

## Лекція. 13.

### Тема. ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ.

**Мета.** Ознайомитися із основними фізичними та хімічними властивостями і способами отримання металів, їх класифікацією.

#### Вступ.

У наш час для виготовлення машин і приладів застосовують переважно металеві матеріали, до яких належать метали, стопи металів з іншими металами та металів з неметалами. Хіміку необхідно бути обізнаним у властивостях металів. Дуже важливого значення набувають знання таких загальних закономірностей, як періодичність змінювання властивостей металічних елементів та їх сполук, залежність властивостей металів від типів і особливостей хімічного зв'язку в металах і сплавах на їх основі. Згадані закономірності є предметом вивчення теми «Загальний огляд металів».

#### План.

1. Метали в природі та способи їх добування
2. Будова металів та їхні фізичні властивості
3. Стопи металів.
4. Хімічні властивості металів.

#### Зміст лекції.

Метали – це речовини, які характеризуються металічним блиском, тепло-провідністю, електропровідністю, пластичністю. Всі метали, за винятком ртуті, при кімнатній температурі – тверді речовини. Температура плавлення металів знаходиться в межах від -38,7°C для ртуті до 3380°C – для вольф-фраму.

Метали мають високу здатність поглинати світло і тому, навіть у дуже тонких шарах, непрозорі. Проте, гладкий та чистий шар поверхні добре від-биває світло і надає їм характерного металевого блиску. Більшість металів має білий та сірий колір. Тільки мідь та золото мають жовтий колір. Деякі метали мають сірий колір із слабким синюватим, жовтуватим або черво-нуватим відтінком. У твердому стані всі метали мають кристалічну форму. У пароподібному стані метали одноатомні.

За питомою вагою метали поділяють на *легкі* – питома вага < 5 г/см<sup>3</sup> та *важкі*. Існує ще один поділ металів на *чорні* і *кольорові*.

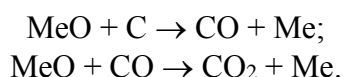
### 1. Метали в природі та способи їх добування

У природі метали знаходяться як у вільному стані (Cu, Au, Ag, Hg, Pt) так і у вигляді різноманітних сполук – оксидів, сульфідів, карбонатів, сульфатів, фосфатів, хлоридів, нітратів та інших сполук. На практиці ті сполуки та міне-рали мають цінність, з яких промисловість просто і без великих затрат може отримати чистий метал.

При добуванні металів із руд та мінералів використовують різноманітні шляхи їх відновлення:

**Відновлення із оксидів** відбувається при високій температурі із застосу-ванням відновників. Для одержання заліза із залізної руди використовується вуглець.

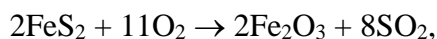
**Із оксидів** відновлення вуглецем (деревне вугілля, кокс) відбувається за схемою:



Відновником можуть бути водень, алюміній, кальцій, натрій, які мають велику здатність приєднувати кисень, наприклад:

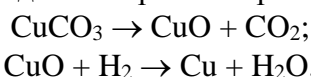


**Із сульфідів** одержання металів проходить у два етапи: спочатку сульфід випалюють і переводять їх у оксиди:



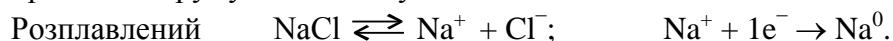
а потім отриманий оксид відновлюють по технології одержання із оксидів.

**Із карбонатів** спочатку розкладають карбонат при нагріванні до оксиду:



Аналогічними діями можуть бути одержані різні метали із різних природних сполук.

**Методом електролізу** добуваються активні метали, лужні, лужноземельні, алюміній, магній та ін., а також дуже чисті метали. Для металів середньої активності можуть бути використані розчини солей. Лужні, лужноземельні метали, алюміній і магній добувають при електролізі розплавів (розплавлених солей). При пропусканні постійного електричного струму іони металу виділяються на катоді.



**Метод термічної дисоціації** використовується для одержання деяких металів, наприклад, із карбонілу нікелю можна отримати нікель, а із тетраїодиду цирконію – цирконій при нагріванні за реакцією:



Для важкоплавких металів використовують технології отримання їх у вигляді порошку або губчатому стані із подальшим пресуванням при високій температурі. При отриманні різних сплавів використовується також метало-керамічний метод.

## 2. Будова металів та їхні фізичні властивості

При вивченні загальних властивостей металів слід звернути увагу на особливості їх внутрішньої структури у твердому стані.

Металічна решітка має таку особливість, що у її вузлах знаходяться і атоми, й іони металу, тобто існує рівновага, яка може схематично відповідати такому рівнянню:



Валентні електрони у металічній решітці знаходяться у відносно вільному стані і не закріплені строго до кожного атома, утворюючи так званий **електронний газ**. Тобто кристалічна решітка металу складається із позитивних іонів металу, а проміжки між іонами заповнюються електронами подібно молекулам газу. При наявності різниці температур або під впливом зовнішньої різниці потенціалів ці електрони легко переміщуються і проводять теплоту та електричний струм без зміщення матеріальних частинок. У пароподібному стані метали проводять електричний струм тільки в іонізованому вигляді. Характерно те, що при підвищенні температури електропровідність металів знижується завдяки тому, що зростає їх об'ємний опір. Це пов'язане зі зменшенням вільного пересування електронів у проміжках між атомами внаслідок посилення коливання іонів у металічній решітці зменшення простору між ними. Практично метали у розплавленому вигляді є гіршими провідниками електричного струму ніж, у твердому стані.

При нагріванні або опроміненні металів (навіть при дії фотонів) енергія електронів зростає, внаслідок чого вони можуть навіть легко випромінюватися (поява катодних променів та фотоелектронної емісії, що використовується у радіотехніці, в електронних трубках та вимірюванні інтенсивності

світла за допомогою фотоелементів).

Таким чином, металічна решітка – це фактично іонна решітка, у вершинах якої знаходяться однойменні позитивні іони, взаємне відштовхування яких компенсується не протилежно зарядженими аніонами, а спільним зусиллям вільних електронів. Металічний зв'язок є як і не класичним іонним зв'язком, так і не ковалентним зв'язком, що утворюється в молекулах неметалів.

Розчинення металів може здійснюватись тільки при їх перетворенні у водорозчинні сполуки, тобто хімічним шляхом.

Деякі метали можуть розчинятись у рідкій ртуті (срібло, золото), утворюючи так звані **амальгами**.

Метали здатні утворювати між собою як суміші, так і інтерметалічні сполуки (інтерметалічні фази), які мають певний склад, наприклад,  $\text{CuZn}$ ,  $\text{Cu}_5\text{Zn}_8$ ,  $\text{CuZn}_3$ , склад яких важко пояснити з точки зору валентності.

Для одержання картини зміни властивостей металу з температурою використовують криві охолодження, які одержуються при вивченні швидкості охолодження. Попередньо нагрітій речовині дають охолоджуватись і час від часу заміряють температуру. Результати наносяться на діаграму, на якій на осі абсцис відкладають час, на осі ординат – температуру.

Якщо у системі при охолодженні не проходить ніяких внутрішніх змін, що супроводжуються виділенням теплоти, то зниження температури проходить поступово (крива А на рис. 1).

Якщо ж у системі проходять якісь зміни, то спостерігається тимчасова затримка у охолодженні системи, викликана фазовими переходами.

За допомогою термічного аналізу по кривих охолодження у сплавах можливо дослідити склад сполук, які можуть утворюватись між складовими частинами сплавів. На кривих охолодження чистих металів утворюються горизонтальні полички, які відповідають утворенню кристалів металу (тобто перехід з рідкої фази у тверду). У випадку сплавів спостерігається зміна концентрації і відповідно поступове пониження температури затвердіння.

Розглянемо на прикладі такої відомої речовини як вода, які зміни будуть проходити при її поступовому

Охолодженні. Так, при охолодженні нагрітої до  $150^\circ\text{C}$  водяної пари, при температурі  $100^\circ\text{C}$  спостерігається

затримка на кривій охолодження внаслідок утворення

рідкої фази води, що супроводжується виділенням теплоти (крива Б). При подальшому охолодженні йде поступовий спад температури аж до температури  $0^\circ\text{C}$ , коли при утворенні кристаликів льоду знову виділяється теплота і спад на кривій охолодження зупиняється до повної кристалізації води. Подальше охолодження льоду знову буде йти поступово.

Крива охолодження рідкого заліза має складніший характер (див. рис. 2). Перша зупинка спаду температури має місце при його переході у твердий стан при  $1539^\circ\text{C}$ . Наявність ще трьох зупинок на кривій охолодження показує, що у твердому залізі проходять ще якісь процеси з виділенням теплоти, а саме: процеси переходу однієї в іншу чотирьох алотропних модифікацій заліза -  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$  та  $\delta$ . Крім того, крива охолодження показує і температурні області їх стійкого існування. Більш

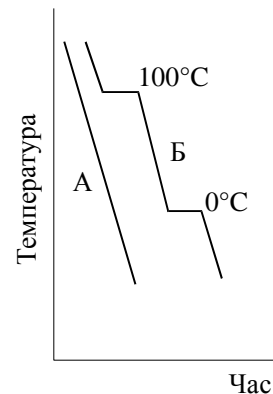
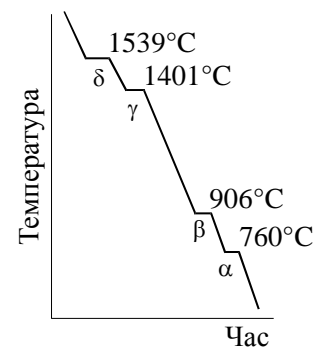


Рис. 1. Схема кривих охолодження



детальне вивчення показало, що такі алотропні модифікації заліза дійсно існують.

Рис. 2. Крива охолодження заліза

Для вивчення систем, що складаються із двох речовин складають діаграми склад – властивість. Скажімо, при вивченні твердості сплавів на осі абсцис відкладають склад (наприклад, у %), а на осі ординат – твердість і отримують зміну властивості в залежності від складу сплаву. На рис. 3 показана зміна твердості сплаву Mg-Cd (а) та термічного розширення сплаву Fe-Ni (б) в залежності від складу. Таким шляхом можуть бути вивчені фізичні та механічні параметри сплавів, такі як електропровідність, міцність, твердість, пластичність, пружність та інші і вибрати оптимальний склад для отримання матеріалу з відповідними властивостями.

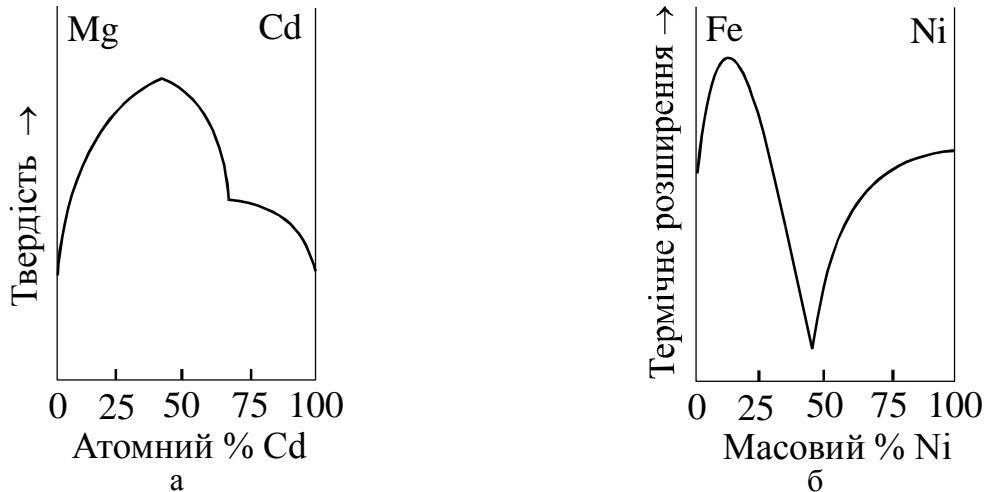


Рис. 3. Зміна характеристик сплавів в залежності від складу

**Кристали.** Взагалі при переході речовини із рідкого стану у твердий відбувається виділення речовини у вигляді більш-менш великих частинок – кристалів, або безформної аморфної маси (клеї, каучук та інші). Форма кристалів твердої речовини залежить від природи речовини та від умов, у яких проходить перехід у твердий стан. У твердому стані основою структури речовини є кристал.

Найменший можливий об'єм кристалічної решітки твердої речовини, яка відтворює особливості її структури, характеризується елементарною коміркою (рис. 4а). Увесь кристал може бути одержаний простим складанням елементарних комірок однієї до іншої по всіх трьох напрямках у просторі (див. рис. 4б, в).

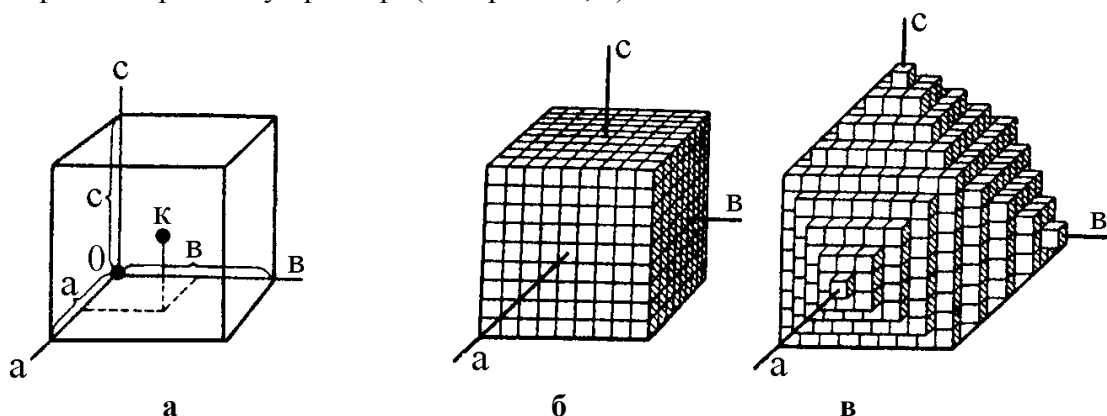


Рис. 4. Елементарна комірка (а) та схема побудови кристалів (б, в)

Величина відстані між ядрами атомів у кристалічних решітках дає можливість визначити величини радіусів іонів та атомів. Якщо у вершинах решітки знаходяться

одинакові атоми, то відстань між ними у кристалі дорівнює сумі їх радіусів, тобто радіус атома дорівнює половині цієї відстані.

Заповнення кристалічних решіток атомами, молекулами та іонами відбувається за умови максимально щільної упаковки, тобто атоми, іони та молекули заповнюють простір із мінімальним об'ємом (рис. 5).

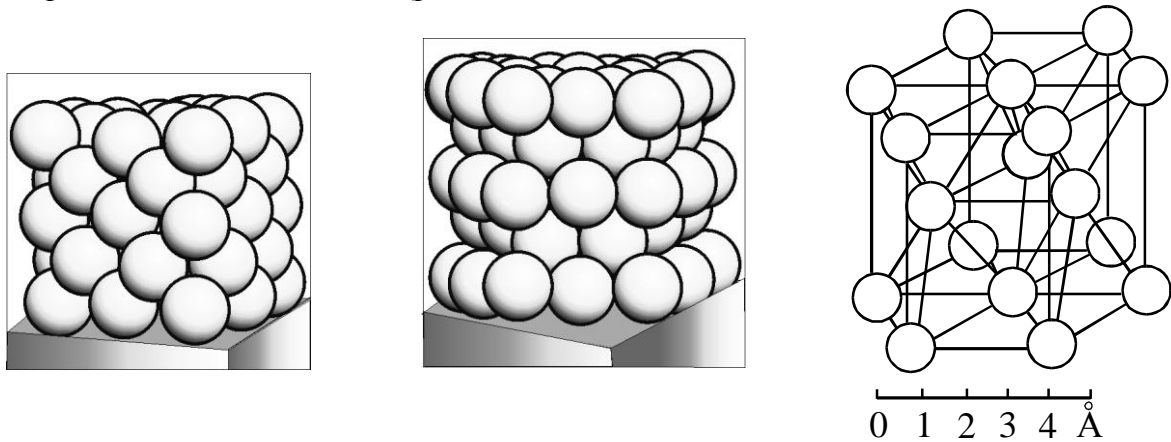


Рис. 5. Максимально щільні упаковки шарів. Решітка металічного магнію

Структуру твердих тіл вивчає наука кристалографія, згідно з якою всі різновиди кристалів класифікують на шість кристалічних систем та 32 класи. Причому зовнішня форма кристалів характеризується меншою або більшою симетричністю. Елементами симетрії кристалів твердої речовини є його центр, площини та осі.

Найбільш характерною особливістю кристалів є анізотропія, тобто неоднаковість їх властивостей (міцності, теплопровідності, швидкості розчинення та ін.) в різних напрямках. Зокрема, цим же, а саме різною швидкістю росту окремих граней, обумовлена і різноманітність кристалічних форм, із яких деякі найпростіші показані на рис. 6.

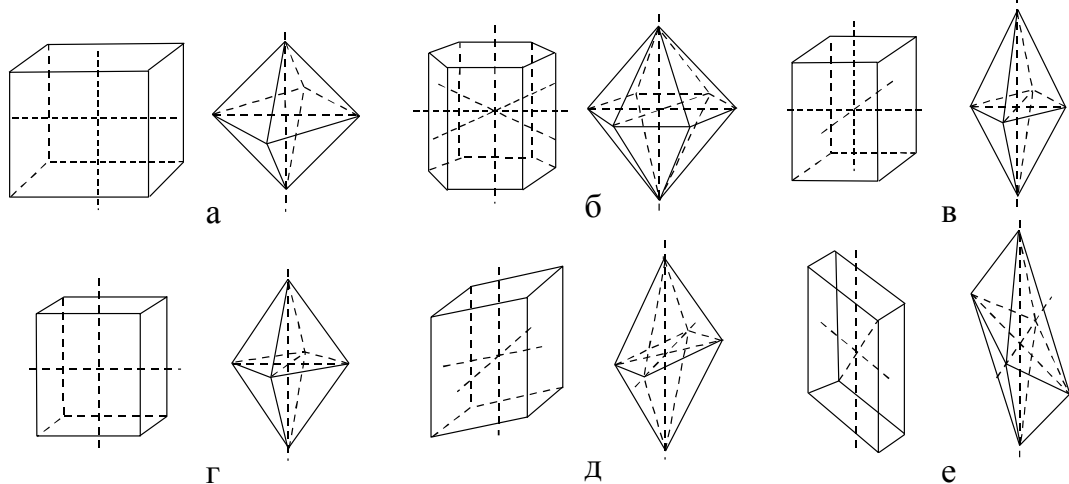


Рис. 6. Призматичні та пірамідальні форми кристалів

Щодо металів, то найбільш розповсюджені типи решіток подано на рис. 7.

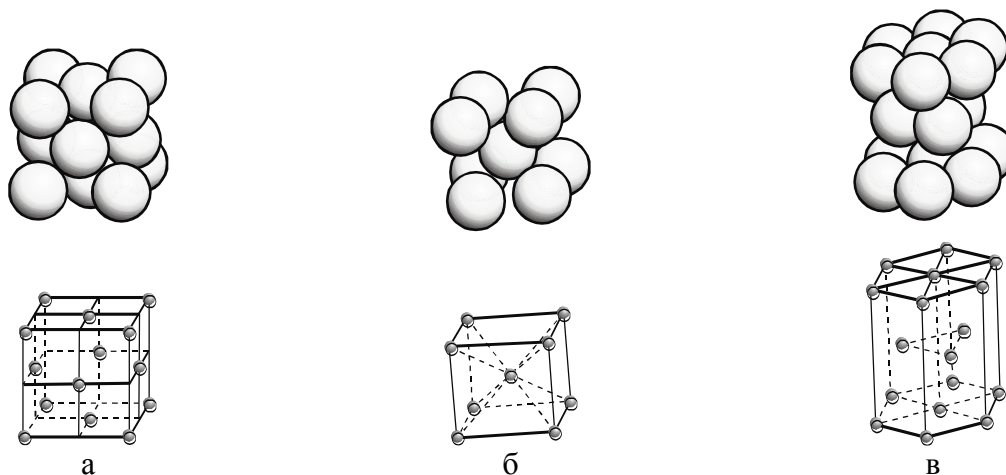


Рис. 7. Типи решіток кристалів металів

Відсутність строго направлених зв'язків між атомами металів дає можливість розміщення у металічній решітці двох або більше елементів, які розташовуються у визначеному порядку, утворюючи інтерметалічні структури.

### 3. Стопи металів

При змішуванні різних металів у розплавленому стані, атоми основного компонента можуть бути заміщені атомами іншого або декількох елементів без зміни кристалічної решітки, утворюючи тверді розчини.

Металічні матеріали, що містять два або більше видів атомів і мають характерні властивості металів (металічний блиск, теплопровідність, електропровідність), називають **сплавами**. Фізичні та механічні властивості сплавів відрізняються від властивостей металу, на основі якого утворюється сплав.

У розплавленому стані метали добре розчиняються один в одному і, як правило, без обмежень. Такі суміші під час твердіння утворюють субмікро-скопічні кристали, тобто сплави, які мають характер твердих розчинів. Часто у цих розчинах може утворюватись цілий ряд гетерогенних зон, що свідчить про обмежену їх розчинність. При розчиненні у ртуті метали утворюють так звані амальгами.

На практиці розрізняють три види сплавів металів: тверді розчини, розчини які мають характер хімічних сполук металів, суміш кристалів різних металів (евтектики).

**Тверді розчини металів** утворюються трьома шляхами входження компонентів у кристалічну решітку основного металу (рис. 8а):

- **тверді розчини вкорінення**, коли іони металу додатково входять у міжряддя кристалу іншого (рис. 8б). Це можливо у тих випадках коли розміри іонів одного металу співпадають із розмірами пустот у кристалічній решітці іншого;
- **тверді розчини заміщення** (субституція) – іони одного металу заміщують іони іншого у металічній решітці (рис. 8в). Це можливо при близьких розмірах іонів металів, що утворюють сплав та схожих властивостях (наприклад, сплави золота із сріблом, нікелю із залізом);
- **суперпозиція** – кристалічна решітка одного металу входить у кристалічну решітку іншого (рис. 8г).

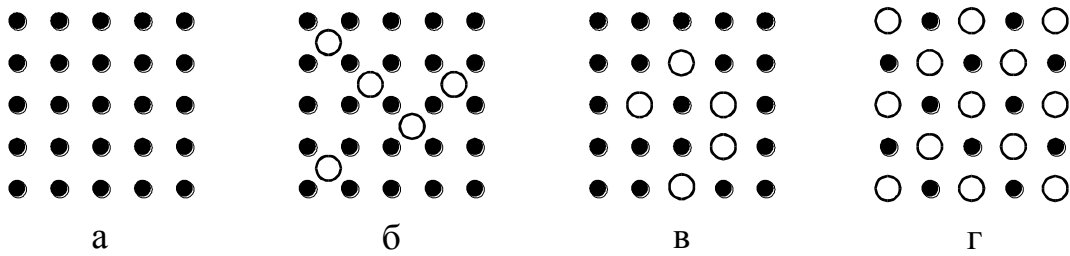


Рис. 8. Формування елементарної кристалічної решітки сплавів

Різноманітність способів отримання сплавів дає можливість їх виробництва із заданими властивостями.

На практиці широко використовуються сплави на основі заліза, міді, нікелю та інших металів. Фізичні властивості сплавів істотно відрізняються від властивостей чистого металу, на основі якого отримують сплав. Додавлені до основного металу атоми можуть утворювати більш “жорсткі” локалізовані зв’язки, і ковзання шарів атомів металів зменшується. Це призводить до зменшення ковкості та збільшення твердості сплавів.

Так, міцність заліза збільшується у 10 разів при додаванні 1% вуглецю, нікелю або марганцю. У латуні, яка містить 65-70% хрому та 30-35% цинку, міцність у 2 рази більша, ніж у чистої міді і у 4 рази більша, ніж у чистого цинку.

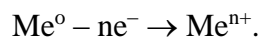
У той же час електропровідність сплавів менша, ніж у чистого металу: 100%-на мідь має електропровідність  $5,3 \cdot 10^5 \text{ Ом/см}^{-1}$  а наявність в ній 4,2% цинку зменшує електропровідність до  $0,56 \cdot 10^5 \text{ Ом/см}^{-1}$ , тобто майже у 10 разів. Тому промисловість виготовляє дуже багато різновидів сплавів різних металів із заданими властивостями.

#### 4. Хімічні властивості металів

Вивчаючи будову атомів металів, ми спостерігали, що всі вони мають на зовнішньому енергетичному рівні невелику кількість електронів і для них характерна здатність тільки віддавати електрони при утворенні сполук.

У сполуках метали завжди мають позитивний ступінь окислення.

При утворенні сполук атоми металів віддають електрони, виявляючи властивості відновника:



Здатність віддавати електрони у різних металів різна і залежить від будови атома металу, його розміру. Чим легше метал віддає електрони, тим він активніший. Кількісною характеристикою здатності металу віддавати електрон є потенціал іонізації.

Під **потенціалом іонізації** розуміють ту мінімальну напругу електричного поля (у вольтах), при якій електрон отримує таке прискорення, що здатний викликати іонізацію атома. Для порівняння розглянемо залежність величини потенціалу іонізації від розміру атома на прикладі елементів першої групи періодичної системи.

Таблиця 1

Радіуси атомів та потенціали іонізації металів 1 групи

| Елемент | Заряд ядра | Радіус атома, $\text{\AA}$ | Потенціал іонізації, В | Елемент | Заряд ядра | Радіус атома, $\text{\AA}$ | Потенціал іонізації, В |
|---------|------------|----------------------------|------------------------|---------|------------|----------------------------|------------------------|
| K       | + 19       | 2,36                       | 4,33                   | Cu Ag   | + 29       | 1,28                       | 7,72                   |
| Rb      | + 37       | 2,48                       | 4,18                   | Au      | + 47       | 1,44                       | 7,57                   |
| Cs      | + 55       | 2,68                       | 3,83                   |         | + 79       | 1,44                       | 9,22                   |

Як бачимо з таблиці, у металів підгрупи 1В, що знаходяться у тих же періодах, як і відповідні лужні метали (К та Cu, Rb та Ag, Cs та Au), позитивний заряд ядра значно більший, ніж у відповідних лужних металів, і валентні електрони сильніше притягуються ядром, що призводить до значного зменшення їх хімічної активності.

Активність металів у водних розчинах характеризується **стандартним іонізаційним електродним потенціалом** і може бути визначена кількісно з використанням стандартного водневого електрода, потенціал якого прийнято за  $\pm 0$ . За цією властивістю метали розташовані у **ряд активності металів або ряд напруг**.

Чим більш негативний стандартний потенціал металу, тим він легше віддає електрони і перетворюється у позитивний іон. Благородні метали мають позитивний стандартний потенціал.

У водному розчині метали за активністю розташовані у такій послідовності:

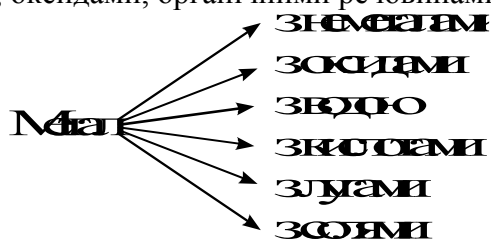
Li . . Rb . . K . . Sr . . Ca . . Na . . Mg . . Al . . Mn . . Zn . . Cr . . Fe . . Cd Co . . Ni . .  
Sn . . Pb . . **H** . . Sb . . Bi . . Cu . . Hg . . Ag . . Pd . . Pt . . Au

Кожний метал, що знаходиться у ряду активності лівіше, витісняє з розчинів сполук метали, що розташовані правіше від нього.

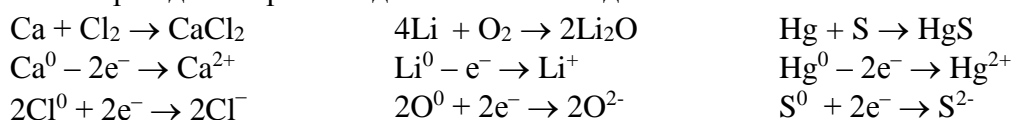
Тільки метали, що стоять до водню, можуть витіснити його із розведених кислот.

В той же час, чим лівіше знаходиться метал у ряді напруг, тим слабше його іон буде притягувати електрон і тим важче відновити із сполук до вільного стану іон.

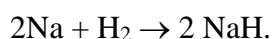
За хімічними властивостями метали здатні взаємодіяти з неметалами, водою, кислотами, лугами, солями, оксидами, органічними речовинами.



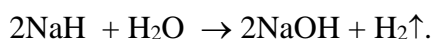
**Взаємодія з неметалами.** У всіх випадках утворення сполук з неметалами відбувається перехід електронів від атомів металів до атомів неметалів:



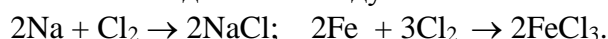
**Гідриди** – це сполуки металів з воднем. Лужні та лужноземельні метали утворюють їх при безпосередній взаємодії з воднем:



Ступінь окислення водню в гідрідах – -1. Гідріди при взаємодії з водою виділяють водень:



**Галогеніди** металів – це солі галогеноводневих кислот. Галогеніди металів – полярні молекули. Для металів 1, 2 групи добре розчинні у воді. Галогеніди утворюються при безпосередній взаємодії металів з галогенами, галогеноводневих кислот з металами. У середовищі галогена метали взаємодіють з ним дуже активно.



**Оксиди** металів переважно мають основний характер. Деякі оксиди амфотерні, до них відносяться оксиди алюмінію, цинку, свинцю (II), хрому (III).

Оксиди можуть бути одержані із елементів, при розкладі солей та гідроксидів, випалюванні сульфідів металів.

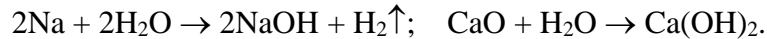
Метали на повітрі, як правило, покриваються плівкою оксиду. Якщо вона не щільно покриває поверхню, то не захищає метал від руйнування, йде процес хімічної корозії. Деякі метали утворюють дуже щільну плівку оксиду, яка не дає кисню повітря та іншим



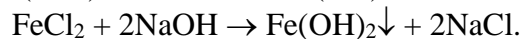
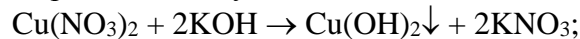
окисникам проникати через неї і захищає метал від корозії. Наприклад, алюміній внаслідок утворення оксидної плівки  $Al_2O_3$  не підлягає корозії на повітрі та у воді.

**Гідроксиди** більшості металів мають основні властивості. Гідроксиди по-різному розчиняються у воді. Розчинні у воді гідроксиди лужних та лужно-земельних металів називають лугами. Гідроксиди алюмінію, цинку, хрому (III) та свинцю (II) мають амфотерний характер.

Гідроксиди активних металів утворюються при взаємодії металів з водою, основних оксидів з водою.



Нерозчинні у воді гідроксиди менш активних металів одержують при взаємодії лугів із солями при проходженні реакції обміну:



**Солі** металів дуже різноманітні. Метали входять до складу середніх, кис-лих, основних, подвійних та комплексних солей. Існує багато різноманітних способів їх одержання та використання.

**Взаємодія з оксидами.** Більш активні метали можуть витіснити із оксиду менш активний метал. Як правило, ці реакції проходять при нагріванні (мета-лотермія). Так, більш активний метал алюміній може витіснити із оксиду залізо:

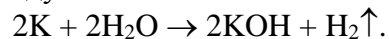


Для початку цієї реакції необхідне нагрівання, потім вона йде самостійно за рахунок виділення великої кількості теплоти. Це реакція алюмінотермічно-го одержання заліза. Алюміній використовується для одержання із оксидів Cr, Mn, V та ін. металів.

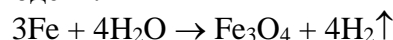
Суміш “терміт” використовується для зварювання окремих сталевих деталей і складається із порошку алюмінію та  $Fe_3O_4$ . При спалюванні “терміту” починається реакція з дуже великою кількістю теплоти, яка плавить метал:



**Взаємодія з водою** лужних та лужноземельних металів проходить з виділенням водню та утворення гідроксиду:



Менш активні метали з водою взаємодіють при високій температурі з утворенням оксидів та водню. Так, при нагріванні заліза до температури червоного кольору утворюється суміш оксидів та водень:



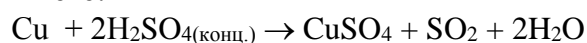
**Взаємодія з кислотами.** При вивченні хімічних властивостей металів особливу увагу слід звернути на їх взаємодію з такими сильними кислотами, як азотна та концентрована сірчана.

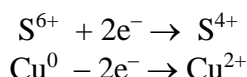
Реакції взаємодії з кислотами слід розділити на дві групи: а) з розведеними мінеральними кислотами з виділенням водню; б) з концентрованими кислотами-окислювачами без виділення водню.

а) Метали, що стоять у ряду активності до водню, здатні витіснити його з кислот за реакцією:

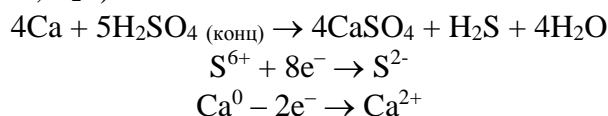


б) Кислоти, що проявляють сильні окислювальні властивості, такі як азотна, концентрована сірчана, суміш концентрованої азотної та соляної кислот, при взаємодії з металами водень не виділяється. Продуктами реакцій є відповідні солі, один із оксидів азоту або сірки та вода. Тобто в цих реакціях електрони металу переходять до іонів азоту або сірки у молекулах кислот і здійснюється процес їх відновлення із максимального ступеня окислення до нижчого.

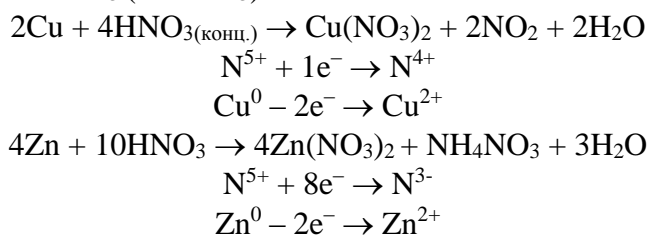




Більш активні метали можуть відновити сірку до ступеня окислення 0 ( $S^{6+} + 6e^{-} \rightarrow S^0$ ), або до 2 – ( $S^{6+} + 8e^{-} \rightarrow S^{2-}, H_2S$ ).



Азотна кислота в залежності від концентрації та активності металу утворює сіль, один із оксидів азоту та воду. Чим активніший метал та більш розведена азотна кислота, тим більше йде відновлення азоту у кислоті і, крім солі та води, можуть утворюватись  $NO_2, NO, N_2O, N_2$  і навіть  $NH_3 (NH_4NO_3)$ .

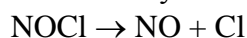


Суміш концентрованих азотної (1 частина) та соляної кислот (3 частини) (царська горілка) розчиняє і такі благородні метали як золото і платина.

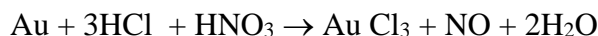
Окислення золота і платини проходить за рахунок дії атомарного хлору, який виділяється при реакції із утвореного хлористого нітрозилу  $NOCl$ :



У свою чергу, хлористий нітрозил розкладається з утворення атомарного хлору, який і здійснює в момент виділення окислення металу:

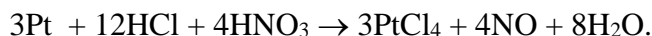


Сумарна реакція виглядає так:



При надлишку  $HCl$  може утворитись комплексна сполука  $H[AuCl_4]$ .

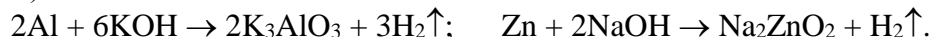
Аналогічним чином буде проходити реакція із  $Pt$  з утворенням  $PtCl_4$  або комплексної сполуки  $H_2[PtCl_6]$ :



Залізо при контакті з концентрованою азотною кислотою пасивується за рахунок утворення на поверхні тоненької непомітної плівки оксиду, яка захищає метал від взаємодії з нею, але при пошкодженні цієї плівки взаємодія проходить.

При паянні для очищення поверхні металу від плівки оксиду, поверхня обробляється розчином соляної кислоти. Інколи використовують хлорид амонію, який при дотику паяльника розкладається з виділенням хлористого водню, що очищає поверхню від оксидів ( $NH_4Cl \rightarrow NH_3 + HCl$ ).

З лугами взаємодіють метали, сполуки яких проявляють амфотерні властивості ( $Al, Zn, Sn, Cr, Pb$ ). Реакція іде з виділенням водню:



**З солями** проходить реакція витіснення менш активного металу більш активним:

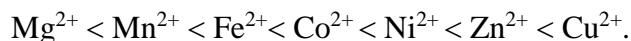


У техніці ці реакції використовують для нанесення тонкої плівки менш активного металу на поверхню більш активного для захисту від корозії.

Для металів характерне утворення комплексних сполук, в яких іони металів являються центральними іонами. Особливо велику здатність утворювати комплексні сполуки проявляють метали, які мають невеликий радіус іона і в наслідок цього сильне електричне поле, яке дає можливість координувати навколо себе як протилежно

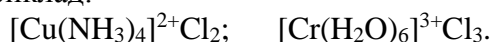
заряджені ліганди, так і нейтральні полярні мо-лекули (H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, CO, етилендіамін та функціональні групи органічних спо-лук, таких як аміно -NH<sub>2</sub>, ціано- CN, родано- SCN, нітрито- NO<sub>2</sub> та ін. Групи атомів, що мають вільну електронну пару).

Стійкість комплексних сполук показує, що чим менший радіус іона мета-лу і чим більший його заряд, тим більше проявляється його здатність до ком-плексоутворення. Для найбільш розповсюджених металів здатність до ком-плексоутворення зростає у такому порядку :

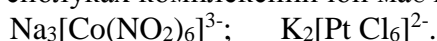


Стійкість комплексних сполук буде також залежати від заряду та дипо-льного моменту ліганду та радіусу його іону.

Метали можуть утворювати катіонні комплексні сполуки, в яких ком-плексний іон має позитивний заряд, наприклад:



У аніонних комплексних сполуках комплексний іон має негативний заряд:



У молекулярних комплексних сполуках утворюються нейтральні ком-плексні сполуки:



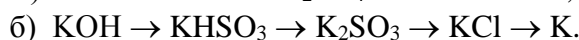
## Література.

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – Москва: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.
2. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навчальний посібник. [для студ. інженер.–техн. спец. вищ. навч. закл.] / Віктор Іванович Кириченко; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №14/18.2–1285 від 03.06.2005]. – Київ: Вища шк., 2005. –639с.: іл., 83 рис., 80 табл. – Інформаційне середовище: на поч. розд. – Контрол. запитання: після розд. – Структурно-логічні схеми: після розд. – Бібліогр.: с. 635 (22 назви). – ISBN 966-642-182-8.
3. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навчальний посібник / Михалічко Борис Миронович; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 1.4/18-Г-1180 від 22.11.2006]. – Київ: Знання, 2009. – 548 с. - Бібліогр.: с. 511 (21 назва). – Предм. покажч.: с. 543–548. – ISBN 978-966-346-712-2.
4. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /М.Е.Тамм, Ю.Д.Третьяков; - М.: Издательский центр «Академия», 2004.-240 с. ISBN 5-7695-1446-9.
5. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004.-368 с. ISBN 5-7695-1436-9.
6. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.1 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-352 с. ISBN 5-7695-2532-0.
7. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.2 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-400 с. ISBN 5-7695-2533-9.

8. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах: Підручник. Частина II [для студ. вищ. навч. закл.] / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 212 від 03.06.1999]. – Київ: Пед. преса, 2000. – 784с.: іл., 125 рис., 63 табл. – Бібліогр.: с. 771 (28 назв). – Імен. покажч.: с.772–773. – Предметн. покажч.: с.774–783. – ISBN 955-7320-13-8.
9. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник [для студ. вищ. навч. закл.] / Неоніла Володимирівна Романова; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №13710594 від 30.06.1995]. – Київ: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2004. – 480с.: 54 рис., 30 табл. – Бібліогр.: с. 465 (25 назв). – Імен. покажч.: с. 466–467. – Предм. покажч.: с. 468–477. – ISBN 966-569-106-6.
10. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.
11. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедєв.– Суми: Сумський державний університет, 2011. – 349 с. ISBN 978-966-657-338-7.
12. Методичні вказівки до практичних робіт з загальної хімії (для студентів усіх спеціальностей) (Уклад.: Т.М.Волох, Н.М.Максименко, В.В.Приседський, Л.І.Рубльова, С.Г.Шейко; Під ред. В.В.Приседського. – Донецьк: ДонНТУ, 2005. – 183 с.
13. Буря О.І., Повхан М.Ф., Чигвінцева О.П., Антрапцева Н.М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Дніпропетровськ: Наука і освіта, 2002. – 306 с.

### Запитання для самоперевірки.

1. Напишіть рівняння реакцій, які необхідно провести для здійснення пе-ретворень:



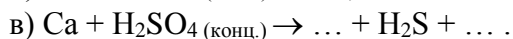
Рівняння реакцій, що проходять у розчинах, напишіть у іонній та скоро-ченій іонній формах.

2. Як змінюються відновна здатність металів і окислювальна здатність їх іонів в ряду напружень? Поясніть на конкретних прикладах, якими реакці-ями можна скористатися для вивчення порівняльної активності металів.

3. Напишіть електронні та графічні електронні формули атомів натрію, калію та рубідію.

4. Поясніть, чи буде реагувати залізо з водними розчинами наступних електролітів: а) 1 М КСl; б) 1 М  $\text{MnSO}_4$ ; в) 1 М  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ; г) 1 М  $\text{ZnSO}_4$ .

5. Методом електронного балансу підберіть коефіцієнти в схемах реакцій взаємодії металів с кислотами:



6. У сполуці калію з киснем масова частка металу складає 44,8%. Скла-діть формулу цієї сполуки.