

[Підготовка до занять >](#)**Тема №19: Металічні елементи та їх сполуки. Лужні елементи****Тема: Металічні елементи та їх сполуки. Лужні елементи****Актуальність теми**

Метали (від грец. *métallon* — шахта, кар'єр, добування з надр землі) — клас хімічних елементів і речовин з наступними хімічними і фізичними властивостями: добре проводять електрику і тепло, непрозорі, але можуть відбивати світло (мають металічний блиск); ковкі, що дозволяє надавати виробам з них потрібної форми і розвальцьовувати у плоскі пластинки, пластичні, що дає можливість витягати їх у тонкий дріт.

В стародавні часи і в середні віки вважалося, що існує лише сім металів: золото, срібло, мідь, олово, свинець, залізо, ртуть. За уявленнями алхіміків, метали зароджувалися в земних надрах під впливом променів планет і поступово у край повільно удосконалювалися, перетворюючись на срібло і золото. Алхіміки вважали, що метали — речовини складні, що складаються з «металічного начала» (ртуті) і «начала горючості» (сірки). На початку 18 століття набула поширення гіпотеза, за якою метали складаються із землі і «вогняної субстанції» — флогістону.

В кінці 18 століття А. Л. Лавуазьє спростував гіпотезу флогістону і показав, що метали — прості речовини. У 1789 Лавуазьє у посібнику з хімії дав список простих речовин, в який включив всі відомі тоді 17 металів (Sb, Ag, As, Bi, Co, Cu, Sn, Fe, Mn, Hg, Mo, Ni, Au, Pt, Pb, W, Zn). У міру розвитку методів хімічного дослідження число відомих металів зростало. У першій половині 19 століття були відкриті елементи супутники платини — платиноїди, отримано шляхом електролізу деякі лужні і лужноземельні метали, відкриті невідомі метали при хімічному аналізі мінералів.

У 1860-63 роках методом спектрального аналізу були відкриті Cs, Rb, Tl, In. Відкриття радіоактивності наприкінці 19 ст. дало поштовх успішним пошукам природних радіоактивних металів. І, нарешті, методом ядерних перетворень починаючи з середини 20 століття штучно отримано радіоактивні метали, зокрема, трансуранові елементи.

Метали і їх сплави — одні з головних конструкційних матеріалів сучасної цивілізації. Це визначається насамперед їх високими міцністю, жорсткістю та іншими механічними властивостями, технологічністю у переробці, відносною доступністю, однорідністю і непроникністю для рідин і газів, стійкістю до температурних впливів та впливів навколишнього середовища. Крім того, змінюючи рецептуру сплавів, можна впливати їх властивості у потрібному напрямку і в дуже широких межах.

Метали використовуються як хороші провідники електрики (мідь, алюміній), так і в якості матеріалів з підвищеним опором, котрі працюють при високих температурах: для резисторів, реостатів і електронагрівальних елементів (ніхром і т.п.)

Метали і їх сплави широко застосовуються для виготовлення інструментів (їх робочої частини). В основному це інструментальні сталі і тверді сплави

Знання даної теми необхідне для всебічного вивчення хімічної науки, а також розуміння основ хімії в практичній діяльності фельдшера.

**Цілі лекції****1. Навчальні цілі***Знати:*

- розташування металів в періодичній системі (II рівень засвоєння);
- внутрішню будову, класифікація, фізичні та хімічні властивості металів, а також основних їх сполук (II рівень засвоєння);
- загальну характеристику, поширення в природі, методи одержання, фізичні та хімічні властивості елементів ІА групи, а також основних їх сполук (II рівень засвоєння);
- біологічну роль лужних металів та лікарські засоби на основі їх сполук (II рівень засвоєння).

**2. Виховні цілі:**

- виховувати відповідальність за виконання своїх обов'язків фельдшера, уміння професійно підходити до діагностики, надання допомоги та лікування пацієнта.
- виховувати свідоме відношення до процесу навчання, організованості, дисциплінованості.

**3. Методична мета:**

Активізація розумової діяльності студентів на заняттях з хімії за допомогою комп'ютерних візуальних засобів.

**План та організаційна структура лекції**

№	Основні етапи лекції та їх зміст	Цілі в рівнях абстракції	Тип лекції, методи і засоби активізації студентів, обладнання	Розподіл часу

1.	<b><u>Підготовчий етап</u></b> Проведення організаційного моменту.  Визначення актуальності теми.		Відмітити відсутність звернути увагу на форму одягу студентів, підготовки аудиторії  Визначити значення теми „Металічні елементи та їх сполуки. Лужні елементи” для опанування професії фельдшера.	3 хв.
2.	<b><u>Основний етап</u></b> План викладання лекційного матеріалу:  1. Розташування металів в періодичній системі. 2. Внутрішня будова металів. 3. Класифікація металів. 4. Фізичні властивості металів. 5. Хімічні властивості. 6. Оксиди та гідроксиди металів. 7. Одержання металів із руди. 8. Загальна характеристика елементів ІА групи. 9. Поширення в природі. 10. Одержання. 11. Фізичні та хімічні властивості. 12. Сполуки лужних металів. 13. Використання лужних металів та їх сполук. 14. Біологічна роль лужних металів. 15. Лікарські засоби.	II рівень	Тематична лекція із застосуванням комп'ютерних технологій.	75 хв.
3.	<b><u>Заключний етап</u></b>  1. Резюме лекції, загальні висновки. 2. Відповіді на можливі запитання. 3. Завдання для самопідготовки студентів.			2 хв.

### Міждисциплінарна інтеграція

Дисципліни	Знати	Вміти
<b>1. Забезпечуючі дисципліни</b>		
Українська мова	Правила складання назв неорганічних	Утворити назви неорганічних

	речовин	речовин
<b>2. Наступні дисципліни</b>		
Біонеорганічна хімія	Положення елементів ІА групи в періодичній системі. Властивості елементів ІА групи та їх сполук.	Знаходити основні характеристики елементів ІА групи та утворених ними сполук, користуючись періодичною системою.
Біоорганічна хімія	Вплив окремих сполук елементів ІА групи на організм людини.	Основні фізичні та хімічні властивості елементів ІА групи.
<b>3. Внутрішньопредметна інтеграція</b>		
Неорганічна хімія	Закономірності змін фізичних та хімічних властивостей елементів ІА групи та їх сполук згідно їх положення в періодичній системі	Характеризувати фізичні та хімічні властивості елементів ІА групи та їх сполук, а також методи їх добування

### Зміст лекційного матеріалу

#### Розташування металів у періодичній системі

Усі прості речовини у природі поділяють на метали і неметали. Якщо провести діагональ від бору до астату в довгоперіодній формі таблиці Д. І. Менделєєва, то вона стає межею між металічними і неметалічними елементами. Ліворуч від діагоналі розташовані s-, p-, d- і f-метали. У правій верхній частині періодичної системи, яка заштрихована, знаходяться елементи з неметалічним характером. Амфотерні елементи, як і передбачається, розташовані біля цієї межі.

Періодична система хімічних елементів (коротка форма) з червоною діагоналлю, що відокремлює метали від неметалів. Діагональ проходить від Бору (B) до Астату (At). Елементи ліворуч від цієї лінії є металами, а праворуч – неметалами.

Розподіл елементів на метали і неметали базується на суттєвій різниці в характері фізичних і хімічних властивостей речовин, які вони утворюють. Оскільки на ці властивості дуже впливає характер хімічного зв'язку, вивчення металів починають з їх внутрішньої будови.

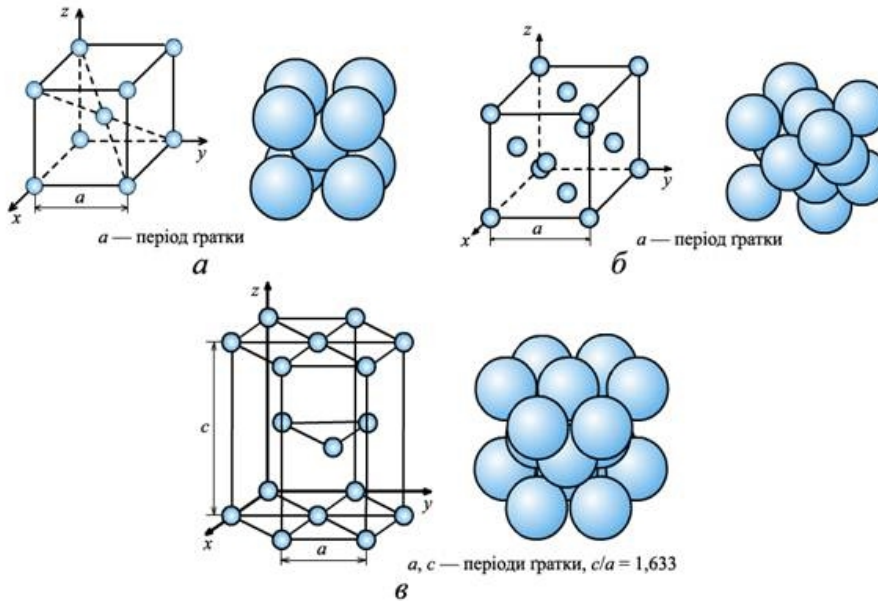
#### Внутрішня будова металів

Кристалічна решітка металів складається з позитивно заряджених іонів, між якими рухаються електрони. Усуспільнені валентні електрони зв'язують усі атоми кристала в єдине ціле. Такий зв'язок називають металічним. Металічний зв'язок ненапрямлений та ненасичений, внаслідок чого метали мають кристалічну решітку з великими координаційними числами (к. ч. = 8–12), тобто з більш компактною структурою.

Розрізняють три основні типи кристалічних решіток металів:

1. Об'ємноцентрична кубічна з координаційним числом 8 (Na, K, Rb, Cs, Sr, Mo, W).
2. Гранецентрична кубічна з координаційним числом 12 (Ag, Au, Cu, Li, Al, Ni, Pd, Pt).
3. Гексагональна з координаційним числом 12 (Zn, Cd, Be, Mg, Ru, Os).

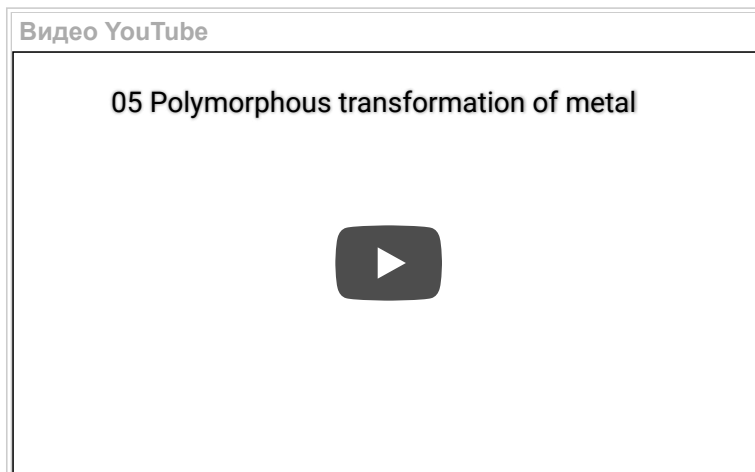
Усі метали є полікристалами, тобто агрегатами, які складаються з великої кількості безладно з'єднаних монокристалів. У процесі кристалізації (з переходом металу з рідкого стану до твердого) при зростанні кристалів їх правильна форма порушується. Кристали неправильної форми у полікристалічному агрегаті називаються зернами або кристалітами. Різниця окремих зерен — в різній просторовій орієнтації кристалічної решітки.



*Елементарні кристалічні ґратки: а — об'ємцентричний куб; б гранецентричний куб; в — гексагональна щільного пакування*

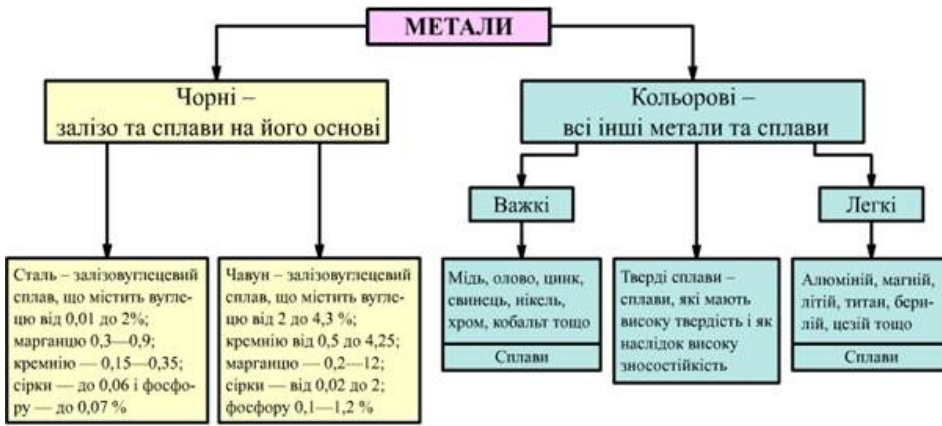
При повільному відводі тепла при кристалізації можна одержати метал, який є одним з кристалів, так званий монокристал. Монокристали великих розмірів (масою у декілька сотень грамів) виготовляють для наукових досліджень, а також для деяких спеціальних галузей техніки. Властивості монокристалів одного напрямку відрізняються від властивостей другого. Різницю властивостей залежно від напрямку називають анізотропією. Усі кристали анізотропні.

Для багатьох металів характерний поліморфізм, тобто здатність приймати різні кристалічні форми у твердому стані. Перехід однієї кристалічної форми в іншу відбувається при зміні температури. Поліморфні модифікації металів позначають грецькими літерами. Залізо, наприклад, існує у вигляді чотирьох поліморфних модифікацій (а, b, g, d), кожна з яких має свій інтервал термодинамічної стійкості.



Поліморфні модифікації металів відрізняються одна від одної внутрішньою структурою та фізичними властивостями.

### Класифікація металів



Метали розподіляють на дві великі групи — чорні і кольорові.

**Чорні метали** мають темно-сірий колір, велику густину (крім лужноземельних), високу температуру плавлення, відносно високу твердість і в багатьох випадках є поліморфними. В свою чергу їх поділяють на:

1. **Залізні метали** — залізо, кобальт, нікель (ферромагнетики) і близький до них за властивостями марганець. Кобальт, нікель і марганець використовують як добавки до сплавів заліза, а також як основи для відповідних сплавів, які мають властивості високолегованих сталей.

2. **Тугоплавкі метали**, температура плавлення яких вища, за температуру плавлення заліза (1536 °C) (наприклад, молібден, вольфрам). Їх використовують як добавки до легованих сталей, а також як основи для відповідних сплавів.

3. **Уранові метали** — актиноїди, використовують в сплавах для атомної енергетики.

4. **Рідкісноземельні метали** - лантан, церій, неодим, празеодим та інші лантаноїди, а також схожі на них за властивостями ітрії і скандій. Ці метали мають близькі хімічні, але різні фізичні властивості. Застосовуються як присадки до сплавів інших елементів.

5. **Лужні та лужноземельні метали** у вільному стані не використовують, за виключенням спеціальних випадків (наприклад, як теплоносії в атомних реакторах).

**Кольорові метали** частіше всього мають характерне забарвлення: червоне, жовте, біле; значну пластичність, малу твердість, відносно низьку температуру плавлення. Крім цього, у них відсутній поліморфізм.

Кольорові метали поділяють на:

1. **Легкі метали** — берилій, магній, алюміній, які мають малу густину.

2. **Благородні метали** — срібло, золото, метали платинової групи (платина, паладій, іридій, осмій, родій та рутеній). До них можна віднести також «напівблагородну» мідь. Усі ці метали стійкі до корозії.

3. **Легкоплавкі метали** — цинк, кадмій, ртуть, олово, свинець, вісмут, калій, сурма та елементи з ослабленими металічними властивостями — галій, германій.

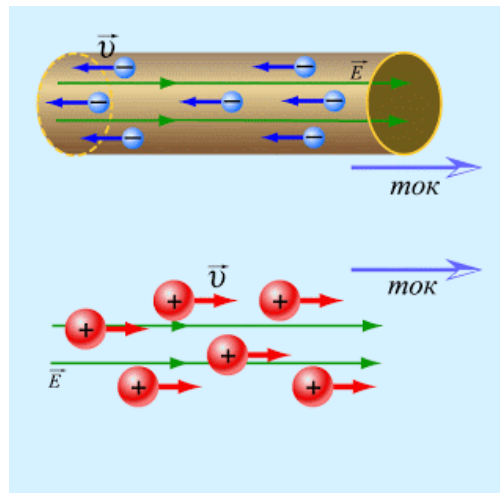
## Фізичні властивості металів

### Електропровідність

Висока електропровідність металів обумовлена присутністю в кристалах вільних електронів, які напрямлено пересуваються в електричному полі. Метали — провідники I роду, які проводять електричний струм без хімічних змін. Кращими провідниками електрики є срібло (електропровідність при 293 К дорівнює  $62 \cdot 10^{-6} \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{ м}^{-1}$ ) та мідь ( $58 \cdot 10^{-6} \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{ м}^{-1}$ ), гіршими -свинець ( $4,8 \cdot 10^{-6} \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{ м}^{-1}$ ) та ртуть ( $1 \cdot 10^{-6} \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{ м}^{-1}$ ).

З підвищенням температури електропровідність металів знижується, тому що посилюється безладний тепловий рух позитивних іонів кристалічної решітки, який гальмує напрямлений потік електронів. Наявність домішок у металах також призводить до зменшення їхньої електропровідності.

При охолодженні електропровідність зростає і для деяких металів близько абсолютного нуля вона прагне до нескінченності. Це явище називають надпровідністю.



### Теплопровідність

Метали мають високу теплопровідність. Передача тепла у кристалічній решітці металів здійснюється за допомогою електронів, які зтикаються з іонами, що коливаються. При цьому відбувається енергетичний обмін. Найбільшу теплопровідність мають метали з кращою електропровідністю: срібло ( $427 \text{ Вт м}^{-1} \text{ К}^{-1}$ ), мідь ( $398 \text{ Вт-м}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$ ).



### Металічний блиск

Більшість металів майже повністю відбиває світло усіх довжин хвилі, видимої частини спектра і має білий або сіро-чорний колір. Мідь поглинає зелений, а золото — блакитний колір і світлові промені, які відбивають ці метали, мають червоний і жовтий колір.



Відбивна здатність металів викликана розсіюванням електромагнітних хвиль вільними електронами.

Метали з високою електро- і теплопровідністю мають також високу відбивну здатність. Найбільшу відбивну здатність мають золото і срібло.

### Магнітні властивості

В залежності від магнітних властивостей метали поділяють на парамагнітні, які втягуються в магнітне поле, і діамагнітні, які виштовхуються з магнітного поля. Парамагнетизм обумовлений наявністю в атомах неспарених електронів, діамагнетизм — їх відсутністю. Високі парамагнітні властивості мають d-елементи, в атомах яких d-підрівень частково заповнений електронами. До них належать ванадій, титан, ніобій, молібден та ін. Слабкі парамагнітні властивості мають лужні, лужноземельні метали та алюміній. Метали р-сімейства, а також ІВ і ІІВ груп, які мають повністю заповнені d-підрівні — діамагнітні.

Залізо, кобальт, нікель і деякі лантаноїди здатні згущати магнітні силові лінії та зберігати стан намагнічування. Їх називають феромагнетиками.

### Температура плавлення та кипіння

За температурою плавлення метали поділяють на тугоплавкі (температура плавлення перевищує  $1500 \text{ }^\circ\text{C}$ ) і легкоплавкі (температура плавлення нижча за  $1000 \text{ }^\circ\text{C}$ ).

Найбільш тугоплавким є вольфрам ( $3390 \text{ }^\circ\text{C}$ ), найнижча температура плавлення у ртуті ( $-39 \text{ }^\circ\text{C}$ ).

У розплаві метали зберігають електропровідність і блиск — ознаки металічного зв'язку, у пароподібному стані відбувається його руйнування.





Киплять метали при дуже високих температурах (платина - 4350 °С, мідь - 2877 °С).

У періодичній системі елементів Д. І. Менделєєва із зростанням порядкового номера в періоді температури плавлення і кипіння металів підвищуються. Максимальної величини вони досягають у елементів VIB і VIIIB груп, які мають найбільшу кількість неспарених електронів (виключенням є марганець, який має особливу кристалічну решітку).



### Густина

Метали, густина яких менша 5 г/см<sup>3</sup>, називають легкими, інші — важкими. Найлегший метал — літій (0,5 г/см<sup>3</sup>), найважчий — осмій (22,5 г/см<sup>3</sup>).

Густина металу визначається величиною атомної маси, атомного радіуса, а також характером зв'язку між атомами. Із збільшенням порядкового номера елемента у періодичній системі Д. І. Менделєєва густина металів зростає. Найбільша вона у металів VI періоду, які розміщені у VIIIB та IB групах (осмій, платина, золото). Вони мають велику атомну масу при відносно невеликих атомних радіусах.

### Механічні властивості

Механічні властивості металів, які є полікристалічними системами, залежать від розмірів, форми, розміщення монокристалів, від неоднорідності та дефектів структури, а також від умов кристалізації і методу термічної обробки.

Металічний зв'язок характеризується міцністю і відсутністю напрямленості. Під дією навантаження одна площина кристалічної решітки металу зміщується відносно іншої, але зв'язок між площинами зберігається за рахунок усупільнених електронів. Внаслідок цього метали деформуються без порушення кристалічної решітки. Тому вони мають високу міцність і пластичність.

**Міцність** — опір металів руйнуванню. Механічно міцні метали деформуються тільки під дією великого навантаження.

**Пластичність** — здатність металів зберігати форму після припинення дії деформуючих сил. Пластичність дозволяє витягувати метали у дрід, прокатувати у листи, кувати, пресувати, штампувати. Найбільшу пластичність мають золото, мідь, срібло. Один грам золота можна витягнути у дрід довжиною 2 км. Із золота виготовляють фольгу товщиною 8-10<sup>-5</sup> мм. Збільшенню пластичності металів сприяє зменшення в них кількості домішок.

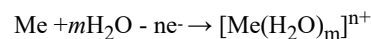
### Хімічні властивості металів

Хімічні властивості металів зумовлені особливостями будови їх атомів: порівняно великими розмірами атомів, значним віддаленням зовнішніх електронів від ядра та слабким зв'язком з ним.

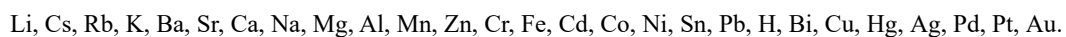
Характерна хімічна властивість усіх металів — їх відновна активність, тобто здатність атомів легко віддавати валентні електрони і перетворюватися у позитивні іони.

Про можливість перетворення газоподібних атомів металу в іони можна зробити висновок за величиною потенціалу іонізації. Чим менша ця величина, тим легше відбувається процес віддачі електронів металом.

Якщо іонізація відбувається у водному розчині, то процес переходу твердого або рідкого металу в катіони за стандартних умов (298K, 101325Па) визначають величиною стандартного електродного потенціалу металу:



Метали, які розташовані в порядку зростання стандартних електродних потенціалів, утворюють електрохімічний ряд напруг:



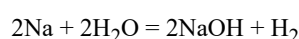
Стандартні електродні потенціали літію і цезію відповідно дорівнюють  $E_{\text{Li}^+/\text{Li}}^0 = -3,05 \text{ В}$ ,  $E_{\text{Cs}^+/\text{Cs}}^0 = -2,92 \text{ В}$ . Таким чином, у водному розчині літій окиснюється легше, ніж цезій. У газоподібному стані, навпаки, цезій легше віддає електрон, ніж літій, тому що його потенціал іонізації менший.

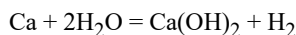
Ця уявна суперечність пояснюється з урахуванням енергії гідратації обох іонів. Іон літію має значно менший радіус (0,068 нм), ніж іон цезію (0,165 нм), тому процес гідратації іона літію відбувається інтенсивніше і супроводжується значним ви діленням енергії.

### Взаємодія металів з водою

Метали розчиняються у воді, витискуючи водень, якщо електродний потенціал металу більш негативний, ніж електродний потенціал водневого електроду при рН = 7,2. Нерозчинність цілого ряду електронегативних металів, наприклад, алюмінію, хрому у воді пов'язана і утворенням на їх поверхні щільної плівки оксидів.

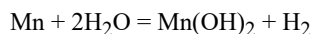
При кімнатній температурі у воді розчиняються лужні та лужноземельні метали:



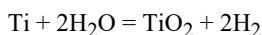
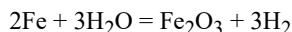


Магній практично не взаємодіє з холодною водою, але повільно витискує водень з води при кип'ятінні. Аналогічно поведуть себе лантаноїди та уран.

Марганець у компактному стані не взаємодіє з водою, але у порошокподібному стані розкладає її:



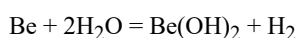
При високій температурі цілий ряд металів (Fe, Ti, Zr, Hf та інші) реагують з парою води. При цьому виділяється водень і утворюються оксиди металів:



### Взаємодія металів з лугами

При взаємодії металів з лугами окисником є вода, а внаслідок реакції утворюються гідроксиди, які розчиняються у надлишку лугу. В лугах розчиняються метали, які мають негативний електродний потенціал і утворюють амфотерні гідроксиди. До таких металів належать берилій, цинк, алюміній, індій, галій, олово, свинець. Процес розчинення їх у лугах відбувається у дві стадії:

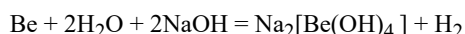
1. Метал, який не має оксидної плівки, взаємодіє з водою з утворенням гідроксиду:



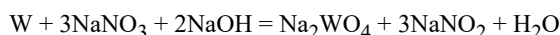
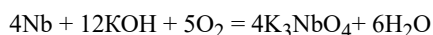
2. Утворений гідроксид взаємодіє з лугом:



Сумарне рівняння реакції:

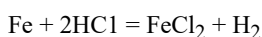


Цілий ряд металів, які мають високу хімічну стійкість, розчиняються в розплавлених лугах у присутності окисників (Nb, Ta, Mo, W, платинові метали). Внаслідок цих реакцій, як правило, утворюються солі, в яких метали виявляють вищі ступені окиснення:



### Взаємодія металів з кислотами

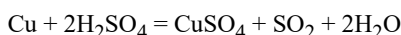
При взаємодії металів з кислотами, аніони яких не виявляють окиснювальних властивостей, окисником є катіон водню. До таких кислот належать усі безкисневі кислоти, а також розведена сірчана кислота. Метали, які мають негативний електродний потенціал, витискують при цьому водень:



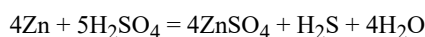
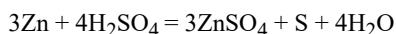
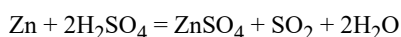
Якщо утворена внаслідок взаємодії сіль нерозчинна у воді, то на поверхні металу утворюється захисна плівка і реакція припиняється. Наприклад, свинець ( $E^0_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,13 \text{ В}$ ) практично не розчинний у соляній і розведеній сірчаній кислотах внаслідок утворення малорозчинних солей  $\text{PbCl}_2$  і  $\text{PbSO}_4$ .

При взаємодії металів з кислотами-окисниками ( $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{k.})}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ) водень не виділяється. Продукти відновлення кислоти залежать від її концентрації та величини електродного потенціалу металу.

Концентрована сірчана кислота при взаємодії з малоактивними металами відновлюється до оксиду сірки(IV):



При її взаємодії з більш активними металами можливе відновлення сульфат-іона до різних продуктів:

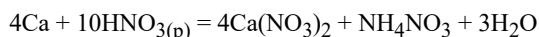
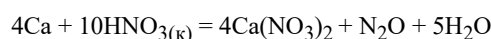
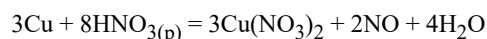
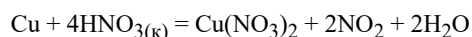
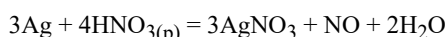


Видео YouTube



**Дослід 5 Б, В. Взаємодія сульфатної кислоти з...**

Відновлення нітрат-іона відбувається сильніше, чим більше розведена азотна кислота та активніше метал:



[Видео YouTube](#)

**Дослід 6. Взаємодія солей з металами****Оксиди та гідроксиди металів**

Більшість металів, за виключенням благородних, безпосередньо взаємодіють з киснем із утворенням оксидів. Хімічні властивості оксидів визначаються залежно від положення металу в періодичній системі. У головних підгрупах періодичної системи Д. І. Менделєєва із зростанням порядкового номера елемента збільшується атомний радіус, посилюється основний характер оксидів і гідроксидів. У побічних підгрупах атомний радіус як правило зменшується, що призводить до послаблення основних властивостей оксидів і гідроксидів. У межах періоду посилюються їх кислотні властивості.

У металів, які проявляють у сполуках різні ступені окиснення, з їх збільшенням посилюються кислотні властивості сполук. Наприклад, CrO — основний, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> — амфотерний, CrO<sub>3</sub> — кислотний оксид.

Хімічні зв'язки між металом і киснем в основних оксидах та гідроксидах іонні, або ковалентні полярні, у кислотних — ковалентні.

**Одержання металів із руди**

Метали, які знаходяться в природі у вільному стані, називають самородними. Це малоактивні метали, які розташовані в електрохімічному ряді напруг після водню, наприклад, золото та платина. Самородні метали також необхідно добувати, тобто відділяти їх від пустої породи.

Активні метали знаходяться у природі тільки у вигляді сполук і одержують їх шляхом хімічної переробки руди. Легкі метали, як правило, знаходяться у вигляді хлоридів, сульфатів, карбонатів, фосфатів. Руди важких металів — це їх оксиди, сульфіді, карбонати.

Найбільш поширені руди-оксиди: магнітний залізняк (магнетит)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , червоний залізняк (гематит)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , бурий залізняк (лімоніт)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ , червона мідна руда (куприт)  $\text{Cu}_2\text{O}$ , олов'яний камінь (каситерит)  $\text{SnO}_2$ , піролюзит  $\text{MnO}_2$ , боксит  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ .

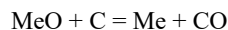
Найважливіші руди-сульфіди: залізний або сірчаний колчедан (пірит)  $\text{FeS}_2$ , мідний блиск  $\text{Cu}_2\text{S}$ , свинцевий блиск  $\text{PbS}$ , цинкова обманка  $\text{ZnS}$ , срібний блиск  $\text{Ag}_2\text{S}$ , кіновар  $\text{HgS}$ .

До руд-карбонатів належать: кальцит  $\text{CaCO}_3$ , магнезит  $\text{MgCO}_3$ , залізний шпат  $\text{FeCO}_3$ , цинковий шпат  $\text{ZnCO}_3$ , малахіт  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ .

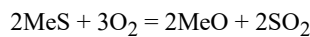
Процес відновлення металів із руди при високій температурі за допомогою відновників називається пірометалургією. Чим активніший метал, тим сильніший відновник необхідно використовувати для його виділення. Вибір відновника визначається можливістю перебігу окиснювально-відновної реакції ( $\Delta G < 0$ ). Залежно від відновника пірометалургія поділяється на декілька видів.



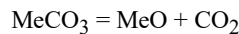
*Карботермія* — відновлення оксидів металів вуглецем. За допомогою цього методу одержують більшість металів електронного сімейства (Fe, Cu, Zn, Mn, Co, Ni), а також Pb і Sn.



Якщо руди містять сульфідні метали ( $\text{ZnS}$ ,  $\text{PbS}$ ), то їх попередньо піддають окиснювальному випалюванню:

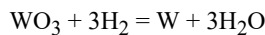


Карбонати розкладаються при нагріванні на оксид металу і оксид вуглецю(I):



Незважаючи на те, що вуглець (у вигляді коксу) може бути потенційним відновником оксидів майже усіх металів, існують причини, які перешкоджають його широкому використанню. Наприклад, висока вартість нагрівання, необхідного для перебігу реакцій, складність пригнічення побічних реакцій та інше.

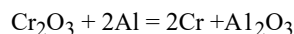
*Відновлення воднем.* Водень є порівняно м'яким відновником. За його допомогою одержують такі метали як Mo, W, Re і т. п.



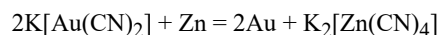
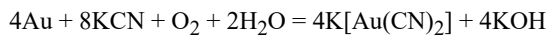
При цьому метали найчастіше утворюються у дрібнодисперсному стані та мають високу реакційну здатність. Залізо і нікель одержані таким чином, використовують як каталізатори.

*Металотермія* — витиснення більш активними металами (Al, Mg) менш активних з їх сполук (оксидів, галогенідів, сульфідів).

Для одержання таких металів як хром, марганець, залізо, ва надій широко використовують алюміній. Процес відновлення оксидів цих металів алюмінієм, який супроводжується виділенням великої кількості тепла, називають алюмотермією:



*Гідрометалургія* — вилучення металів із руд і концентратів за допомогою хімічних реагентів з послідовним виділенням металів з розчинів. Наприклад, одержання золота або срібла ціанідним способом:



Руди, які містять мідь, обробляють розчином сірчаної кислоти та одержують розчинний у воді сульфат міді. Мідь у вільному стані виділяють із розчину електролізом.

*Електрометалургія* — катодне відновлення металів при електролізі розчинів і розплавів їх солей. Найбільш активні метали ІА та ІІА груп одержують електролізом розплавів солей або гідроксидів. Малоактивні метали — електролізом водних розчинів солей.

Вибір режиму електролізу здійснюється на основі значень електродних потенціалів відповідних реакцій.

### Загальна характеристика елементів ІА групи

До ІА групи періодичної системи належать елементи: літій Li, натрій Na, калій K, рубідій Rb, цезій Cs і францій Fr, які називають лужними металами.

Атоми s-елементів ІА групи на останньому енергетичному рівні містять один валентний  $ns^1$  електрон, мають найбільші атомні радіуси у періоді, тому вони характеризуються найнижчими значеннями енергії іонізації. У лужних металів найбільш сильно виражені металічні властивості. Їх атоми легко віддають валентний електрон, виявляють ступінь окиснення +1. У підгрупі зверху донизу атомний радіус збільшується, енергія іонізації зменшується, що обумовлює збільшення металічних властивостей елементів, а також основних властивостей їх оксидів та гідроксидів.

Літій відрізняється від інших елементів ІА групи малими роз мірами і найменшою, у порівнянні з ними, активністю. У цьому відношенні він нагадує розміщений по діагоналі від Li елемент ІІА групи — магній. Великий показник енергії гідратації катіонів літію пояснює більш негативну величину (-3,045 В) стандартного електродного потенціалу літію, порівняно з натрієм.



Вміст у земній корі Rb -  $1,5 \cdot 10^{-2}$  %; Cs -  $3,7 \cdot 10^{-4}$  %.

### Поширення у природі

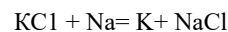
У вільному стані лужні метали не зустрічаються. Значна кількість солей натрію і калію розчинена у морській воді. Існує багато мінералів, які містять натрій і калій у вигляді солей: хлоридів, сульфатів, нітратів, карбонатів.

Натрій і калій найбільш поширені у природі елементи, вміст кожного з них складає приблизно 2,5 %.

Літій знаходиться в основному у вигляді алюмосилікатів і алюмофосфатів ( $Li_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 4SiO_2$ ,  $LiAlPO_4F$ ). Рубідій і цезій є супутниками калієвих мінералів.

### Одержання

Літій і натрій одержують електролізом розплавів солей або легкоплавких сумішей типу  $CaCl_2 + NaCl$ . Калій, рубідій і цезій важко одержати електролізом, оскільки вони мають низькі температури плавлення і легко випаровуються. Ці метали одержують обробкою розплавлених хлоридів парою натрію:



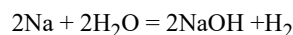
Очищають лужні метали методом перегонки.



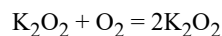
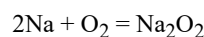
### Фізичні та хімічні властивості

Усі лужні метали дуже м'які, мають низькі температури плавлення. Літій, натрій, калій і рубідій мають сріблястий колір, цезій — золотисто-жовтий. У зв'язку з тим, що лужні метали на повітрі легко окиснюються, їх зберігають у склянках під шаром гасу. Скляні банки, у свою чергу, поміщають у металічну тару. Простір між ними заповнюють азбестом.

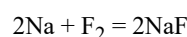
При окисненні лужних металів киснем повітря при звичайній температурі літій, натрій, калій вкриваються плівкою оксидів, гідроксидів та карбонатів, а цезій — плівкою пероксиду. З водою натрій реагує бурхливо, рубідій і цезій — з вибухом:



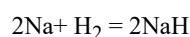
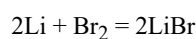
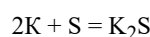
У атмосфері кисню лужні метали згоряють. При цьому літій утворює оксид, натрій пероксид, а інші метали — над пероксиди  $EO_2$  наприклад:



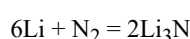
За звичайних умов лужні метали горять в атмосфері фтору і хлору



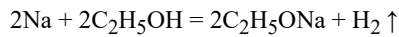
а при незначному нагріванні взаємодіють з сіркою, бромом, воднем та, іншими неметалами, утворюючи відповідні сульфідів, бромідів, гідридів:



Літій реагує з азотом на холоді, інші лужні метали при дії на азот електричного розряду:

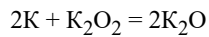
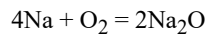


Слід пам'ятати, що працювати з лужними металами необхідно з великою обережністю, так як вони легко спалахують, бурхливо реагують з водою та іншими речовинами. Тому метал виймають із склянки з гасом пінцетом, висушують фільтрувальним папером і відрізають необхідну кількість металу. Залишки лужних металів знищують в етиловому спирті:

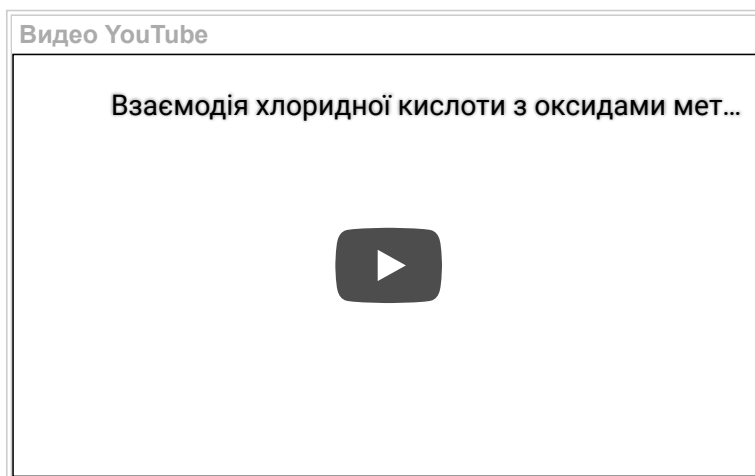
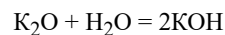
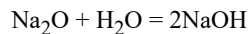


### Сполуки лужних металів

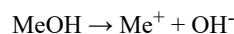
**Оксиди** натрію, калію, рубідію та цезію можна одержати при недостатчі кисню або взаємодією металів з пероксидами:



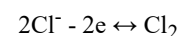
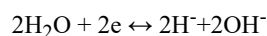
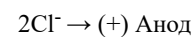
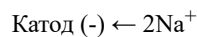
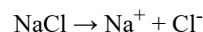
Оксиди літію і натрію безбарвні, оксиди калію та рубідію — жовті, оксид цезію — оранжевий. Ці оксиди інтенсивно взаємодіють і водою з утворенням відповідних гідроксидів, наприклад:



**Гідроксиди** лужних металів MeOH — безбарвні, легкоплавкі, дуже гігроскопічні кристалічні речовини, розчинні у воді та спиртах. У водних розчинах дисоціюють майже повністю, тому належать до найбільш сильних основ (лугів):

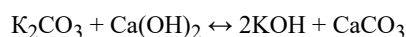
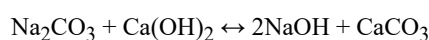


Гідроксиди одержують електролізом водних розчинів хлоридів лужних металів. Схематично процес електролізу NaCl має вигляд:



Іони натрію рухаються до катоду, а хлорид-іони — до аноду. Натрій — дуже активний метал, потенціал виділення у нього значно менший, ніж у водню, тому його не можна виділити з водного розчину у вигляді металу. На катоді виділяється водень, у прикатодному просторі утворюється гідроксид натрію. Розчин NaOH упарюють і одержують твердий луг. Побічними продуктами виробництва є водень і хлор.

Крім наведеного методу гідроксиди натрію та калію можна одержати вапняним способом. В його основі лежить реакція взаємодії розчину соди або поташу з гашеним вапном:

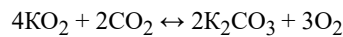


Оброблена сода стає їдкою, тому гідроксид натрію, який одержують таким способом, називають каустичною содою (каустичний в перекладі з грецької означає «їдкий»). Технічні назви NaOH і KOH — їдкий натр та їдке калі.

### Використання лужних металів та їх сполук

Серед лужних металів найбільше використовують натрій. Його застосовують для одержання пероксиду натрію, в органічних синтезах, у металотермії для витиснення таких металів, як титан, тантал і цирконій із їх хлоридів, як теплоносій у ядерних реакторах, як осушувач деяких органічних розчинників (бензол, діоксан).

Із калію одержують  $\text{KO}_2$  який застосовують як джерело кисню для дихання в автономних системах (підводні човни, батискафи, космічні кораблі):



Рубідій і цезій використовують для виготовлення фотоелементів. Велике промислове значення має карбонат натрію. Його використовують в багатьох галузях промисловості: хімічній, миловарній, паперовій, текстильній, харчовій та ін. Карбонати на трію виробляють у вигляді  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (кальцинована сода), у вигляді кристалогідрату  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (кристалічна сода) чи у вигляді гідрокарбонату  $\text{NaHCO}_3$  (питна сода).

### **Біологічна роль лужних металів**

Літій відноситься до біогенних елементів. Він входить до складу крові, тканин і органів людини. Найбільша кількість літію концентрується у м'язах. Солі літію приймають участь у водно-електролітному обміні у мозку.

Іони  $\text{K}^+$  і  $\text{Na}^+$  є одним з основних компонентів рідких середовищ організму. Концентрації неорганічних іонів усередині та на поверхні клітини знаходяться у динамічній рівновазі. Клітини контактують з рідиною, яка постачає їм все необхідне. Від оточуючого середовища клітина відокремлена мембраною, крізь яку в одному напрямку проходять поживні речовини, в іншому — продукти життєдіяльності клітини. Мембрани клітин проникні для іонів  $\text{K}^+$  внаслідок чого внутрішньоклітинна концентрація  $\text{K}^+$  значно вища, ніж іонів  $\text{Na}^+$ . У плазмі крові концентрація іонів натрію перевищує вміст у ній іонів калію.

Розподіл концентрації катіонів  $\text{K}^+$  і  $\text{Na}^+$  має важливе фізіологічне значення. Різниця їх концентрацій призводить до виникнення різниці потенціалів з обох боків клітинної мембрани. Завдяки існуванню цього потенціалу нервові волокна здатні передавати імпульси, а м'язи - скорочуватися. Катіони  $\text{K}^+$  і  $\text{Na}^+$  відіграють важливу роль у підтриманні осмотичного тиску в клітині.

Порушення співвідношення вмісту  $\text{K}^+$  і  $\text{Na}^+$  у живих клітинах організму приводить до різних захворювань. Серцева м'яз реагує на підвищений вміст калію зменшенням процесів збудження і провідності. Добова потреба організму людини в натрії 4—7 г. Доросла людина на добу споживає калію в середньому 2—3 мг на 1 кг маси. Більшу частину калію, необхідного для організму, людина одержує з рослинною їжею.

Калій — один із важливих елементів для життєдіяльності рослин. Він приймає участь у процесі фотосинтезу, недостача його у ґрунті призводить до зниження крохмалю у зерні та відмирання листя рослин. При недостачі калію у ґрунті для одержання високих врожаїв вносять калійні добрива ( $\text{KCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KPO}_3$ ).

### **Лікарські засоби**

Літій карбонат —  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  Використовують для профілактики і лікування деяких нервово-психічних розладів.

Натрію хлорид —  $\text{NaCl}$ . Водний розчин хлориду натрію з масовою часткою 0,9 % називають ізотонічним розчином. Використовують при значній втраті рідини в організмі внаслідок блювоти, поносу, шоку, опіків, до і після операцій для підтримання об'єму плазми крові. Розчини більш високої концентрації (5 % і 10 %) називають гіпертонічними і використовують зовнішньо для вилучення гнойних екссудатів із ран.

Натрію гідрокарбонат —  $\text{NaHCO}_3$ . Використовують при підвищенні кислотності шлункового соку, як відхаркуючий засіб у мікстурах, для полоскань при нежиті, кон'юнктивітах, стоматитах.

### **Література**

*Основна:*

1. А.В. Домбровський Н.І. Лукашова Хімія 10-11, – К.: Освіта, 1998. – 192 с.
2. А.С. Мороз, Д.Д. Луцевіч, Л.П. Яворська Медична хімія, – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с.
3. В.П. Басов, В.М. Родіонов Хімія, – К.: Каравела, 2004. – 320 с.
4. Г.М. Крючкова-Чернобельская Неорганическая химия, – М.: Медицина, 1980. – 384 с.
5. Н.Л. Глинка Общая химия, – Л.: Химия, 1972. – 712 с.
6. Чернобельская Г.М., Чертков И.Н. Хімія, – М.: Медицина, 1993

*Додаткова:*

1. Гольдфарб Я.Л. Збірник задач і вправ з хімії, – К.: Освіта. 1997.
2. Луцевіч Д.Д., Березан О.В. Конспект – довідник з хімії, – К.: Вища школа 1997.
3. С.А. Неділько, П.П. Попель Загальна й неорганічна хімія (Задачі та вправи – К.: Либідь, 2001. – 400 с.

4. Чайченко Н.М. Основи загальної хімії. 11 клас. 1997.

5. Ярошенко О.Г., Новицька В.І. Збірник задач і вправ з хімії. – К.: Станіца 1996.