.

Серед хімічних перетворень найважливішу роль відіграють окисно-відновні процеси, які є причиною низки природних явищ: горіння, гниття, бродіння, перерозподілу енергії в природі, процесів обміну речовин у живих організмах. Людина широко використовує штучні окисно-відновні реакції – в енергетиці, металургії, хімічній індустрії, біології, медицині, сільському господарстві, екології та в багатьох інших галузях.

Окисно-відновні реакції класифікують за місцем знаходження окисника і відновника серед реагентів. За цією ознакою виділяють дві групи окисно-відновних реакцій: міжмолекулярні і внутрішньомолекулярні.

КЛАСИФІКАЦІЯ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

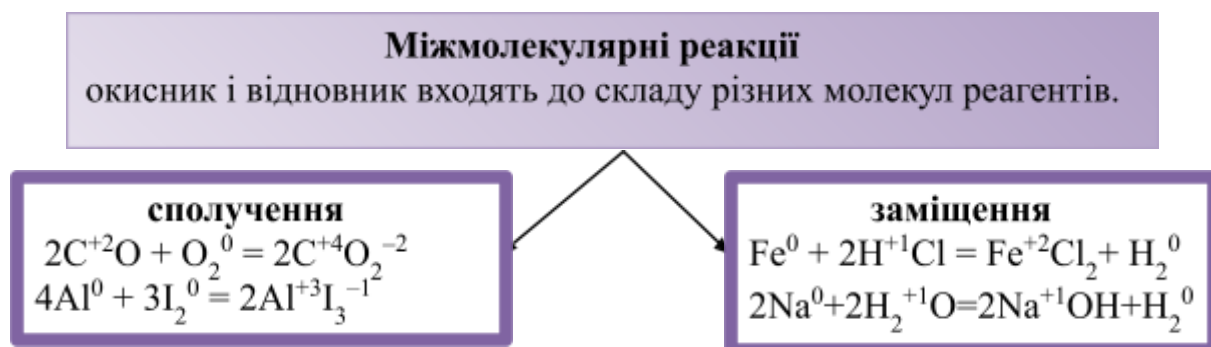
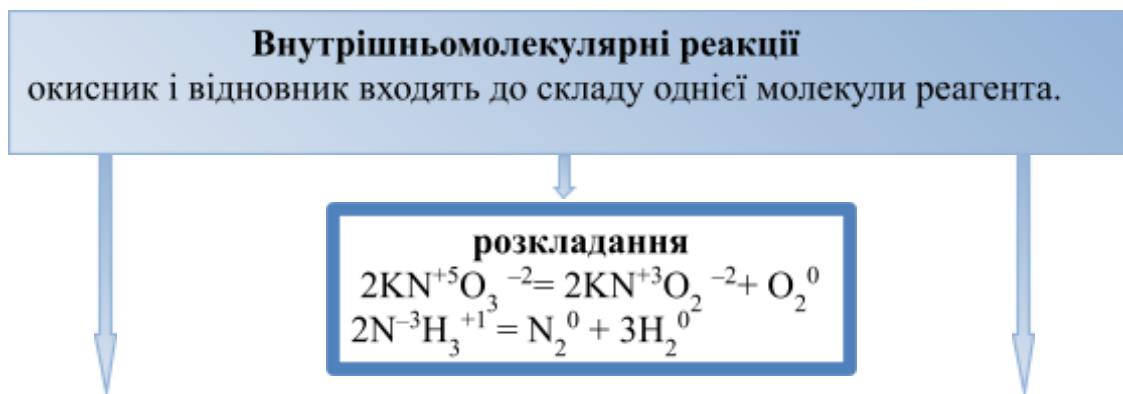
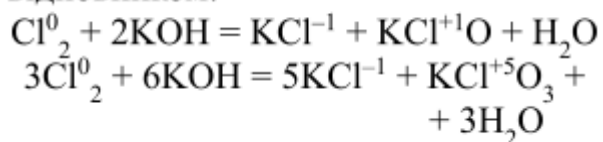


Схема 5. Види міжмолекулярних реакцій.



Самоокиснення-самовідновлення (диспропорціювання, дисмутації).

Це реакції у яких атоми одного і того ж елемента є одночасно окисником і відновником:

**Синпропорціювання (конмутації)**

Це реакції у яких атоми одного елемента, що перебувають у різних ступенях окиснення у складі різних сполук перетворюються з набуттям однакових ступенів окиснення:

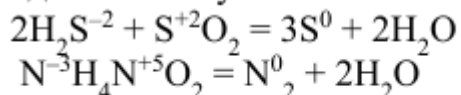


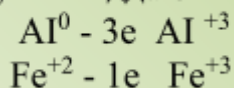
Схема 6. Види внутрішньомолекулярних реакцій



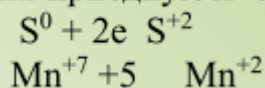
Окисно-відновні реакції (ОВР) - це хімічні реакції, які відбуваються із зміною ступенів окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин.

Зміна ступеня окислення можлива за рахунок перебігу електронів від однієї речовини (відновника) до іншої (окисника). Тому окисно-відновна реакція (ОВР) складається з двох процесів: окислення та відновлення.

Відновники – атоми, які віддають електрони під час хімічної реакції.



Окисники – атоми, які приєднують електрони під час хімічної реакції.



Відновлення - це процес приєднання електронів атомом елемента. Ступінь окиснення при цьому знижується.

Окиснення - це процес віддавання електронів атомом елемента. Ступінь окиснення при цьому збільшується.



Процеси окиснення та відновлення пов'язані між собою. Коли одна речовина віддає електрони і окиснюється, то обов'язково має бути інша, яка приєднує електрони і відновлюється.

У кожній реакції число електронів, відданих відновником, дорівнює числу електронів, приєднаних окисником.

- У найвищому ступені окиснення атоми можуть виявляти лише окисні властивості.
- У нижчому ступені окиснення атоми можуть виявляти лише відновні властивості.
- У проміжному ступені окиснення атоми можуть виявляти окисні і відновні.

В рівняннях ОВР буває складно підбирати коефіцієнти, тому для цього розроблені два методи: метод електронного балансу та метод електронно-іонного балансу (напівреакцій).

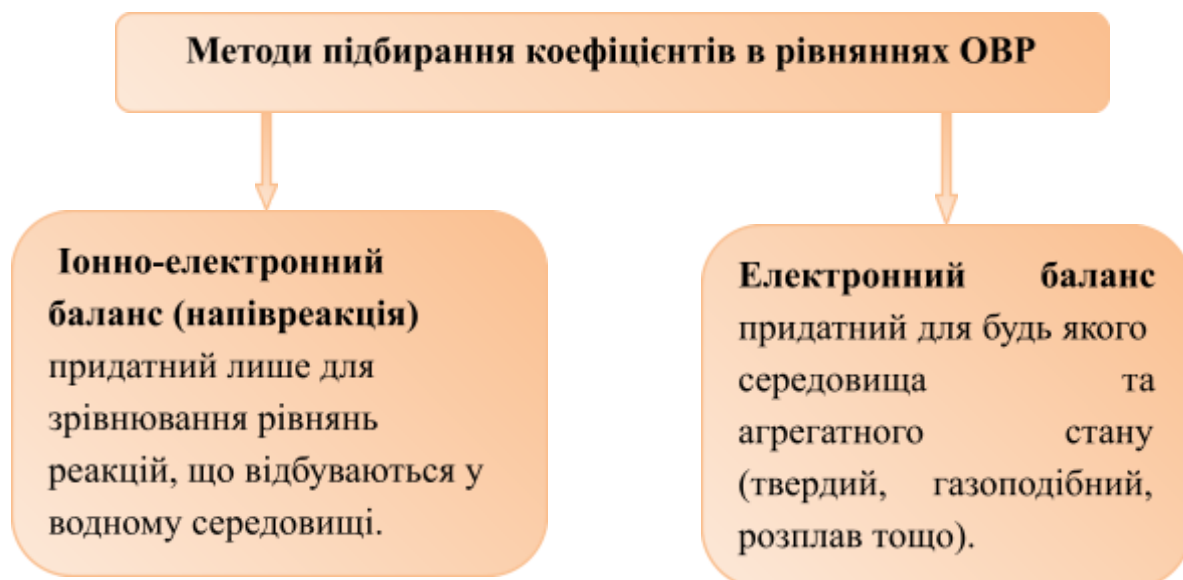


Схема 7. Методи підбирання коефіцієнтів.

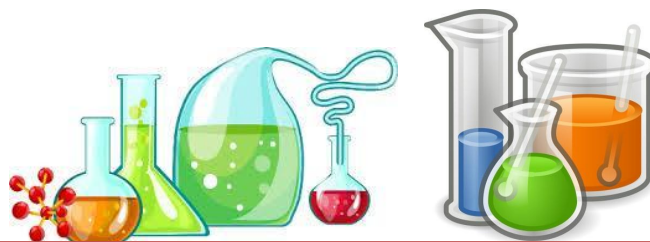
**Порядок складання окисно-відновних рівнянь
методом електронного балансу:**

1. Скласти схему реакції з вказанням вихідних та кінцевих

У найвищому ступені окиснення атоми можуть виявляти лише окисні властивості.

У нижчому ступені окиснення атоми можуть виявляти лише відновні властивості.

У проміжному ступені окиснення — окисні і відновні.



**Порядок складання окисно-відновних рівнянь
методом електронноіонного балансу:**

1. Скласти схему реакції з вказанням вихідних та кінцевих речовин; відмітити молекули та реальні іони, які є окисниками чи відновниками.
2. Скласти схеми напівреакцій окислення та відновлення, до складу яких входять вихідні та кінцеві реально існуючі іони або молекули.
3. Урівняти число атомів кожного елементу в лівій і правій

При складанні рівнянь напівреакцій завжди виникає необхідність у збалансуванні кількостей атомів Оксигену і Гідрогену в лівій і правій частинах кожної напівреакції. Для цього існує ряд правил:

Для збалансування кількості атомів Оксигену в кислому середовищі, необхідну їх кількість вводять молекулами води, дописуючи з іншого боку реакції вдвічі більшу кількість катіонів H^+ .

У лужному середовищі атоми Оксигену вводять, дописуючи на потрібній стороні рівняння подвійну кількість аніонів OH^- , а з протилежного боку – вдвічі меншу кількість молекул H_2O .

Необхідну кількість атомів Гідрогену у кислому середовищі вводять іонами H^+ .

У лужному – молекулами H_2O , дописуючи з протилежного боку таку ж кількість аніонів OH^- .

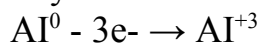
Завдання 3.

Урівняти методом електронного балансу: $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$

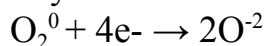
Розв'язок:

Визначаємо ступені окиснення: $\text{Al}^0 + \text{O}_2^0 \rightarrow \text{Al}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$

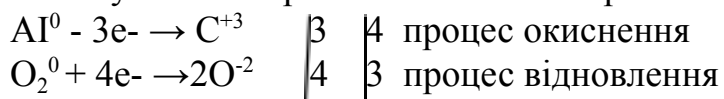
Ступінь окиснення Алюмінію змінюється від 0 до +3



Ступінь окиснення атома Оксигену змінюється від 0 до -2:



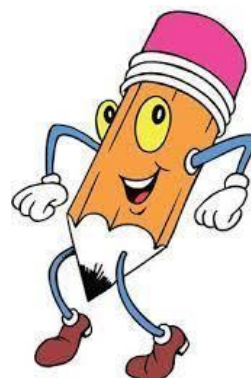
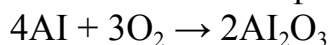
Випишуємо електрони і за спільним кратним визначаємо коефіцієнти:



Al^0 — відновник

O^0 — окисник

Розставляємо коефіцієнти у рівнянні.



РОЗДІЛ IV. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ.

4. Класифікація хімічних зв'язків.

4.1. Поняття про хімічний зв'язок.



Хімі́чний зв'язо́к — це сила, яка утримує атоми у молекулі чи хімічній сполуці.

Хімічний зв'язок - це взаємодія двох або кількох атомів (частинок), унаслідок якої утворюється хімічно стійка дво- або багатоатомна система (молекула чи кристал)



Хімічний зв'язок виникає між позитивно зарядженими ядрами і негативно зарядженими електронами.

Утворення хімічного зв'язку супроводжується зменшенням повної енергії системи.

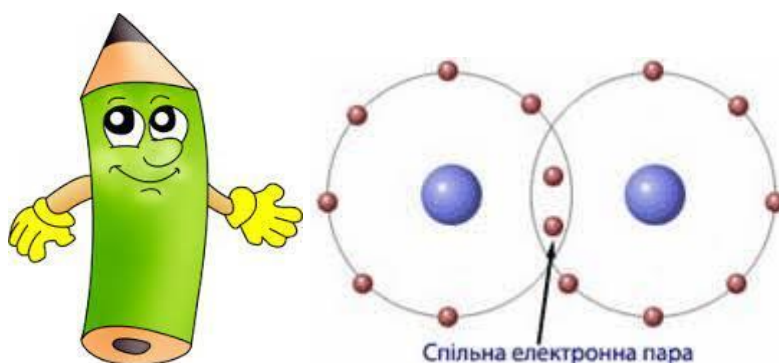
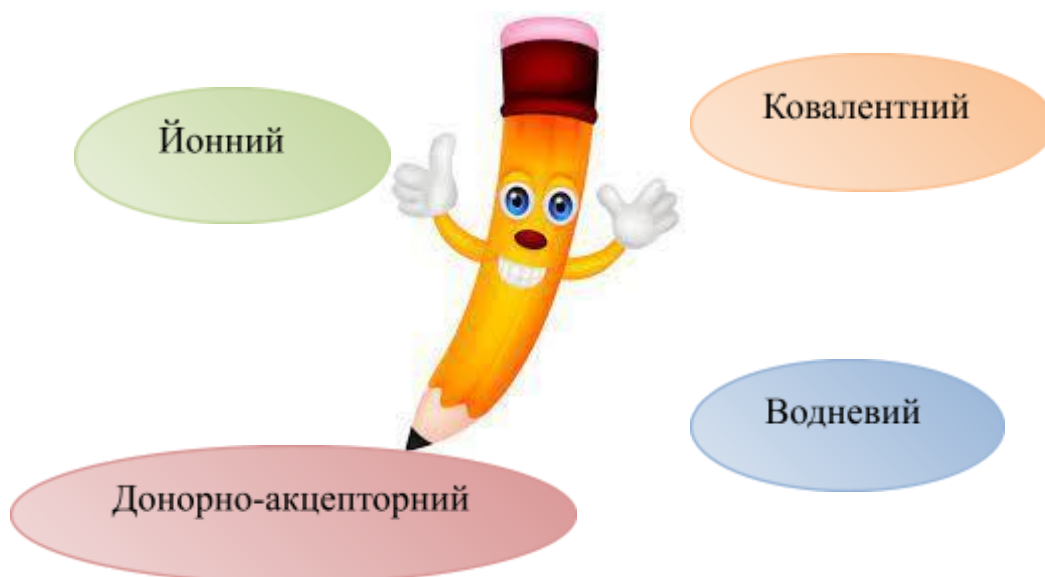


Рис.34. Утворення ковалентного неполярного зв'язку

Види хімічного зв'язку

Металічний



4.2. КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗОК.



Ковалентний зв'язок — це зв'язок між атомами неметалічних елементів, який утворюється за рахунок спільних електронних пар.

Ковалентний зв'язок має напрямленість і здатність насичуватися.

СПОСІБ УТВОРЕННЯ КОВАЛЕНТНОГО ЗВ'ЯЗКУ.

При утворенні ковалентного зв'язку утворюється спільна електронна пара завдяки наявності неспарених електронів зовнішнього енергетичного рівня (валентних), які беруть участь в утворенні хімічного зв'язку. Спільні електронні пари утворюються за двома механізмами: обмінним і донорно-акцепторним. Під час обмінного механізму при утворенні спільної пари кожен з атомів надає по одному електрону. У місці перекривання виникає підвищена електронна

густина, яка притягує до себе ядра атомів і забезпечує міцність їхнього сполучення в молекулу.

Донорно-акцепторний - це один атом дає два електрони, інший - жодного.

Атоми неметалічних елементів мають високу електронегативність і намагаються заповнити зовнішній електронний шар за рахунок чужих електронів. Два таких атома можуть перейти у стійкий стан, об'єднавши свої електрони зовнішнього енергетичного рівня, і доповнивши їх до октету. [21,с.17]



Схема 8. Характеристика ковалентного зв'язку.

Ці характеристики визначають фізичні та хімічні властивості речовини: їх температури плавлення і кипіння, розчинність, хімічну активність.

Довжина ковалентного зв'язку — це відстань між ядрами сполучених атомів.

Довжина хімічного зв'язку залежить від радіусів атомів.

Чим більше радіуси атомів, тим довший зв'язок між ними.

Кратність зв'язку - це кількість спільних електронних пар між двома атомами. Між двома атомами можуть утворюватись один δ -зв'язок та два π -зв'язки, тому найбільша кратність зв'язку три.

Кратність зв'язку впливає на її довжину.

Чим більше спільних електронних пар у атомів, тим коротшим є зв'язок.

Міцність ковалентного зв'язку — стійкість спільної електронної пари до розриву. Міцність зв'язку визначає хімічну активність речовини: чим менше міцність зв'язку, тим легше речовина вступає в хімічні реакції.

Міцність зв'язку залежить від її довжини і кратності. Чим менше довжина зв'язку, тим він міцніший.



Рис.35. Утворення ковалентних зв'язків у простих речовинах.

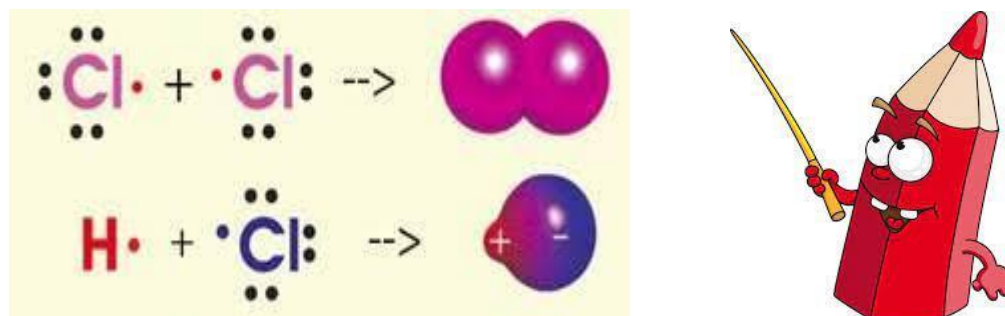


Рис.36. Утворення ковалентного неполярного і полярного зв'язку.



Ковалентний неполярний зв'язок виникає між однаковими атомами неметалів і спільна електронна пара належить однаково двом атомам. Наприклад: H_2 , O_2 , Cl_2 , F_2 , N_2

Утворення молекули водню.

Кожен атом Гідрогену має один електрон. Для переходу в стійкий стан йому необхідний ще один електрон.

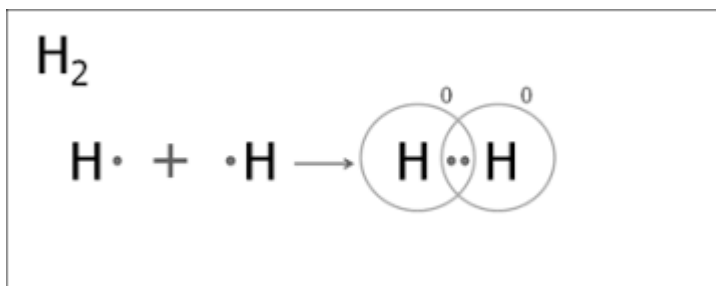


Схема 9. Утворення молекули водню.

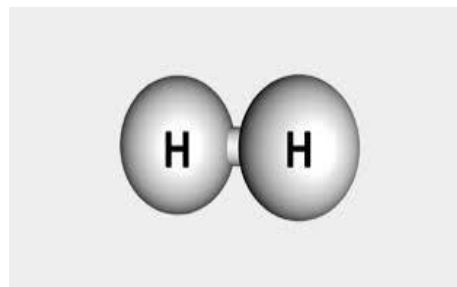
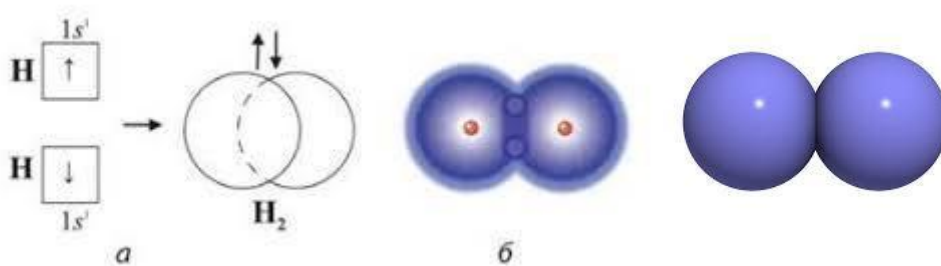


Рис.37. Молекула водню

**Рис.38.** Утворення ковалентного зв'язку у молекулі водню:

а) схема перекривання електронних хмар атомів; б) модель молекули водню.

При зближенні двох атомів електронні хмари перекриваються і утворюється спільна електронна пара, яка зв'язує атоми Гідрогену в молекулу.

При цьому кожен атом отримує завершений зовнішній рівень, що містить два електрони і переходить у стійкий стан. Спільні електронні пари (ковалентні зв'язки) утворюються за рахунок неспарених електронів, розташованих на зовнішніх енергетичних рівнях атомів, що взаємодіють. У молекулі Водню виникає **одинарний зв'язок Н–Н**

Утворення молекули фтору.

Атом **Флуору (Хлору, Броду, Йоду)** на зовнішньому рівні має сім електронів. Шість з них утворюють пари, а сьомий — неспарений.

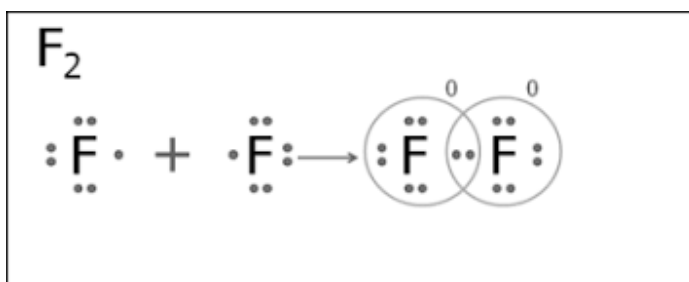


Схема 10. Утворення молекули фтору.

**Рис.39.** Модель молекули Фтору.

При сполученні атомів утворюється одна спільна електронна пара, тобто виникає один ковалентний зв'язок. Кожен атом отримує завершений восьмиелектронний зовнішній шар. Зв'язок у молекулі фтору — **одинарний**. Такі ж одинарні зв'язки існують у молекулах хлору, бромі та йоду. [5с,68]

Структурні формули: $\text{F}-\text{F}$ $\text{Cl}-\text{Cl}$ $\text{Br}-\text{Br}$ $\text{I}-\text{I}$

Ковалентний зв'язок з утворенням однієї спільної електронної пари називається **одинарним**.

У структурних формулах позначається однією рисочкою. Наприклад: $\text{F}-\text{F}$



Утворення молекули кисню.

В атомі **Оксигену** на зовнішньому рівні — два неспарених електрона. При взаємодії двох атомів Оксигену виникають **дві** спільні електронні пари. Кожен атом заповнює свій зовнішній рівень до восьми електронів, тобто до сполучення у кожного атома Оксигену було по 6 електронів, а після сполучення у кожного атома по 8 електронів за рахунок утвореного зв'язка. Зв'язок в молекулі кисню — **подвійний** і в структурних формулах позначається двома рисочками $\text{O}=\text{O}$

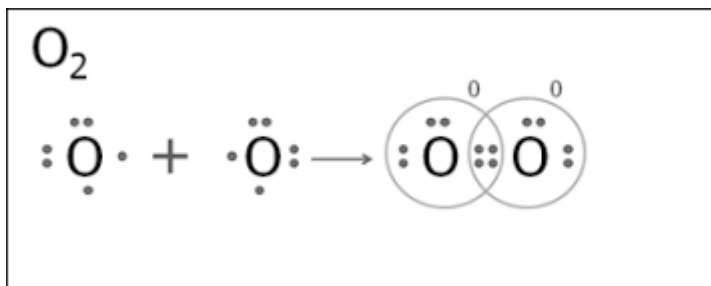


Схема 11. Утворення молекули кисню.

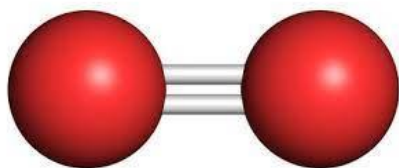


Рис.40. Моделі молекули кисню

Утворення молекули азоту.

Атом **Нітрогену** має три неспарених електрони на зовнішньому рівні.
У молекулі утворюються три спільні електронні пари. Зв'язок в молекулі азоту — **потрійний** $\text{N} \equiv \text{N}$

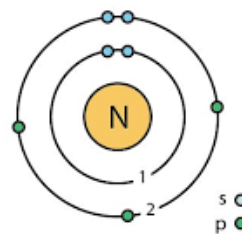
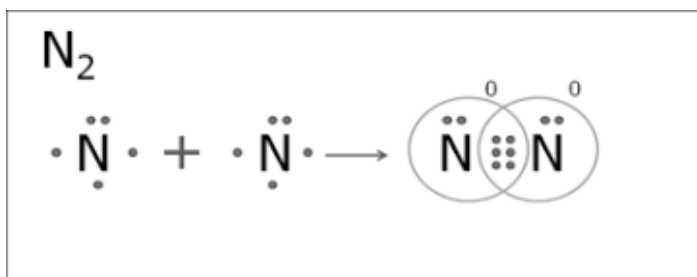


Схема 12. Утворення молекули азоту.

Рис.41. Роподіл електронів на енергетичних рівнях.

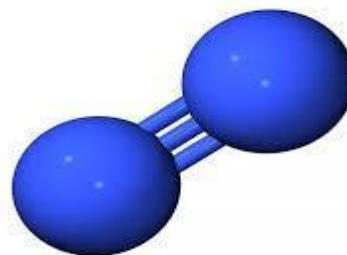
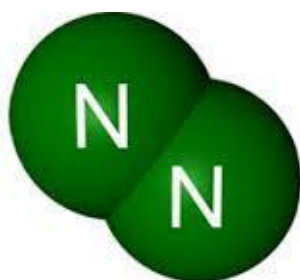
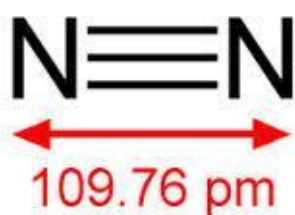
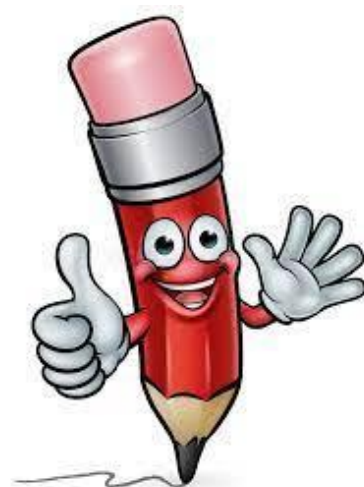


Рис.42. Структурна формула і моделі молекули азоту.

Ковалентний зв'язок з
утворенням двох спільних електронних пар
називається **подвійним**. 3 трьома -
потрійним. У структурних формулах
позначається двома або трьома рисочками.
Наприклад: $\text{O} = \text{O}$, $\text{N} \equiv \text{N}$

Утворення ковалентних зв'язків в складних речовинах.

Ковалентний полярний зв'язок виникає між різними атомами неметалів у складних речовинах, а спільна електронна пара зміщується до атома з більшою електронегативністю.



Наприклад: HCl , HBr , HI , H_2S



КАТІОН

АНІОН

Зміщення електронної густини позначається грецькою літерою дельта δ : Якщо спільна електронна пара зміщується до елемента з вищою електронною негативністю, то він отримує частковий негативний заряд $-$. Атом, що має меншу електронегативність, стає зарядженим позитивно $+$.

Полярний ковалентний зв'язок позначають стрілкою: $\text{H} \rightarrow \text{Cl}$. Стрілка показує напрям зміщення електронної густини.

Полярність ковалентного зв'язку — це значення часткових зарядів на зв'язаних атомах.

Полярність ковалентного зв'язку залежить від різниці електронегативності цих атомів. Чим сильніше відрізняються атоми за електронегативністю, тим більше полярність зв'язку.

Утворення молекули гідроген хлориду.

В атомі Гідрогену на зовнішньому рівні міститься один електрон. У Хлорі на зовнішньому рівні сім електронів, один з яких — неспарений.

Утворюється одна спільна електронна пара, яка зміщена до атома Хлору. У результаті з'являються часткові заряди: на атомі Хлору — негативний, а атомі Гідрогену — позитивний. І молекула перетворюється на диполь.

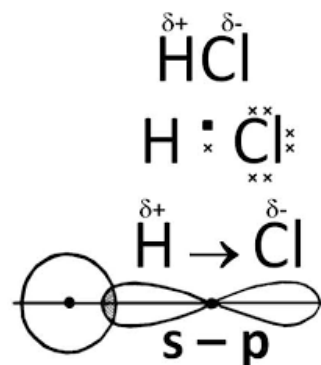
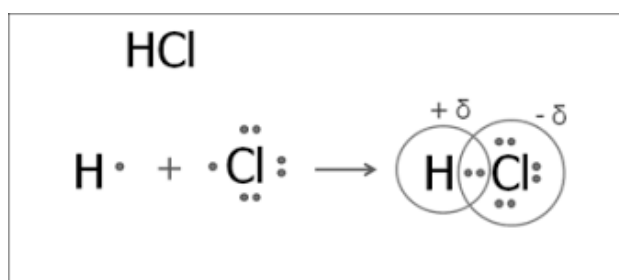


Схема 13. Утворення молекули Хлороводню.

Диполь — це система двох зарядів (δ^+ , δ^-), однакових за величиною і протилежних за знаком.

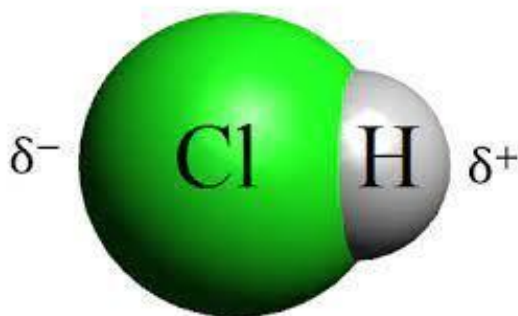


Рис.42. Модель молекули хлороводню.

4.3. ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНИЙ (КООРДИНАЦІЙНИЙ) ЗВ'ЯЗОК.

Різновидом ковалентного полярного зв'язку є зв'язок, утворений за донорно-акцепторним механізмом. Це коли один атом дає два електрони, а інший - жодного.

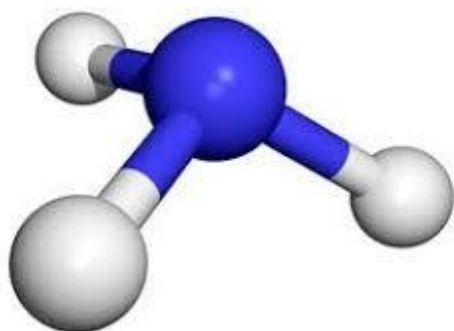


Донорно-акцепторним механізмом

називається механізм утворення ковалентного зв'язку за рахунок неподільної пари електронів одного атома і вільної орбіталі іншого.

Атом **A**, який представляє вільну орбіталь, називається акцептором.

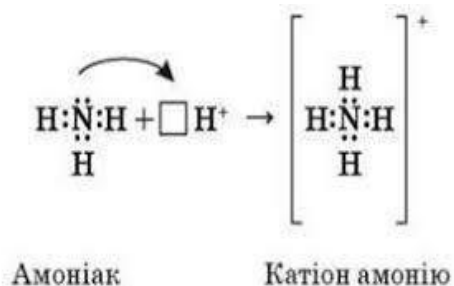
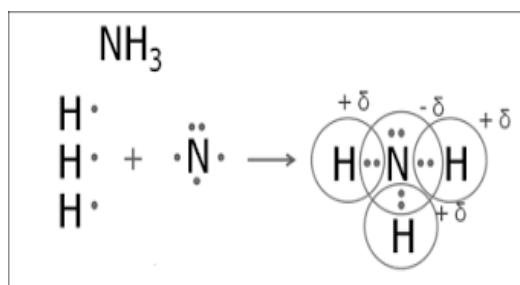
Атом **B**, який представляє електронну пару, є донором.



Донор - це атом або іон, який надає свою неподілену електронну пару для утворення хімічного зв'язку.

Акцептор - це атом або іон, який приймає на свою вільну орбіталь неподілену електронну пару

Рис.42. Модель молекули аміаку



Амоніак

Катіон амонію

Донор

Акцептор

Схема 14. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку у молекулі амоніаку та йоні амонію NH_4^+

У молекулі амоніаку атом Нітрогену має чотири електронні пари: одна належить лише йому і три — спільні з атомами Гідрогену. У атома Нітрогену п'ять зовнішніх електронів, три з яких — неспарені. Атом Нітрогену приєднує до себе три атоми Гідрогену. Нітроген — більш електронегативний елемент, тому на його атомі буде негативний заряд, а на атомах Гідрогену — позитивні заряди. [21,с.17]

4.4. ЙОННИЙ ЗВ'ЯЗОК



ЙОНИ

Йони — заряджені частинки, в які перетворюються атоми, в результаті віддачі або приєднання електронів.

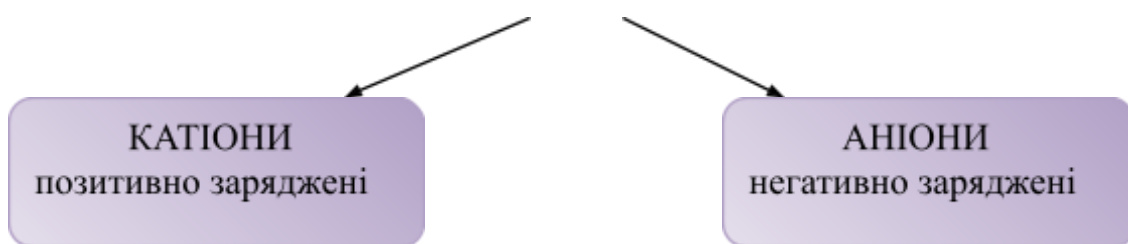
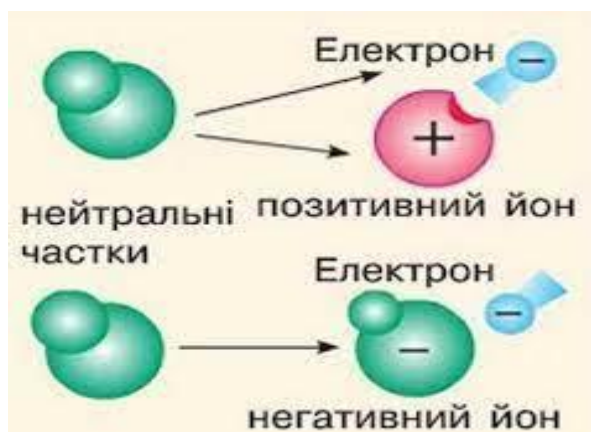


Схема 15. Класифікація йонів



Катіонами (+) називаються йони, які віддають електрони:



Аніонами (-) називаються йони, які приєднують електрони:



Рис.43. Утворення аніонів і катіонів

Якщо спільна електронна пара зміщується до елемента з вищою електронною негативністю, то він отримує частковий негативний заряд. Атом, що має меншу електронегативність, стає зарядженим позитивно.

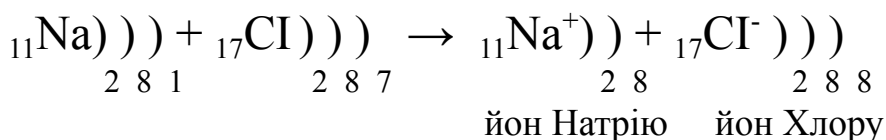
Йонний зв'язок не має напрямленості і здатності насичуватися.



Йонний зв'язок — зв'язок між позитивно зарядженими йонами металу і негативно зарядженими йонами неметалу.

УТВОРЕННЯ ЙОННОГО ЗВ'ЯЗКУ

Механізм утворення йонного зв'язку можна розглянути між атомом лужного металу і атомом галогену в сполуці натрій хлорид NaCl . В Натрію на зовнішньому енергетичному рівні — один електрон, а в атомі Хлору якраз не вистачає одного електрона, щоб завершити свій зовнішній рівень. Тому атом металу легко віддасть свій електрон атому неметалу, який надасть йому вільне місце на зовнішньому енергетичному рівні. В результаті обидва отримають заповнені зовнішні рівні.



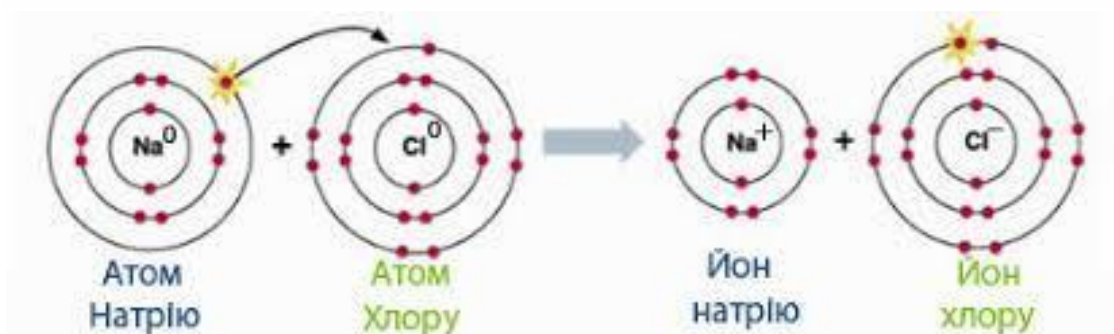
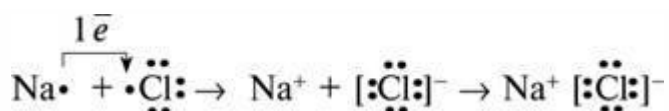
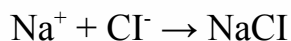
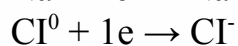


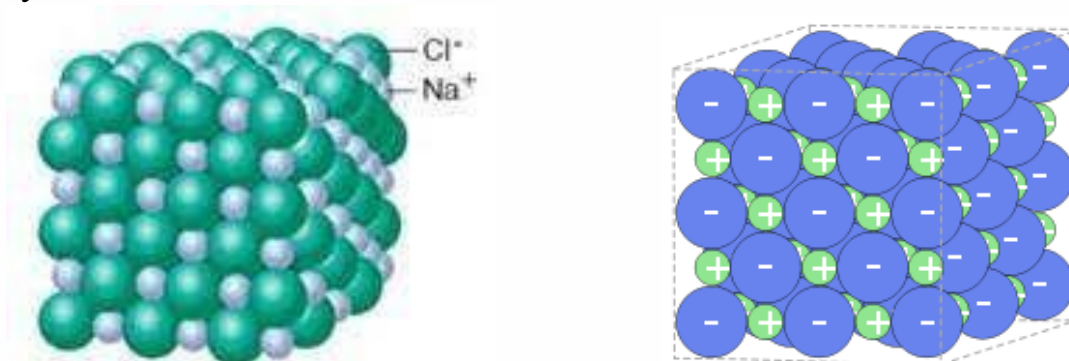
Рис.44. Розміщення електронів на енергетичних рівнях.

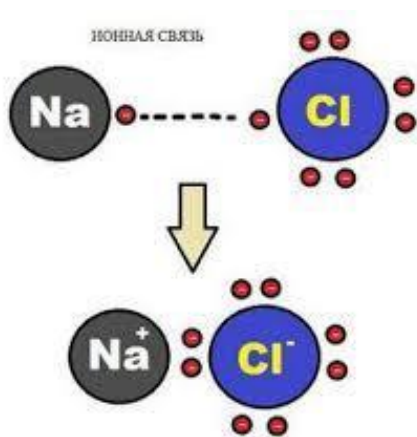
Атом Натрію, втрачаючи електрон, набуває позитивний заряд $+1$ та перетворюється на катіон Na^+ , а атом Хлору, приєднуючи електрон, набуває негативний заряд -1 та перетворюється на аніон Cl^- . Різнорозряджені йони притягуються завдяки електростатичним силам та утворюється сполука калій хлорид. Цей процес можна зобразити за допомогою схеми:



Атом Na при цьому отримає позитивний заряд, а атом Cl перетвориться в негативно заряджену частинку. Протилежно заряджені йони, що утворилися, притягуються один до одного, утворюючи хімічний зв'язок, який називається йонним. Таке перетворення атомів на йони відбувається завжди при взаємодії атомів типових металів і типових неметалів, електронегативності яких різні. Йонний зв'язок - крайній випадок полярного ковалентного зв'язку.

Йони створюють навколо себе електричне поле, що діє у всіх напрямках. Тому кожен йон оточують йони протилежного знаку. Така сполука являє собою величезну групу позитивних і негативних частинок, розташованих у певному порядку.





Сполуки з йонним зв'язком побудовані з йонів і називаються йонними.

Притягування між йонами дуже сильне, тому йонні речовини мають високі температури кипіння і плавлення.

Усі йонні сполуки за нормальних умов — тверді, тугоплавкі, нелеткі. Іони утворюють кристали.

Рис.45. Будова речовин з йонним зв'язком.

Приклади речовин з йонним типом зв'язку Na_2O , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, AlCl_3 , KBr , K_2S , MgS , MgH_2 , CsF , Mg_3N_2 , Na_3N , MgO , BaO , KI , KCl , NaCl , Ca_3P_2 , Li_2O .

Приклади речовин з йонним зв'язком.

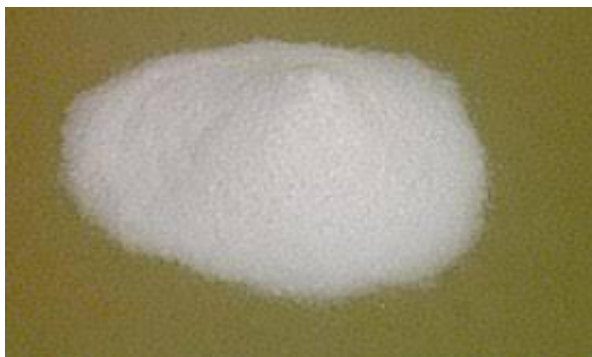


Рис.46. Питна сода.



Рис.47. Залізний купорос.



Рис.48. Кухонна сіль.



Рис.49. Технічна сіль для доріг.



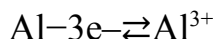
Рис.50. Гімалайська сіль.

4.5. МЕТАЛІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК.



Металічний зв'язок — це особливий вид зв'язку, що утворюється внаслідок взаємодії вільних електронів (електронного газу) з позитивно зарядженими йонами металічних елементів.

Металічний зв'язок не має певної спрямованості, оскільки в його утворенні беруть участь усі атоми й електрони шматка металу. Число зовнішніх електронів у атомів металічних елементів є різним. Воно дорівнює номеру групи Періодичної системи, в якій міститься металічний елемент: $K - 1e \rightleftharpoons K^+$



Як видно з періодичної таблиці у атомів металічних елементів на зовнішньому рівні переважно невелике число електронів (1-3, рідше 4), але великі радіуси, тому атоми металічних елементів легко віддають зовнішні електрони і перетворюються на позитивні йони (катіони): $Me - e \rightarrow Me^+$

Електрони, що відірвалися від атомів, переміщуються від одного йона до іншого. Сполучаючись з йонами, електрони тимчасово перетворюють їх на атоми: $Me^+ + e \rightarrow Me$. Потім електрони знову відриваються і приєднуються до інших йонів і так далі. Ці процеси відбуваються нескінченно. Між електронами і позитивними йонами виникає електростатична взаємодія. Негативні електрони утримують шари позитивних йонів.

Кристал металу можна уявити як велику кількість катіонів, занурених у велику кількість вільних електронів.

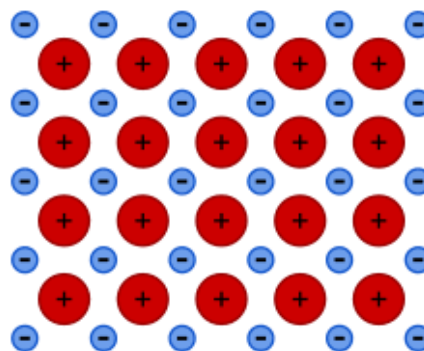
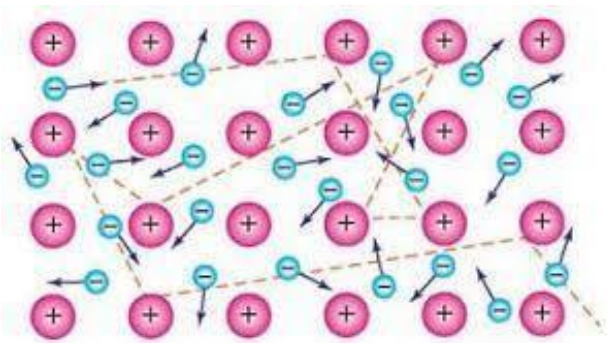


Рис.51. Схема утворення металічного зв'язку.

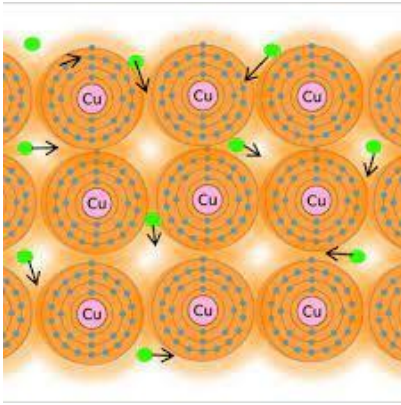


Рис.52.Металічний зв'язок між атомами міді.



Рис.53. Зразки міді.

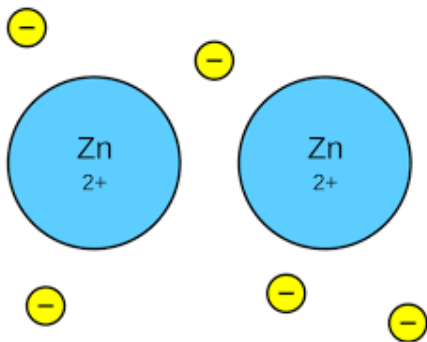


Рис.54. Металічний зв'язок між атомами цинку.

Рис.55. Зразок цинку.

Електрони, які постійно віддають атоми металів, переміщуються по всій масі шматка металу. Саме завдяки вільним електронам метали добре проводять тепло і електричний струм, добре відбивають світлові хвилі (що зумовлює їхній характерний блиск і непрозорість), мають високу пластичність (ковкість), термоелектронну емісію, явище фотоефекту, магнітні властивості, позитивний температурний коефіцієнт. У вузлах кристалічних ґраток металів позитивно заряджені йони щільно упаковуються один біля одного. Зв'язок між йонами здійснюється завдяки вільному переміщенню електронів, що є спільними для всіх йонів. Сукупність вільних електронів дістала назву електронний газ. Те що електрони в металах здатні вільно переміщатися залежить від будови атомів металічних елементів. На відміну від йонного і

ковалентного зв'язку у кристалах металів електронів значно менше ніж, вільних орбіталей. Невелике число електронів одночасно зв'язує велике число атомних ядер.

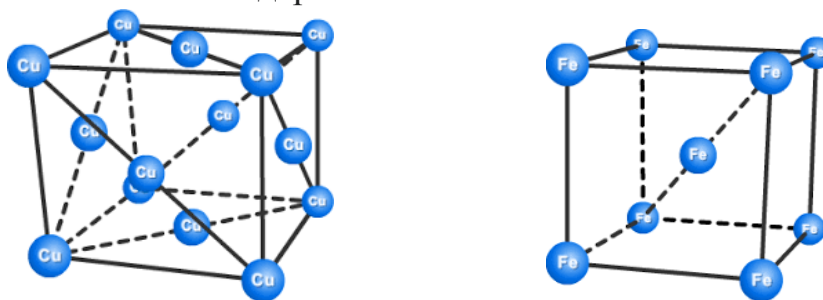


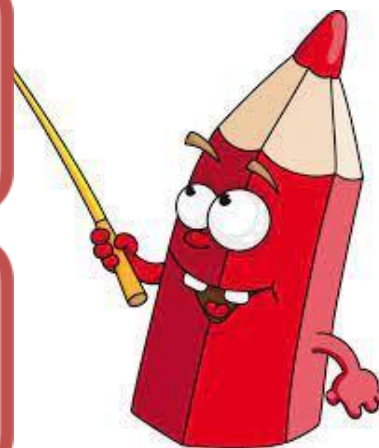
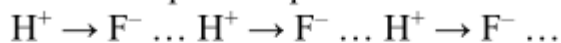
Рис.52. Кристаліна решітка заліза і міді.

Наприклад, в атома Натрію на зовнішньому енергетичному рівні є чотири орбіталі, але тільки один електрон. Це дає змогу електронам вільно переміщатися від одного атома до іншого. Особливість металічного зв'язку полягає в тому, що, у вузлах кристалічних ґраток розміщені тільки позитивно заряджені йони. У металічних ґратках усі електрони рухливі, вони не утримуються біля окремих атомів (йонів), що й впливає на властивості металів.

4.6. ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК.

Водневий зв'язок — це зв'язок між атомами Гідрогену однієї молекули (диполя) і атомом дуже електронегативного елемента іншої молекули.

Водневий зв'язок значно слабший, ніж ковалентний або йонний і на письмі позначається трьома крапками "..."



Водневий зв'язок впливає на фізичні та хімічні властивості органічних сполук, полімерів, білків і нуклеїнових кислот. Постійні розриви і відновлення водневих зв'язків в організмі - важлива частина процесу обміну речовин. Інколи завдяки утворенню водневих зв'язків формуються стійкі комплекси, які не руйнуються під час нагрівання та існують навіть у парах.

Водневий зв'язок



Схема 16. Різновид водневого зв'язку.

Вода — добрий розчинник багатьох речовин. Процеси розчинення зумовлені водневими зв'язками.

У молекулі води зв'язки між атомами Н і О є ковалентними полярними. На зовнішньому рівні атома Оксигену — шість електронів, два з яких неспарені. Атом Оксигену утворює дві спільні електронні пари з двома атомами Гідрогену. Електронна густина цих спільних пар зміщена до більш електронегативного Оксигену. Атом Оксигену має негативний заряд δ^- , а атоми Гідрогену — позитивний δ^+ . Таким чином утворюється диполь.

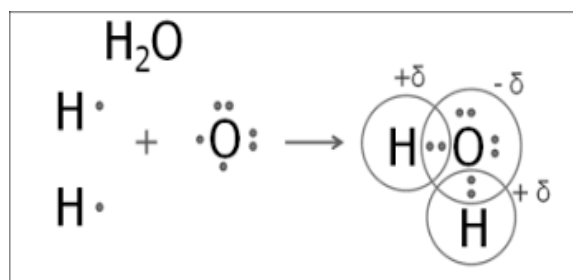
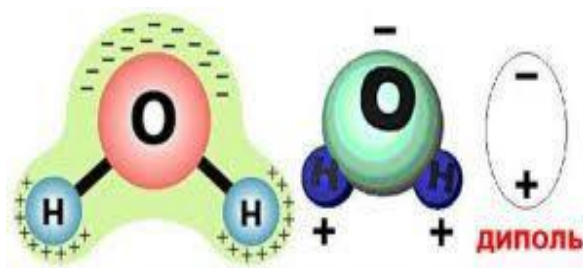
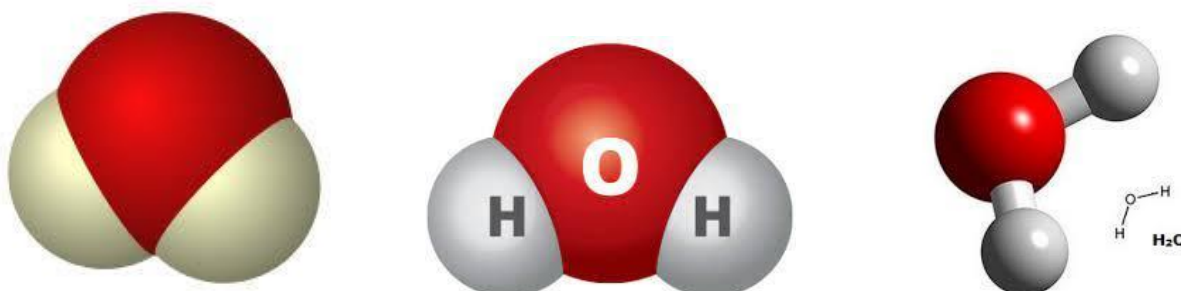
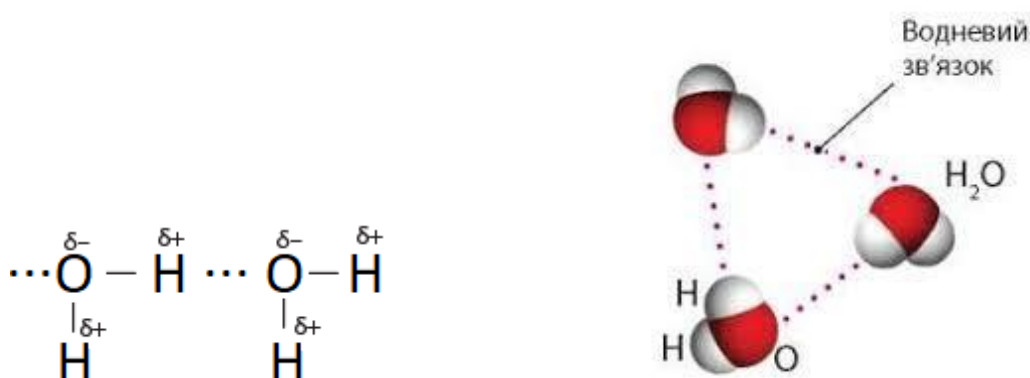
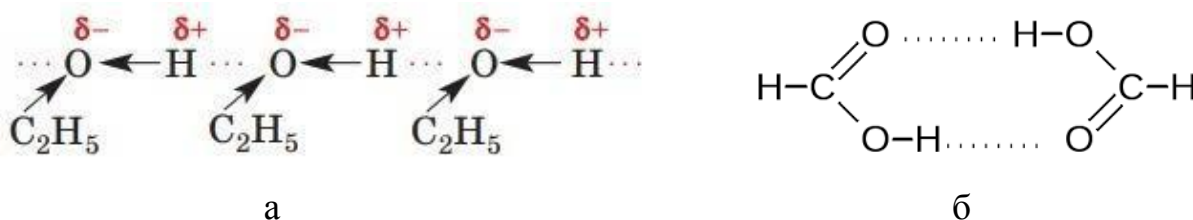


Рис.53. Утворення диполя.**Схема 17.** Утворення молекули води.**Рис.54.** Моделі молекули води.

Полярність молекул води впливає на її властивості. Молекули води притягуються одна до одної внаслідок електростатичної взаємодії атомів Н і О різних молекул. Механізм утворення такого зв'язку полягає у сполученні атомів Гідрогену з атомами інших сильно електронегативних елементів (Хлору, Нітрогену, Оксигену тощо).

Міжмолекулярний симетричний водневий зв'язок можна розглянути між кількома молекулами води, етилового спирту або мурашиної кислоти:

**Рис.55.** Міжмолекулярний симетричний водневий зв'язок між молекулами води.**Схема 18.** Міжмолекулярний симетричний водневий зв'язок між молекулами:

а) етилового спирту б) мурашиної кислоти

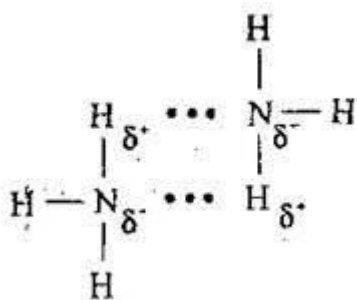


Схема 19. Міжмолекулярний симетричний водневий зв'язок між молекулами аміаку.

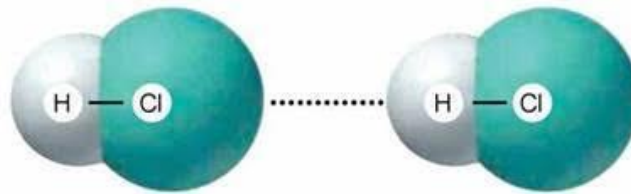


Рис.56. Модель міжмолекулярного симетричного водневого зв'язку між молекулами хлороводню.

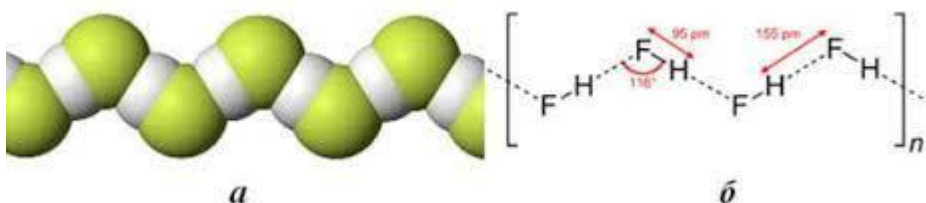


Рис.57. Модель (а) і схема (б) міжмолекулярного симетричного водневого зв'язку між молекулами фтороводню.

Міжмолекулярний несиметричний водневий зв'язок можна розглянути на прикладі розчину аміаку у воді або етанолу у воді:

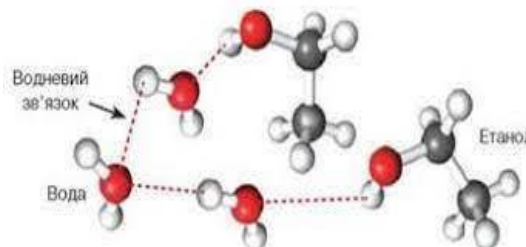
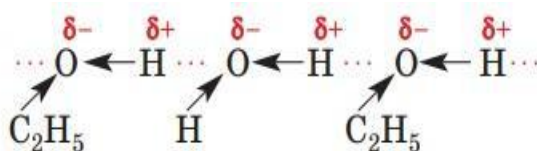


Рис.58. Схема і модель міжмолекулярного несиметричного водневого зв'язку між молекулами етилового спирту і води

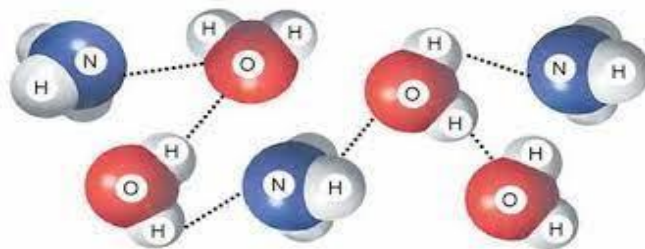


Рис.59. Міжмолекулярний несиметричний зв'язок між молекулами аміаку і води.

4.7. КРИСТАЛІЧНІ ТА АМОРФНІ РЕЧОВИНИ

Більшість речовин у твердому стані утворює кристали. Кожний кристал має просторовий каркас правильної форми у вигляді кристалічних ґраток. Кристал - це велика кількість частинок, яка побудована за принципом організованої геометричної структури з певним типом розміщення частинок. Навколо кожної з них розміщується певна обмежена кількість іших. Кристалічна ґратка має грані, ребра, вершини і вузли. Грань - це площина, ребра - це лінії перетину граней, вершини - це точки перетину ребер, вузли - це самі частинки, параметри ґраток - це відстані між частинками.[5с.80]

Залежно від того, які частинки містяться у вузлах, розрізняють різні типи кристалічних ґраток: молекулярні, атомні, йонні, металічні.

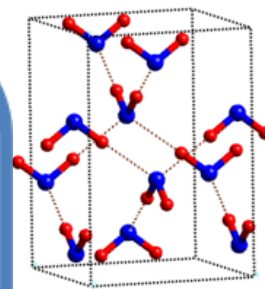


Схема 20. Типи кристалічних ґраток.**Молекулярні ґратки**

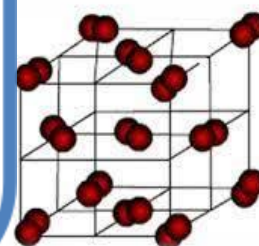
Складаються з молекул, сполучених між собою слабкими міжмолекулярними ковалентними зв'язками, тобто у вузлах ґратки містяться молекули.

Такі речовини леткі, легкоплавкі (невисока температура плавлення), не досить тверді, часто рідини або газу. Частина з них розчиняється у воді.

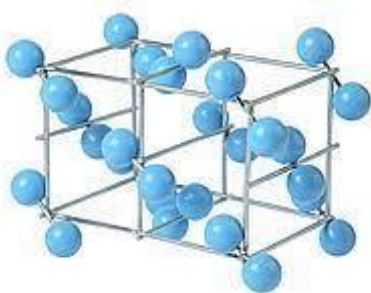
Наприклад: лід, твердий йод, вода, галогени, білий фосфор, органічні сполуки у твердому стані, майже всі прості речовини-неметали (виняток речовини утворені атомами Карбону і Силіцію).



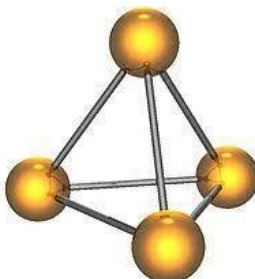
а



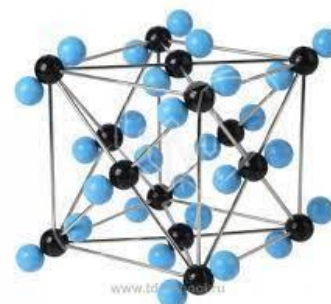
б



в



г



д

Рис.60. Види молекулярних ґраток:

а) лід б), в) йод г) білий фосфор д) вуглекислий газ.

Атомні ґратки

Складаються з атомів, сполучених між собою міцними ковалентними зв'язками, тобто у вузлах ґратки містяться атоми.

Такі речовини міцні дуже тверді, тугоплавкі, дуже висока температура плавлення, нелеткі, не розчиняються у воді, виявляють властивості діелектриків або напівпровідників.

Наприклад: червоний фосфор, графіт, алмаз, карборунд, силіцій (IV) оксид. [5, с.81],[9,с.181]

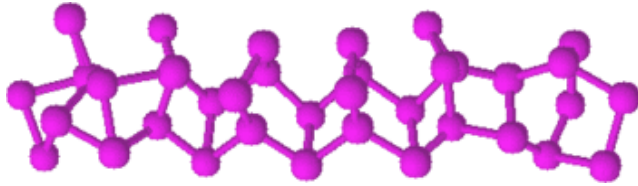
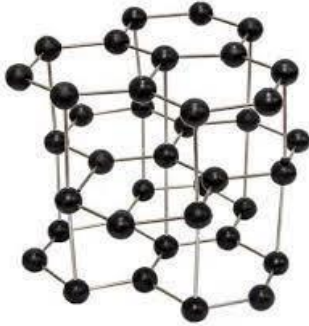
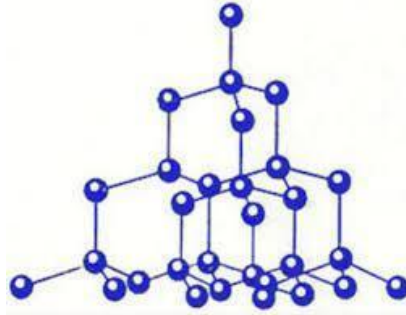


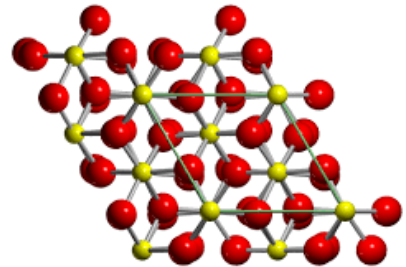
Рис.61. Модель атомної кристалічної ґратки червоного фосфору.



а



б



в

Рис.62. Види атомних ґраток:

а) графіт

б) алмаз

б) карборунд

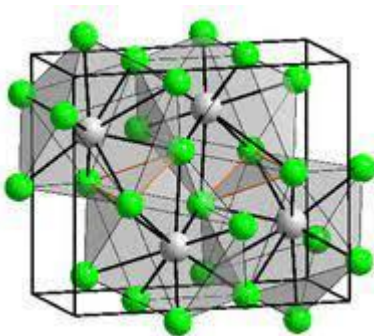
д) вуглекислий газ.

Йонні ґратки

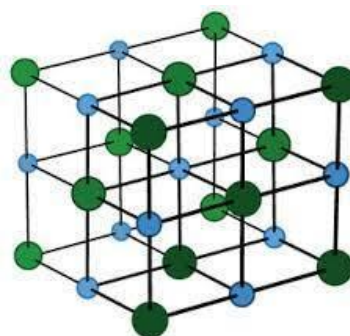
Складаються з йонів (катіонів і аніонів), сполучених між собою електростатичними йонними зв'язками, тобто у вузлах ґратки містяться йони.

Такі речовини нелеткі, тверді, крихкі, міцні, тугоплавкі, більшість розчиняється у воді, у водних розчинах і в розплавах проводять електричний струм. Йонні кристали мають високі температури плавлення і кипіння.

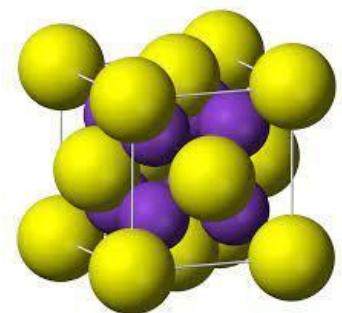
Наприклад: оксиди металів, луги, солі, йонні гідриди. [21с.19]



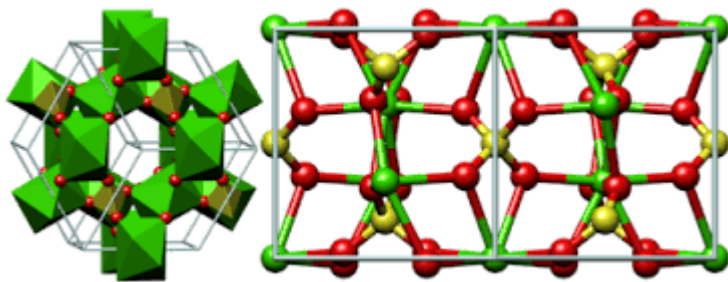
а) барій хлорид



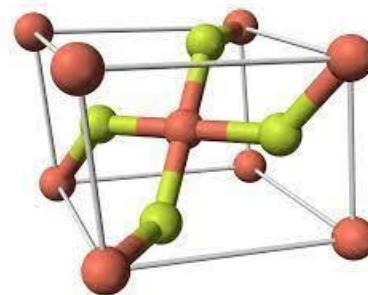
б) натрій хлорид



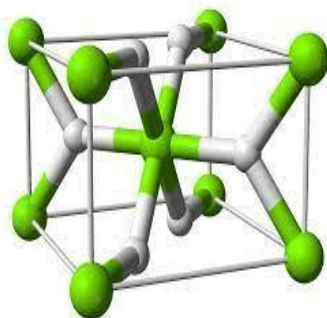
в) сульфід кальцію



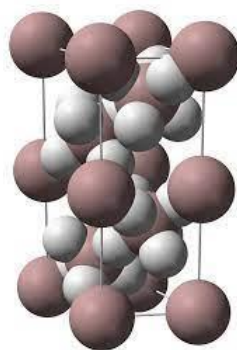
г) кальцій сульфат



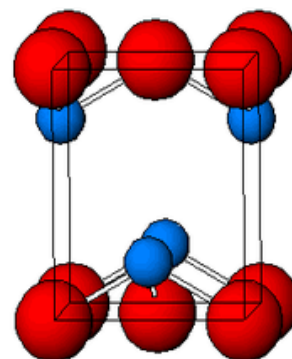
д) фторид міді (II)

Рис.63. Види йонних ґраток солей.

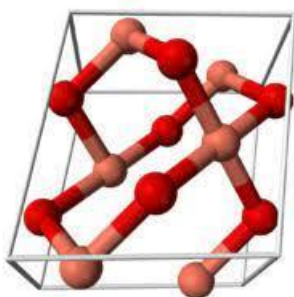
а) гідрид магнію



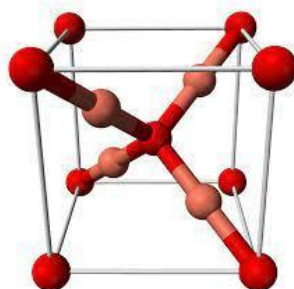
б) гідрид алюмінію



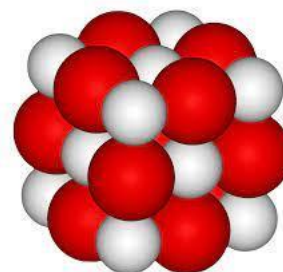
в) оксид свинцю II



г) оксид міді II



д) оксид міді I



е) оксид кальцію

Рис.64. Види йонних ґраток гідридів і оксидів металів.

Металічні ґратки

Складаються з йонів металів, сполучених між собою металічними зв'язками і вільних електронів, тобто у вузлах ґратки містяться катіони металів.

Такі речовини тверді, пластичні, ковкі, мають металічний блиск і високі температури плавлення, добре проводять електричний струм і тепло.

Наприклад: залізо, мідь, натрій, срібло, магній, хром, сплави.

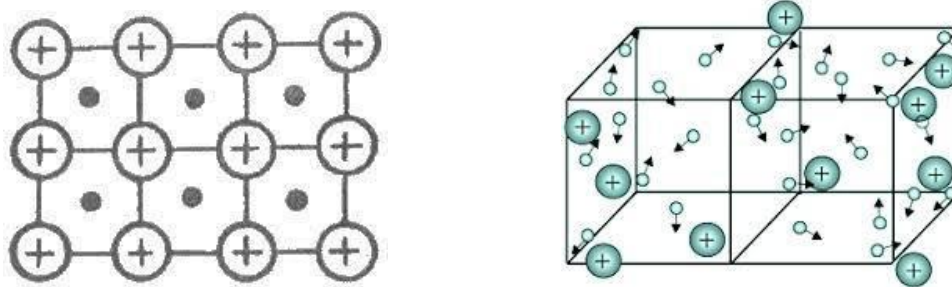


Рис.65. Розміщення катіонів металів і вільних електронів у металічній ґратці.

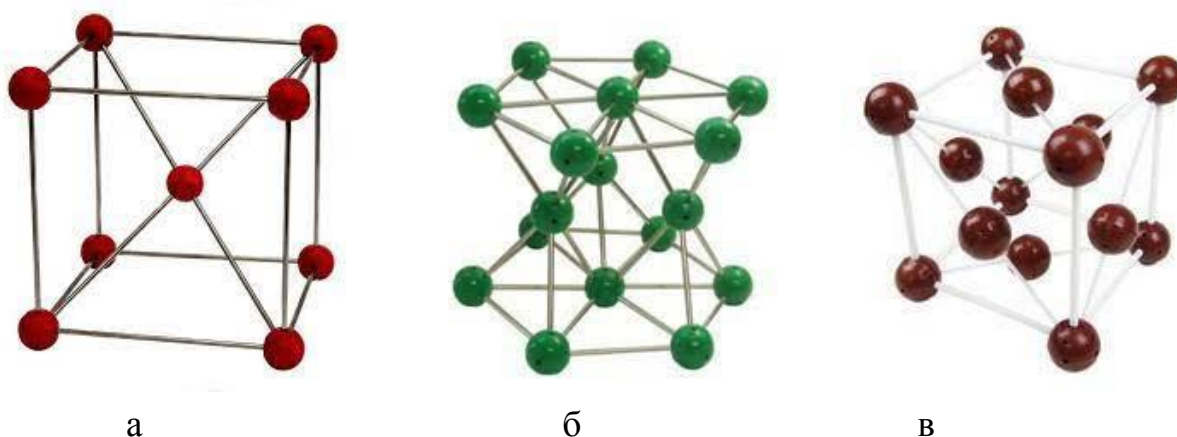


Рис.66. Кристалічні ґратки металів: а) залізо; б) цинк; в) мідь

Залежно від типу кристалічних ґраток, тверді речовини мають різні властивості.

РОЗДІЛ V. НЕМЕТАЛІЧНІ РЕЧОВИНИ ТА ЇХ ВЛАСТИВОСТІ.

5. Сульфур. Сполуки сульфуру.

5.1. Фізичні властивості і алотропні модифікації сірки.

Сірка крихка кристалічна речовина жовтого кольору, нерозчинна у воді, не проводить електричного струму і погано проводить тепло, $t_{\text{кип.}}^0 = 444,6^0\text{C}$, $t_{\text{плавл.}}^0 = 112,8^0\text{C}$.

Аморфна
(пластична сірка,
гумоподібна)
(m-форма)

жовто – коричнева,
 гумоподібна, еластична, нестійка, швидко загусає, твердне

нерозчинна у воді і органічних розчинниках;
кристалічна форма сірки відсутня і
складається з довгих ланцюжків атомів сульфуру.

Утворюється під час швидкого охолодження розплавленої сірки

Моноклінна сірка

(голкоподібна)

(β-форма)

блідо-жовта
кристалічна,
нестійка,
нерозчинна у воді;
кристалічна форма сірки призматична
і містить циклічні молекули S_8 , які розташовані
не дуже щільно.

Ромбічна

(α-форма)

лимонно-жовта,
кристалічна, крихка, тверда,
без запаху,
нерозчинна у воді;
кристалічна форма сірки октаедрична
і містить циклічні
молекули S_8 , які розташовані щільно.



Рис.67. Зразки сірки.

5.2. Хімічні властивості і поширення сірки в природі.

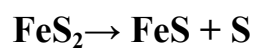
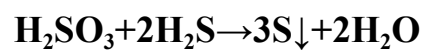
Хімічні властивості сірки

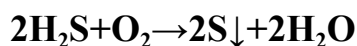
з киснем	$S + O_2 \rightarrow SO_2$
з воднем	$S + H_2 \rightarrow H_2S$
з неметалами	$3S + 2P \rightarrow P_2S_3$
	$5S + 2P \rightarrow P_2S_5$ (якщо S у надлишку)
	$2S + C \rightarrow CS_2$
з галогенами	$2S + Cl_2 \rightarrow S_2Cl_2$
	$S + 2F_2 \rightarrow SF_4$ (при н.у.)
	$S + 3F_2 \rightarrow SF_6$ (при нагріванні)
з металами	$S + 2Na \rightarrow Na_2S$
	$S + Fe \rightarrow FeS$
	$3S + 2Al \rightarrow Al_2S_3$
з кислотами	$S + 2H_2SO_4(\text{конц.}) \rightarrow 3SO_2\uparrow + 2H_2O$
	$S + 2HNO_3(\text{розб.}) \rightarrow 2NO\uparrow + H_2SO_4$
	$S + 6HNO_3(\text{конц.}) \rightarrow 6NO_2\uparrow + H_2SO_4 + 2H_2O$
з лугами	$3S + 6NaOH \rightarrow 2Na_2S + Na_2SO_3 + 3H_2O$

Поширення сірки у природі.

у вільному стані: у деяких мінеральних джерелах, гірських породах, вулканічних возгонках, природному газі, самородна сірка;
у складі мінералів: залізний колчедан (пірит) FeS_2 , свинцевий бліск (галеніт) PbS , мідний бліск Cu_2S , цинковий бліск ZnS , срібний бліск Ag_2S , кінновар HgS , антимоніт Sb_2S_3 , гіпс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, глауберова сіль $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, англійська сіль $MgSO_4 \cdot 7H_2O$;
у зв'язаному стані: у складі нафти, кам'яному вугіллі, у білках рослинних і тваринних організмів.

5.3. Добування і використання сірки.





Використання сірки

у будівництві з скловолокном, як будівельний матеріал для гідро- і звукоізоляції;
у сільському господарстві для боротьби з шкідниками та хворобами рослин;
у виробництві вибухових речовин або вибухових сумішей;
у медицині для виготовлення мазей і лікарських препаратів;
для вулканізації каучуку, у виробництві гуми
у виробництві
сульфатної кислоти, сульфатів, сірковуглецю
у виробництві сірників

5.4. Властивості оксидів сульфуру.

SO_2 сульфур (IV) оксид сульфур діоксид, сірчистий ангідрид	SO_3 сульфур (VI) оксид сульфур триоксид, сірчаний ангідрид
безбарвний газ, при $t^0 -10^0\text{C}$ утворює рідину, при $t^0 -75^0\text{C}$ кристалізується, не горючий, різкий запах, викликає кашель, важчий за повітря у 2,2 раза, розчинний у воді, окисник, шкідливий,	безбарвна летка рідина, при $t^0 -17^0\text{C}$ кристалізується, не горюча, неприємний запах, димить на повітрі, розчинний у воді, окисник, токсичний,
$t^0_{\text{кип.}} 101,1^0\text{C}$, $t^0_{\text{плавл.}} 75,46^0\text{C}$	$t^0_{\text{кип.}} 44,8^0\text{C}$, $t^0_{\text{плавл.}} 16,8^0\text{C}$

Хімічні властивості оксидів сульфуру

SO_2	SO_3
окиснення киснем: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$	-----
реагує з водою утворюючи сульфїтну кислоту: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$	реагує з водою утворюючи сульфатну кислоту: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
реагує з оксидами основними і амфотерними, утворюючи солі: $\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3$ $\text{SO}_2 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_3$	реагує з оксидами основними і амфотерними, утворюючи солі: $\text{SO}_3 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_4$ $\text{SO}_3 + \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4$
реагує з розчином лугу, утворюючи середні або кислі солі: $\text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_3$ (надлишок) $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (надлишок)	реагує з розчином лугу, утворюючи середні або кислі солі: $\text{SO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4$ $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
реагує з сильними відновниками і проявляє властивості окисника: $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3\text{S} \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	реагує з сильними відновниками і проявляє властивості окисника: $3\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 4\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ SO_3 розчиняється у концентрованій сульфатній кислоті: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ олеум
реагує з сильними окисниками і проявляє властивості відновника: $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$ $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$ (бромна вода знебарвлюється)	

Таблиця 4. Хімічні властивості оксидів сульфуру.

5.5 Добування оксидів сульфуру.

SO_2	SO_3
Дія кислоти на сульфїти: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	$\xrightarrow{t^\circ}$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3$

(лабораторний спосіб)	(лабораторний спосіб)
$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{MgSO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{MgO} + \text{SO}_3$
(лабораторний спосіб)	(лабораторний спосіб)
Спалювання сірки: $\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{SO}_2 \uparrow$ (промисловий спосіб)	$\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{HPO}_3 + \text{SO}_3$ (лабораторний спосіб)
Випалювання піриту $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2 \uparrow$ (промисловий спосіб)	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ (промисловий спосіб)
Випалювання сульфідних руд кольорових металів $2\text{PbS} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2 \uparrow$ (промисловий спосіб)	

Таблиця 5. Добування оксидів сульфуру IV і VI.

5.6. Властивості сульфатної кислоти.

Фізичні властивості

H_2SO_4 безбарвна, оліїста, важка, нелетка рідина гігроскопічна, розчиняється у воді з виділенням теплоти, сильний окисник, густина $1,84 \text{ г/см}^3$, t° кип. $+ 280^\circ\text{C}$, t° замерзання $+ 10^\circ\text{C}$

розбавлена кислота $W_{\text{H}_2\text{SO}_4} < 40 \%$

концентрована кислота $W_{\text{H}_2\text{SO}_4} > 40 \%$

Хімічні властивості сульфатної кислоти

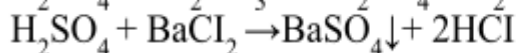
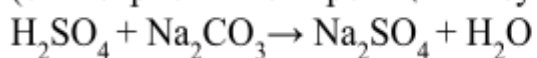
1. Дія на індикатори

Лакмус - червоний

Метиловий оранжевий – рожевий

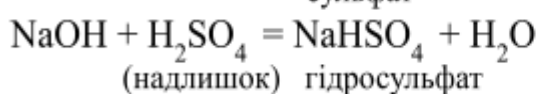
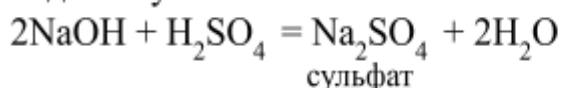
Фенолфталеїн - безбарвний

6. Взаємодія з солями слабких кислот (карбонатами, солями барію)
(сіль барію - якісна реакція на сульфат-іони)



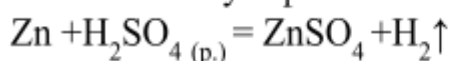
7. Взаємодія з основами (реакція нейтралізації)

Гідросульфати (кислі солі) утворюються тоді, коли кислота береться у надлишку:



8. Взаємодія з металами

Розбавлена сульфатна кислота виявляє слабкі окисні властивості



Концентрована сульфатна кислота виявляє сильні окисні властивості.

5.7. Застосування сульфатної кислоти.





6. Нітроген і його сполуки.

6.1. Властивості і добування азоту.

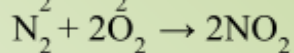
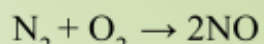
Фізичні властивості

N_2 безбарвний газ, без запаху, легший за повітря, малорозчинний у воді, t^0 зрідження(кипіння) 196^0C , t^0 тверднення 210^0C , ступінь окиснення – 0, валентність III і IV, молекулярні кристалічні ґратки у твердому стані.

Хімічні властивості азоту

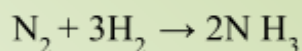
1. Взаємодія з киснем

2000°C

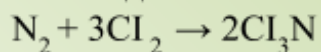


2. Взаємодія з воднем

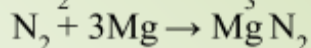
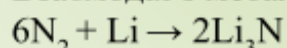
400°C



3. Взаємодія з неметалами



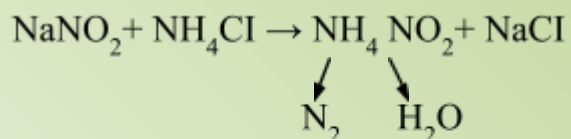
4. Взаємодія з металами



Добування азоту

у лабораторії

нагрівання натрій нітрату з амоній хлоридом



у промисловості

фракціонуванням повітря:

- охолодження повітря до перетворення на рідину
- 2) підвищення температури
- 3) випаровування азоту з рідкого повітря

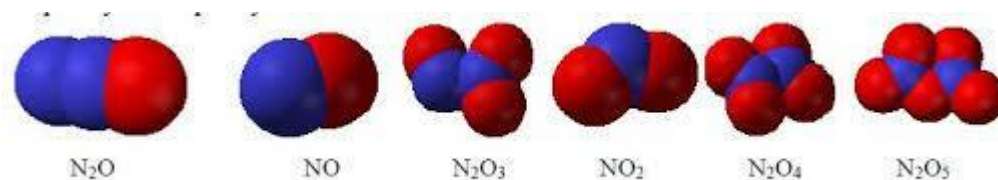


Рис.68. Моделі молекул нітроген оксидів.

6.2. Властивості оксидів нітрогену.

NO нітроген (II) оксид монооксид	NO₂ нітроген (IV) оксид діоксид, «лисячий хвіст»
безбарвний газ	бурий газ
без запаху	характерний неприємний «пекучий»

	запах, токсичний, отруйний
несолетвірний оксид	солетвірний оксид
Ткип. -152°C	Ткип. $+21^{\circ}\text{C}$
Тпл. -164°C	Тпл. -11°C
окисник і відновник	окисник і відновник
стійкий, не розкладається	стійкий, не розкладається
$2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NOCl}$ $\text{NO} + \text{NO}_2 \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_3$ $2\text{NO} + 2\text{SO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{SO}_3$	$2\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{O}_2$ ----- Реагує з воднем як окисник: $2\text{NO}_2 + 7\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ ----- Добре розчиняється у воді, утворюючи нітратну і нітритну кислоти: $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$ При надлишку кисню у воді утворюється тільки нітратна кислота: $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{HNO}_3$ ----- Реагує як кислотний оксид з лугами $2\text{NaOH} + 2\text{NO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $4\text{NaOH} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ ----- Реагує як окисник: $8\text{P} + 10\text{NO}_2 \rightarrow 5\text{N}_2\uparrow + 4\text{P}_2\text{O}_5$

Таблиця 6. Властивості нітроген (II) і (IV) оксидів.

6.3. Порівняльні властивості і добування нітроген оксидів.

Властивості нітроген оксидів				
N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
Безбарвний газ	Безбарвний газ	Темно-синя рідина	Бурий газ	Безбарвна кристалічна речовина

$t_{\text{пл.}}^0 - 91^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{пл.}}^0 - 164^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{пл.}}^0 - 101^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{пл.}}^0 - 11^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{пл.}}^0 + 33^{\circ}\text{C}$
$t_{\text{кип.}}^0 - 86^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{кип.}}^0 - 86^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{кип.}}^0 - 152^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{кип.}}^0 + 21^{\circ}\text{C}$	-----
несолетвірний	несолетвірний	кислотний	кислотний	кислотний
окисник	окисник і відновник	переважно окисник	окисник і відновник	сильний окисник
не стійкий, розкладається	дуже стійкий	стійкий	стійкий	не стійкий, розкладається з вибухом

Таблиця 6. Порівняльна характеристика нітроген оксидів

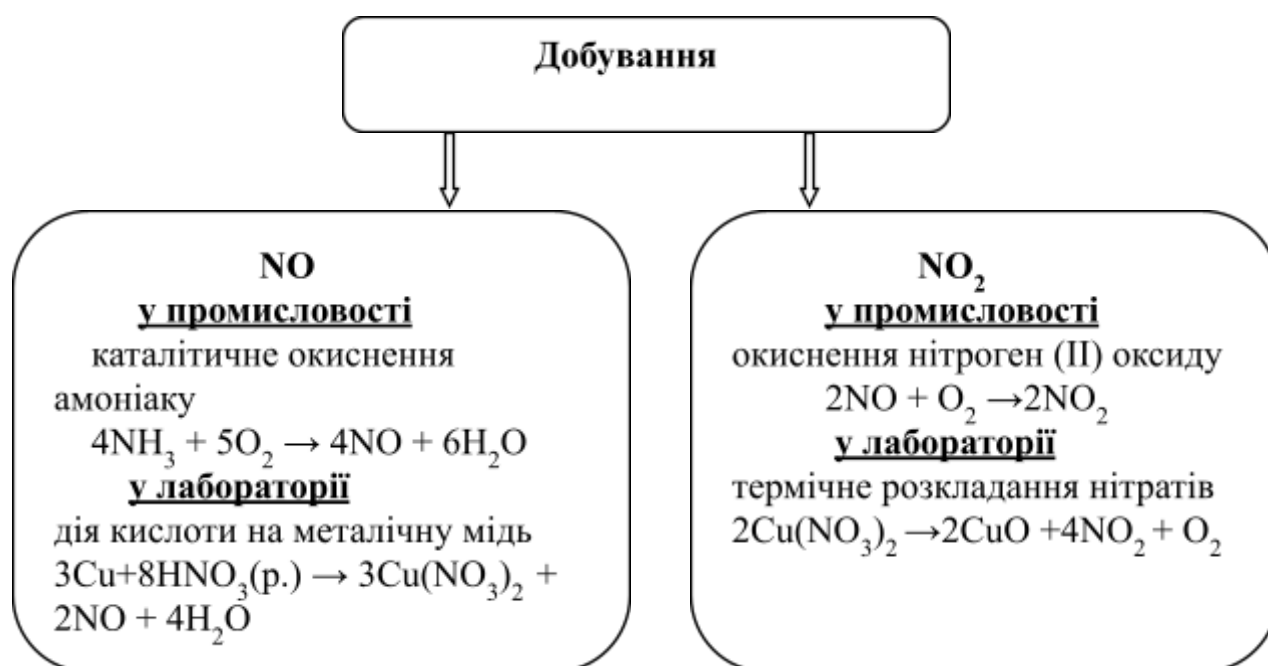
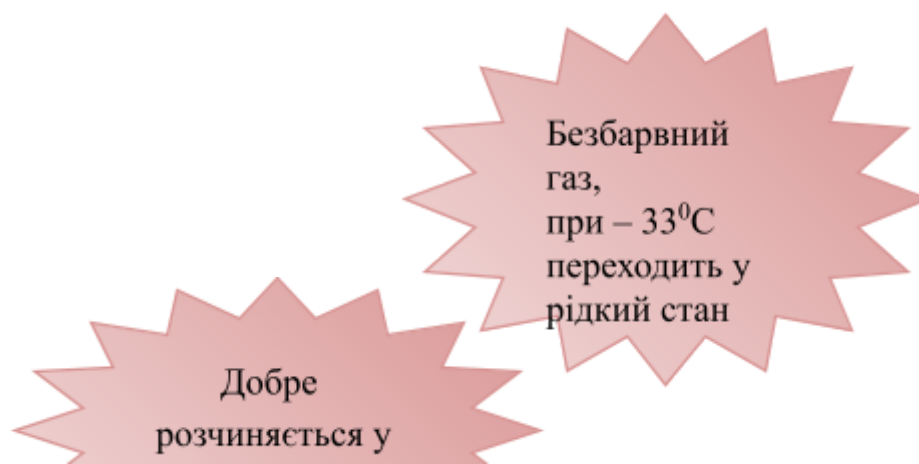


Схема 21. Добування нітроген (II) і (IV) оксидів

6.4. Фізичні властивості і добування амоніаку.



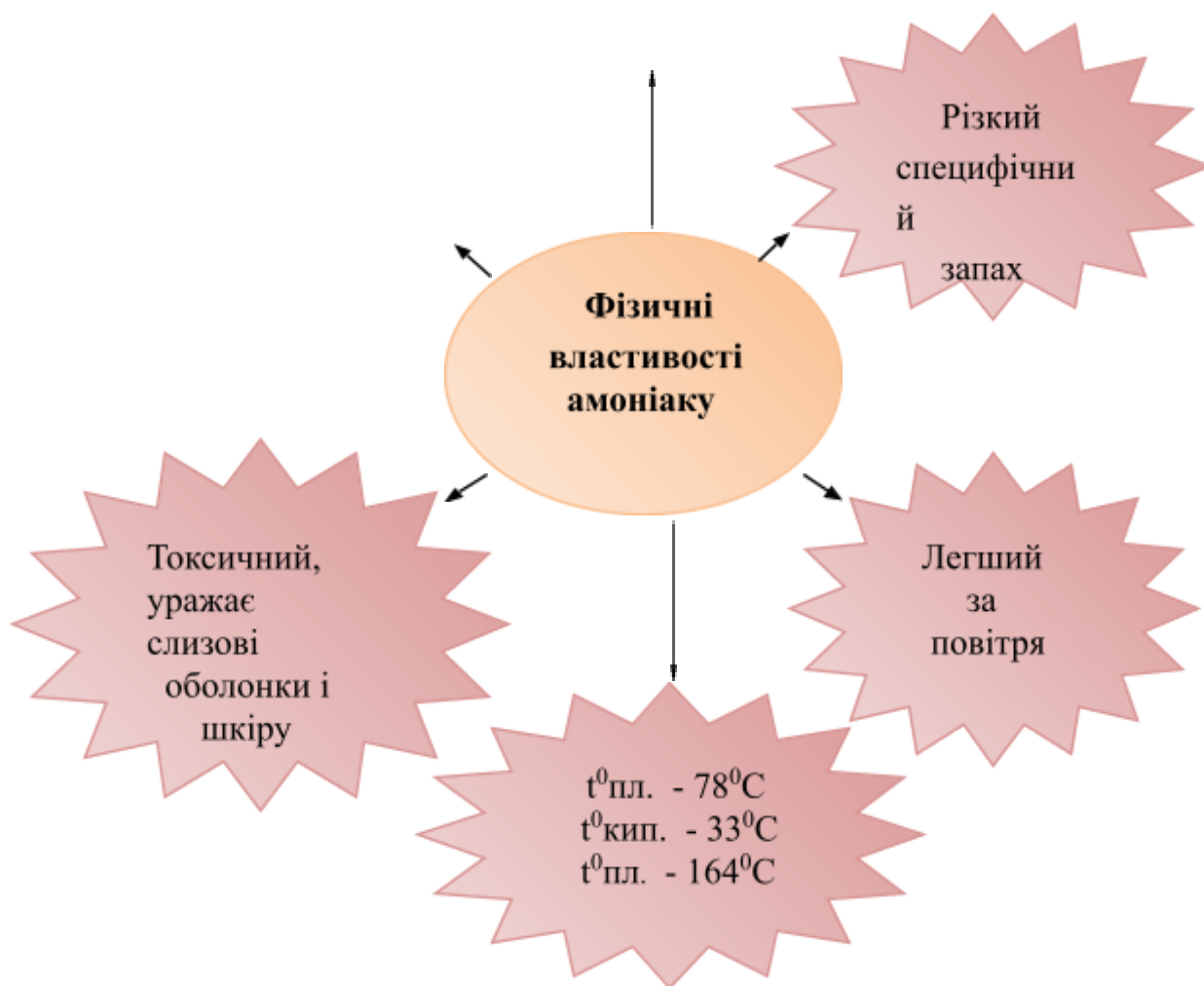
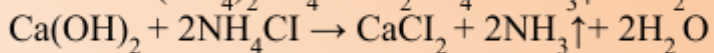
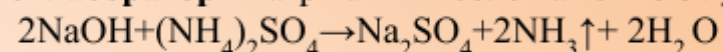


Схема 22. Фізичні властивості амоніаку.

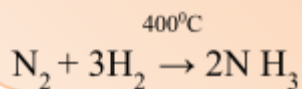


ДОБУВАННЯ АМІАКУ

У лабораторії нагріванням солей амонію з лугами



У промисловості заємодією азоту з воднем



6.5. Хімічні властивості і застосування амоніаку

Хімічні властивості амоніаку	
Властивість	Хімічна реакція

Взаємодія з водою утворюється нашатирний спирт	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ \text{OH}^-$ нашатирний спирт
Взаємодія з кислотами утворюються солі амонію	$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$ $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{HSO}_4$ $3\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ $2\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$
Окиснення (горіння) горить зеленуватим полум'ям	Окиснення без каталізатора: $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ Каталітичне окиснення: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO}\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$
Взаємодія з галогенами	$2\text{NH}_3 + 3\text{Br}_2 \rightarrow 6\text{HBr} + \text{N}_2$ або $8\text{NH}_3 + 3\text{Br}_2 \rightarrow 6\text{NH}_4\text{Br} + \text{N}_2$
Взаємодія з оксидами металів (відновлення деяких металів з їх оксидів)	$3\text{CuO}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow 3\text{CuO} + \text{N}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$

Таблиця 7. Хімічні властивості амоніаку

Застосування амоніаку.

у сільському господарстві (мінеральні добрива),
у медицині (у вигляді нашатирного спирту для збудження дихання)
у промисловості (виробництво дзекал, холодоагент у холодильниках,
мийні засоби, пластмаси, штучне волокно – капрон, добування соди,
добування нітратної кислоти)

6.6. Властивості нітратної кислоти**Фізичні властивості нітратної кислоти**

HNO_3 безбарвна рідина, концентрована жовтого кольору, різкий подразнюючий запах, «димить» на повітрі, добре розчиняється у воді, викликає опіки, при $t^\circ - 42^\circ\text{C}$ кристалізується, $t^\circ_{\text{кип.}} = +83^\circ\text{C}$

Хімічні властивості нітратної кислоти	
Властивість	Хімічна реакція
Дія на індикатори	Лакмус - червоний Метиловий оранжевий – рожевий Фенолфталеїн – безбарвний
Дисоціація у водних розчинах кислота дисоціює на йони	$\text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
Термічний розклад під час нагрівання або на світлі	$\begin{array}{c} t^\circ \\ 2\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \\ t^\circ \\ 4\text{HNO}_3 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \end{array}$
Взаємодія з оксидами металів	$\text{MgO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
Взаємодія з основами (реакція нейтралізації)	$\begin{array}{l} \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O} \\ \text{Al}(\text{OH})_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{AlOH}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} \\ \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O} \end{array}$
Взаємодія з солями слабких кислот (карбонатами)	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
Взаємодія з металами	<u>Розбавлена нітратна кислота</u> відновлюється до амоній нітрату HN_4NO_3 або нітроген (II) оксиду NO . <u>Концентрована нітратна кислота</u>

Активні метали (лужні, лужноземельні)	відновлюється до нітроген (I) оксиду N_2O або нітроген (IV) оксиду NO_2 $4Ca + 10HNO_{3(p.)} = Ca(NO_3)_2 + HN_4NO_3 + 3H_2O$ $4Ca + 10HNO_{3(коц.)} = 4Ca(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$
Метали середньої активності	----- $8Al + 30HNO_{3(p.)} = 8Al(NO_3)_3 + 3N_2O + 15H_2O$ $8Al + 30HNO_{3(коц.)} \rightarrow /$ Конц. H_2SO_4 за стандартних умов не реагує з Al, Fe, Cr, Pt, Au, Ir, Ta. Потрібне нагрівання. Це пов'язано з тим, що на поверхні металу утворюється тоненька плівка оксиду, тобто здійснюється пасивація. -----
Малоактивні метали (Cu, Hg, Ag)	$3Cu + 8HNO_{3(p.)} = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$ $Cu + 4HNO_{3(коц.)} = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$
Взаємодія з неметалами	$3S + 6HNO_3(p.) = 3H_2SO_4 + 6NO$ $S + 6HNO_3(конц.) = H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$ $3C + 4HNO_3(p.) = 3CO_2 + 4NO + 2H_2O$ $C + 4HNO_3(конц.) = CO_2 + 4NO_2 + 2H_2O$

Таблиця 8. Хімічні властивості нітратної кислоти.

6.7. Добування і застосування нітратної кислоти.

Добування нітратної кислоти

у лабораторії

дія концентрованою сульфатною кислотою на солі нітратної кислоти під час нагрівання: $NaNO_{3(т.)} + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HNO_3$

у промисловості

аміачним способом у три стадії:

I стадія - каталітичне окиснення: $4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO \uparrow + 6H_2O$

II стадія окиснення NO киснем: $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$

III стадія поглинання NO_2 водою: $4NO_2 + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4HNO_3$

Застосування нітратної кислоти

Добування нітратних добрив;
 Для виготовлення вибухових речовин (порох, тротил, нітрогліцерин);
 Для виготовлення лікарських препаратів;
 Для виготовлення пластмас, штучних волокон(нітроцелюлоза, штучний шовк), кіно- і фотоплівки;
 Для виготовлення барвників;
 Для розчинення металів та очищення їх поверхні від оксидів у металургії;
 У реактивних двигунах як окисник.

РОЗДІЛ IV. МЕТАЛІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ ТА ЇХ СПОЛУКИ.

7. Алюміній. Сполуки алюмінію.

7.1. Розміщення алюмінію у періодичній системі та фізичні властивості.

Розміщення алюмінію у ПС, фізичні властивості.

Алюміній розміщений в III групі головній (а) підгрупі. У сполуках проявляє валентність III, ступінь окислення + 3
 розміщення електронів на електронних шарах атома
 $2e^-, 8e^-, 3e^-$, р-елемент
 сріблясто-білий, має металевий блиск, легкий, пластичний, м'який, ковкий, добрий електропровідник і теплопровідник, температура плавлення $660\text{ }^{\circ}\text{C}$, температура кипіння $2500\text{ }^{\circ}\text{C}$, густина $2,7\text{ г/см}^3$, дуже активний метал. Утворює сплави легкі, міцні, корозійностійкі.

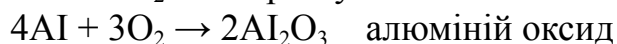
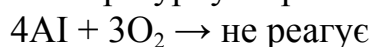


Рис.69. Алюміній

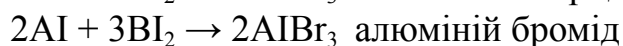
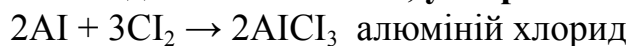
7.2. Хімічні властивості алюмінію.

1. Взаємодія з киснем

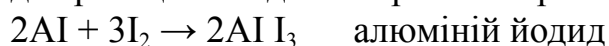
при звичайній температурі алюміній з киснем не реагує, але при підвищеній температурі утворюється алюміній оксид:



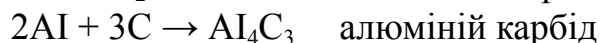
2. Взаємодія з галогенами, утворюючи галогеніди



для реакції з йодом потрібне нагрівання

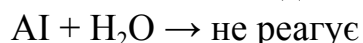


3. Взаємодія з неметалами під час нагрівання

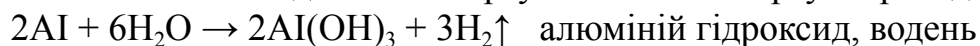


4. Взаємодія з водою

За наявності оксидної плівки алюміній з водою не реагує :



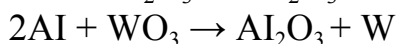
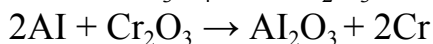
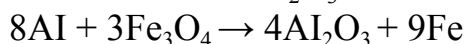
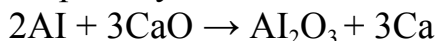
Після зняття оксидної плівки ртуттю або сіллю ртуті проходить реакція:



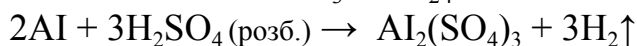
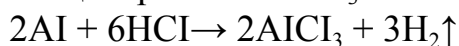
5. Взаємодія з оксидами металів.

Алюмінотермія – відновлення оксидів металів алюмінієм. Цей спосіб

запропонував Бекетов М.М. у середині XIX ст.



6. Взаємодія з кислотами (крім слабких: H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_3 ; холодної концентрованої HNO_3 та концентрованої H_2SO_4 при н.у.)

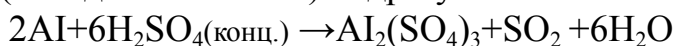


За звичайних умов Al не реагує з конц. H_2SO_4 і HNO_3 , так як його захищає оксидна плівка. Конц. H_2SO_4 і HNO_3 **пасивують** Al . Під дією цих кислот збільшується товщина захисної плівки на металі і він не взаємодіє з ним.

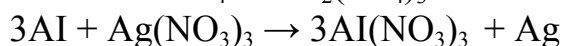
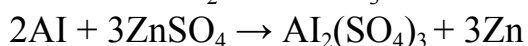
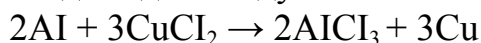
Цей процес називається пасивацією.



При нагріванні Al реагує з кислотами. Спочатку кислота взаємодіє з Al_2O_3 (оксидною плівкою) і одразу з алюмінієм :

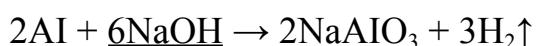


7. Взаємодія з розчинними солями, витісняючи менш активні метали, що входять до складу солі:



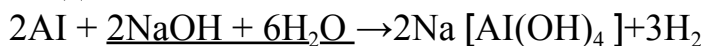
8. Взаємодія з лугами :

- з твердим лугом або його розплавом (без води) при t° , утворюючи натрій ортоалюмінат і водень:



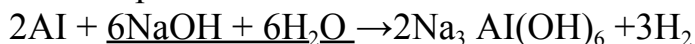
твердий

- водним розчином лугу (з водою), утворюючи натрій тетрагідроксоалюмінат і водень:



водний розчин

- з надлишком водного розчину лугу, утворюючи натрій гексагідроксоалюмінат і водень:



надлишок

водного розчину

7.3. Добування та застосування алюмінію.

Добування алюмінію

Електроліз Al_2O_3 : $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 4\text{Al} + 3\text{O}_2$

Нагрівання алюміній хлориду з лужними металами без доступу повітря:
 $\text{AlCl}_3 + 3\text{K} \rightarrow 3\text{KCl} + \text{Al}$

Застосування алюмінію

для виробництва різних сплавів, при термітному зварюванні, предмети побуту, для алітування (алюмінінування) – захисту від корозії.

7.4. Поширеність алюмінію у природі.



Рис.70. Боксити.



Рис.71. Каолініт.



Рис.72. Нефелін.



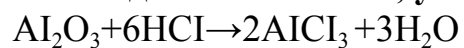
Рис.73. Польові шпати.
7.5. Алюміній оксид.

Фізичні властивості

Алюміній оксид Al_2O_3 - амфотерна, тверда, тугоплавка речовина білого кольору, нерозчинна у воді, температура плавлення $2050\text{ }^{\circ}C$.

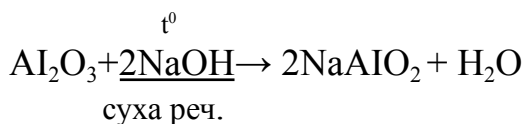
Хімічні властивості

1. Взаємодія з кислотами, утворюється сіль і вода

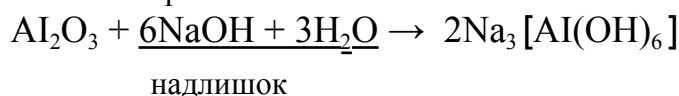
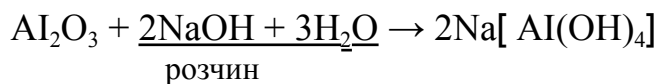


2. Взаємодія з лугами :

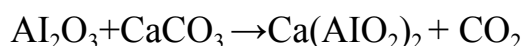
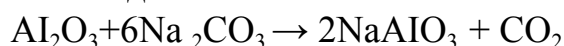
- сплавленням сухих речовин, утворюється натрій металоалюмінат і вода:



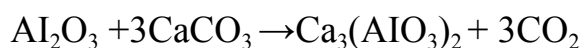
- у присутності води (у розчинах), утворюється натрій тетрагідроксоалюмінат або натрій гексагідроксоалюмінат:



3. Взаємодія з солями

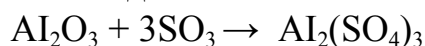


метаалюмінат

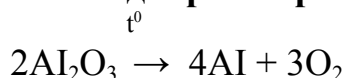


ортоалюмінат

4. Взаємодія з кислотними оксидами



5. Розклад при нагріванні



Добування алюміній оксиду

1. Окислення (спалювання) алюмінію: $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$
2. Термічний розклад (прожарювання) алюміній гідроксиду:
 $2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

7.6. Алюміній гідроксид.

Алюміній гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$

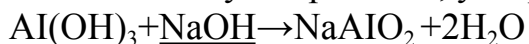
тверда, амфотерна речовина білого кольору, нерозчинна у воді, при 600–800 °С втрачає воду.



Хімічні властивості

1. Взаємодія з кислотами, утворюється сіль і вода**2. Взаємодія з лугами:**

- сплавлянням сухих речовин, утворюється натрій металоалюмінат і вода:



суха реч.

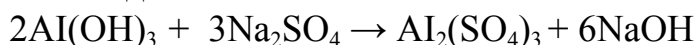
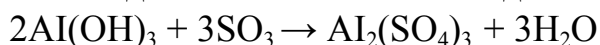
- у присутності води (у розчинах), утворюється натрій тетрагідроксоалюмінат або натрій гексагідроксоалюмінат:



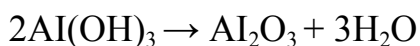
розчин



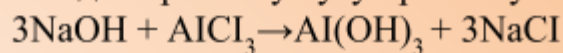
розчин

3. Взаємодія з солями**4. Взаємодія з кислотними оксидами****5. Розклад при нагріванні**

t^0

**Добування алюміній гідроксиду.**

Взаємодією розчину лугу і розчину солі

**8. Ферум. Сполуки феруму.****8.1. Фізичні і хімічні властивості заліза.****Фізичні властивості заліза**

Залізо - сріблясто-сірий, пластичний, досить м'який метал, має магнітні властивості, проводить тепло і електричний струм, належить до d-елементів, густина $7,87\text{г/см}^3$, $t_{\text{пл}}^0 = 1539^0\text{C}$, $t_{\text{кип}}^0 = 2861^0\text{C}$.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЗАЛІЗА	
Властивість	Хімічна реакція
Окислення на повітрі	$3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3)$
Взаємодія з водою (корозія)	$4\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2 \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ Реакція відбувається тільки тоді, коли є кисень
Взаємодія з паром води	$3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$
Взаємодія з неметалами	$\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$ $3\text{Fe} + 2\text{P} \rightarrow \text{Fe}_3\text{P}_2$ $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$
Взаємодія з кислотами	$\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{розб.}) \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ Під час нагрівання заліза з конц. сульфатною і нітратною кислотами реакція відбувається, а на холоді вони пасивують залізо.
Взаємодія з солями малоактивних металів	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{FeSO}_4$

Таблиця 9. Хімічні властивості заліза.



Рис.73. Зразки заліза

8.2. Класифікація оксидів заліза.

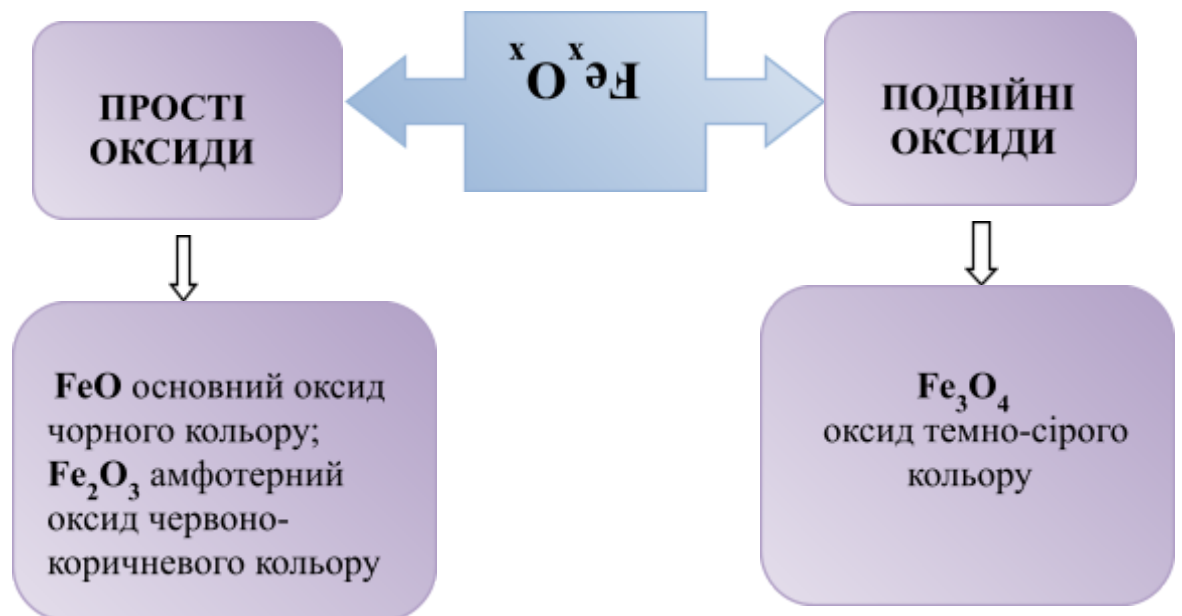


Схема 23. Класифікація ферум оксидів.



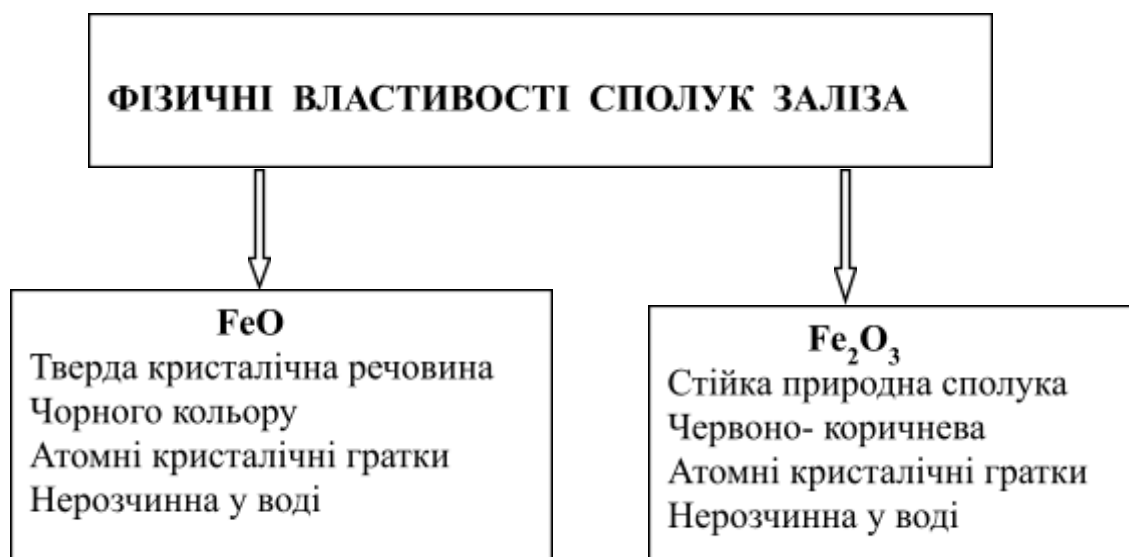
а) ферум ІІ оксид



б) ферум ІІІ оксид



в) ферум ІІ,ІІІ оксид

Рис.74. Зразки ферум оксиду.**8.3. Властивості оксидів заліза.****Схема 24.** Фізичні властивості ферум (ІІ), (ІІІ) оксидів.**ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ ЗАЛІЗА**

Реакція	FeO	Fe ₂ O ₃
З основними оксидами	не реагує	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnFe}_2\text{O}_4$
З кислотним оксидами	$\text{FeO} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{FeSO}_4$ $\text{FeO} + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
З лугами	не реагує	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{KFeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

		Оксид неагує, а сплавляється або спікається
З кислотами	$\text{FeO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
З солями	$\text{FeO} + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{O} + \text{FeCO}_3$	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{KFeO}_2 + \text{CO}_2$ ($\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$)
З металами -відновниками	не реагує	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$
З неметалами	$2\text{FeO} + \text{C} \rightarrow 2\text{Fe} + \text{CO}_2$ $5\text{FeO} + 5\text{P} \rightarrow 5\text{Fe} + \text{P}_2\text{O}_5$	не реагує

Таблиця 10. Хімічні властивості оксидів заліза.

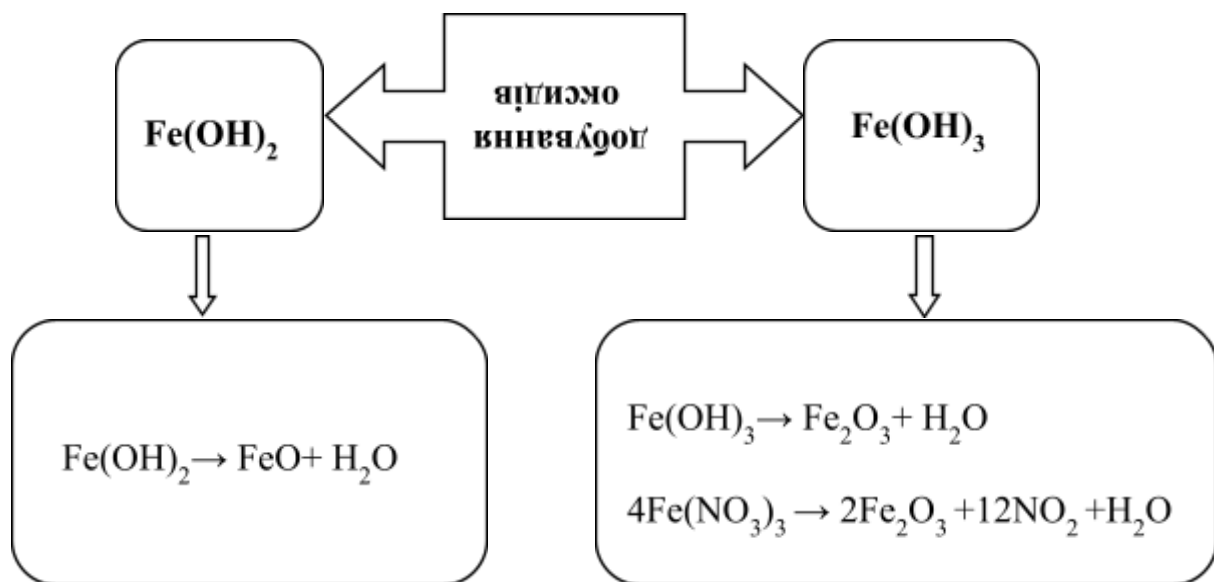


Схема 25. Добування оксидів заліза

8.4. Властивості і добування ферум ІІ,ІІІ гідроксиду.

Fe (OH)_2	Fe (OH)_3
Порошок білого кольору; Нерозчинний у воді, але розчиняється у сильних кислотах; Не стійкий і при кімнатній температурі перетворюється на Fe (OH)_3 Виражені основні властивості	Іржаво-коричневий кольору; Нерозчинна у воді Виражені кислотні властивості

$\text{Fe (OH)}_2 \rightarrow \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Fe (OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
	$\text{Fe (OH)}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Fe (OH)}_6]$ $\text{Fe (OH)}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na[Fe (OH)}_4]$ конц., гарячий
$\text{Fe (OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
У присутності кисню повітря білий осад Fe (OH)_2 окислюючись зеленіє, а згодом буріє і переходить у Fe (OH)_3 $4\text{Fe (OH)}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Fe (OH)}_3$	-----

Таблиця 10. Порівняльна характеристика властивостей гідроксидів заліза.
Добування гідроксидів феруму.

Fe (OH)_2	Fe (OH)_3
$\text{FeSO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Fe (OH)}_2$ $\text{FeCl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{Fe (OH)}_2$	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{KOH} \rightarrow 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{Fe(OH)}_3$

Таблиця 11. Добування гідроксидів феруму.

Поширення Феруму в природі.



Рис. 75 Залізнорудні мінерали.

Додаток

1. Назви найважливіших неорганічних кислот

Одноосновні кислоти

HI	- йодоводнева
HF	- фтороводнева, плавикова
HCl	- хлороводнева, хлоридна, соляна
HClO	- хлорноватиста, хлоратна (I) кислота
HClO ₂	- хлориста, хлоратна (III) кислота
HClO ₃	- хлорновата, хлоратна (V) кислота
HClO ₄	- хлорна, хлоратна (VII) кислота
HBr	- бромоводнева, бромідна
HBrO	- бромноватиста
HBO ₂	- метаборна
HNO ₂	- нітритна
HNO ₃	- нітратна, азотна
HPO ₃	- мета фосфатна, метафосфорна
HMnO ₄	- перманганатна, манганатна (VII) кислота, марганцева
HCN	- ціанідна

Двохосновні кислоти

H ₂ S	- сульфідна, сірководнева
H ₂ SO ₃	- сульфитна, сірчиста
H ₂ SO ₄	- сульфатна, сірчана
H ₂ SiO ₃	- силікатна (метасилікатна), кремнієва (метакремнієва)
H ₂ CO ₃	- карбонатна, вугільна
H ₂ SeO ₄	- селенова
H ₂ CrO ₄	- хроматна, хромова
H ₂ Cr ₂ O ₇	- дихроматна, дихромова
H ₂ MnO ₄	- марганцевата

Трьохосновні кислоти

H ₃ PO ₄	- ортофосфатна, ортофосфорна
H ₃ BO ₃	- борна, ортоборна
H ₃ AsO ₄	- арсенова, мишьякова
H ₃ MnO ₄	- ортоманганатна

Чотирьохосновні кислоти

H ₄ SiO ₄	- ортосилікатна, ортокремнієва
H ₄ P ₂ O ₇	- дифосфатна

2. Класифікація кислот за силою

<u>сильні кислоти</u>	HClO ₄	HNO ₃	HI	HBr	HCl	H ₂ SO ₄
<u>середні кислоти</u>	H ₂ SO ₃	H ₃ PO ₄	HF		HNO ₂	

слабкі кислоти H_2CO_3 H_2S H_2SiO_3

3. Зміна забарвлення індикаторів залежно від середовища

Індикатор	Середовище		
	Нейтральне	кисле	лужне
Лакмус	фіолетовий	червоний	синій
Фенолфталеїн	безбарвний	безбарвний	малиновий
Метилловий оранж	оранжевий	рожевий	жовтий

4. Ряд активності металів

Хімічна активність металів зростає справа наліво (від Au до Li)
 Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Cr Zn Fe Cd Ni Sn Pb (H_2)
 Sb Bi Cu Ag Hg Pt Au

5.Ряд елементів, розташованих у порядку зменшення електронегативності атомів

F O N Cl Br J C P H B Al Mg Ca Li Na K

6. Групові назви хімічних елементів

Лужні метали - Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

Лужноземельні метали - Ca, Sr, Ba, Ra

Халькогени - O, S, Se, Te, Po

Галогени - F, Cl, Br, I, At

Інертні гази - He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Родина феруму - Fe, Co, Ni

Родина платини - Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt

Лантаноїди - Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu

Актиноїди - Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

Благородні метали - Ru, Rh, Pd, Ag, Os, Pt, Ir, Au

Висновки

Завдання педагога - допомогти особисті досягнути успіху, відчувати себе задоволеним і впевненим, навчити мислити, діяти, приймати рішення і дати відчувати радість від подолання труднощів у навчанні і житті. Саме використання різних методів навчання використовується на заняттях хімії, що дає можливість перетворити навчальний процес на цікаву, ефективну і творчу діяльність між викладачем та студентом.

Я вважаю, що для студентів важливо не тільки засвоїти знання, а також зрозуміти та усвідомити себе, своє місце в навколишньому світі. Зрозуміло, що для формування ключових компетентностей необхідно вибрати таку технологію навчання, при якій студенти більшу частину часу працюють самостійно, вчать планувати, організовувати, контролювати та оцінювати свою навчальну діяльність та діяльність в цілому. Практичний досвід показує, що використовуючи матеріал у не стандартній формі, допомагає сформуватися особистості. Більша частина завдань вирішується найефективніше тоді, коли вони сприймаються студентом у формі "цікавого".

У методорозробці я обрала подання матеріалу у вигляді таблиць, схем, малюнків, і вважаю, що дана технологія дає можливість формувати практично усі вибрані мною ключові компетентності в студентів. Основу викладання складає система понять, означень, правил, дидактичних засобів та методичних прийомів. Відповідно до програмових вимог, у посібнику у доступній і цікавій формі доведено до свідомості студента теоретичний матеріал. Саме таке подання матеріалу в атласі у процесі вивчення хімії є основним засобом виявлення розвитку творчих здібностей і обдарованості, підготовки до практичної діяльності, організації навчального процесу та зацікавлення у вивченні даного предмету.

Результативність даного посібника - це розвиток активно-пізнавальної та розумової діяльності, створення сприятливої, творчої атмосфери під час навчання і самостійної підготовки, залучення студентів до процесу пізнання, освоєння нового у цікавій формі не в якості пасивних слухачів, а в якості активних учасників.

Перелік використаних літературних і документальних джерел

1. Ахметов Н.С. Неорганічна хімія. Вища школа, 1975.670с.
2. Базелюк І.І., Величко Л.П., Титаренко Н.В. Довідкові матеріали з хімії. Київ; Ірпінь: Перун, 1998. - 224с.
3. Базелюк І. І. Практичні роботи з хімії: навчальний посібник для учнів 8-11 класів середньої школи. К.: Освіта, 1994. 224с.
4. Березан О.В. Довідник школяра. Тернопіль: Вид-во «Підручники і посібники», 2021. 560 с.
5. Березан О.В. Хімія: довідник. Тернопіль.: Видавництво «Підручники і посібники», 2014. 640с.
6. Березан О.В. Дидактичні матеріали. Тернопіль, 2006.79с.
7. Богданова Л.Є. Інтерактивні технології навчання на урока хімії: Видавництво група «Основа», 2004.144с.
8. Бочеваров А.Д., Жикол О.А. Хімія у визначеннях, таблицях і схемах: Довідково-навчальний посібник. Х.: Ранок, 1998.128с.
9. Буринська Н.М. Хімія: підручник для школярів 8 кл. Ірпінь: ВТФ «Перун». 2008.198с.
- 10.Буринська Н.М. Хімія: підручник для школярів 9 кл. Ірпінь: ВТФ «Перун». 2000.157с.
- 11.Буймістер Л.В. Довідник з хімії. Кам'янець-Подільський: Абетка, 2011. 128с.
- 12.Буймістер Л.В. Хімія: довідник+тести. Кам'янець -Подільський: Абетка, 2010.252с.
- 13.Василега Д.М. Цікава хімія. К.:Рад.шк.,1989.188с.
- 14.Вороненко Т.І. Хімія щодня. Це треба знати кожному.К.: Шк.світ, 2011. 128с.
- 15.Глінка В.М. Неорганічна хімія. – Київ: Вища школа, 1983. 667 с.
- 16.Гін А. О. Прийоми педагогічної техніки: Свобода вибору. Діяльність. Зворотний зв'язок. Ідеальність: посібник для вчителя 13-е видання. Х.: Вид. група «Основа», 2015.112 с.
- 17.Григорович О.В.Хімія: інтерактивний довідник-практикум. Видавництво «Ранок», Харків: Веста, 2021.416с.
- 18.Григорович О.В. Хімія : підручник для 8 класа - Х.: Видавництво «Ранок», 2016. 256с.
- 19.Григорович О.В. Мареха Б.А. Мацаков О.Ю, Хімія: посібник. Харків: Веста, 2012. 416с.
- 20.Гриньова М.В. Хімія: довідник для абітурієнтівта школярів.Видавництво «Літера», 2018.464с.
- 21.Гройсман І.А. Хімія. Закони, схеми, формули, рівняння. Довідкове видання; К: ТОВ «Логос», 1997.127с.
- 22.Ерстенюк А.М. Навчально-методичний посібник з хімії. Івано-Франківськ, 2012.370с.
- 23.Задорожний К.М. Викладання хімії в профільних класах. Випуск 1. Харків видавнича група «Основа», 2007. 160с.

- 24.Ковальчук І.С., Гончарук С.В., Гирина Н.П. Неорганічна хімія: навчально-методичний посібник. К.: ВСВ «Медицина», 2017. 80с.
- 25.Котляр З.В. Хімія елементів. К.: Вид.дім «Перше вересня», 2016.-224с.
- 26.Леветін Є.Я., Бризицька А.М., Ключєва Р.Г. Загальна та неорганічна хімія.Харків: НФаУ: Золоті сторінки, 2017.512с.
- 27.Леєнсон І.А. Дивовижна хімія.: Ранок, 2011. 176с.
- 28.Попель П.П. Крикля Л.С. Хімія: підручник. К.: ВЦ «Академія», 2010.208с.
- 29.Смалю Ю. Цікава хімія. Життєпис речовин. Львів: Вид-во Старого Лева, 2016.- 112с.
- 30.Степаненко О.М. Рейтер Ледовських В.М. Загальна та неорганічна хімія, К.: Пед. преса 2000. 784с.
- 31.Рейтер Л.Г.,Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. К.: Вид-во «Каравела» 2003. 344с.
32. Романишина Л.М. Тести та завдання для підготовки до вступу до ЗНО. Тернопіль:«Підручники та посібники», 2010. 368с.
- 33.Задорожний К.М. Викладання хімії в профільних класах. Випуск 1. Харків Видавнича група «Основа» 2007.160с.
- 34.Слободяник М.С. Хімія: Навчальний посібник.К.:Либідь, 2003. 352с.
- 35.Сухан В.В. Хімія: посібник для вступників до вузів. К.: Либідь, 1993.408 с.
- 36.Харлампович Г.Д., Семенов А.С., Попов В.А. Багатогранна хімія. М.: Просвіта,1992.159с.
- 37.Хомченко В.М. Хімія для вступників до вузів. Київ: Вища школа, 1992. 367с.
- 38.Хмеляр І.М., Романишина Л.М. Дидактичний матеріал з неорганічної хімії. Тернопіль,«Астон», 2002.156с.
- 39.Федоров А.С. Творці науки про метали. М.:Наука, 1980.22с.
- 40.Яковішин Л.О. Цікаві досліди з хімії. Севастополь, Біблекс, 2006.176с.
- 41.Ярошенко О.Г. Хімія: підручник 10 кл. К.:Вид-во«Грамота», 2011.223с.
- 42.Ярошенко О.Г. Хімія: довідник. Вид-во«Абетка», 2020.404с.

