

Лекція. 15.

Тема. Елементи ІА групи Періодичної системи.

Мета. Розглянути електронну будову атомів хімічних елементів ІА групи, способи отримання простих речовин, типові фізичні та хімічні властивості хімічних елементів, їх оксидів, гідроксидів та солей, а також основні області використання простих речовин та їх сполук.

Вступ.

Перша група Періодичної системи елементів складається з двох підгруп: А-підгрупи – Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій, Францій, і В-підгрупи – Купрум, Аргентум, Аурум. Елементи ІА групи називаються лужними металами. Елементи В-підгрупи І групи є металами. Важливість знань про ці елементи для хіміка зумовлена їх практичною значущістю, а також тих матеріалів, що виготовляються з їх сполук.

План.

1. Загальна характеристика хімічних елементів.
2. Розповсюдженість у природі.
3. Фізичні властивості.
4. Хімічні властивості.
5. Сполуки лужних металів та їх властивості.
6. Застосування лужних металів та їх сполук.

Зміст лекції.

1. Загальна характеристика хімічних елементів

Загальна електронна формула s-металів ІА-підгрупи ns^1 , де n – номер періоду і, одночасно, номер зовнішнього енергетичного рівня атома. Попередній електронний шар містить 8 електронів за винятком атомів літію, у яких є тільки два електрони на передзовнішньому шарі. Починаючи з четвертого періоду, атоми калію, рубідію, цезію мають вільні d-, f- і g-підрівні, які заповнюються лише у наступних періодах.

Низькі значення перших потенціалів йонізації і, навпаки, дуже високі – других потенціалів йонізації є причиною того, що лужні метали у складних сполуках виявляють постійний ступінь окиснення +1. Незважаючи на те, що спорідненість до електрона у лужних металів має позитивне значення (тобто приєднання електрона до нейтрального атома супроводжується виділенням енергії), вони практично ніколи не виявляють негативних ступенів окиснення. Правда, нещодавно з'явилися відомості про те, що штучно одержано сполуку, в якій натрій перебуває у ступені окиснення -1 , але це виключно рідкий випадок.

При переході від Li до Fr послідовно зменшуються такі властивості:

- а) температури плавлення і теплоти сублімації;
- б) енергії утворення кристалічних решіток усіх солей (за винятком солей з аніонами, що мають дуже невеликі радіуси);
- в) легкість термічного розкладання нітратів і карбонатів (збільшується їх міцність);
- г) ефективні радіуси гідратованих йонів і енергії гідратації;
- д) міцність ковалентних зв'язків у молекулах типу M_2 ;
- е) теплоти утворення фторидів, гідридів, оксидів і карбідів – внаслідок великих енергій кристалічних решіток сполук, утворених невеликими за розміром аніонами.

Для атомів лужних металів притаманне дуже невелике значення роботи виходу електрона, завдяки чому вони знайшли широке застосування в електроніці як емітери електронів для фотоелементів, фотомножників, перетворювачів світлових сигналів у електричні.

2. Розповсюдженість у природі

Вміст літію у земній корі становить усього $5 \cdot 10^{-3}\%$ (мас.). Літій утворює власні рідкі мінерали: сподумен $\text{LiAl}(\text{Si}_2\text{O}_6)$, амблігонит $\text{LiF} \cdot \text{AlPO}_4$, але найчастіше він зустрічається у природі як домішка до сполук натрію та калію.

Натрій становить 2,6 % від маси земної кори і знаходиться у вигляді NaCl у твердому мінералі – кам'яній солі – і в морській воді, а також у мінералах: тенардит Na_2SO_4 , глауберова сіль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; глауберит $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{CaSO}_4$; чилійська селітра NaNO_3 ; сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; бура $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Калій, кількість якого у земній корі дорівнює 2,4 %, утворює мінерали: сільвін KCl , карналіт $\text{KCl} \cdot \text{MgCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, каїніт $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4$, селітра KNO_3 .

Рубідій і цезій у невеликих кількостях знаходяться, як правило, разом із натрієм і калієм в їх сполуках.

3. Фізичні властивості.

Лужні метали – сріблясто-білі речовини, крім цезію, у якого золотаве забарвлення. На свіжому повітрі s-метали у розрізі мають блискучу поверхню, але при контакті з киснем повітря дуже швидко тускніє, тому їх зберігають під шаром гасу. Більшість складних сполук лужних металів безбарвні, оскільки електронна оболонка Me^+ (оболонка інертного газу) є дуже стійкою, а йони не деформані (якщо йони не деформовані, то сполука безбарвна).

Фізичні властивості лужних металів змінюються досить закономірно залежно від положення у періодичній системі елементів, будови атома і структури кристалічної решітки (табл.1).

Таблиця 1

Фізичні властивості лужних металів

| Метал | Густина, г/см ³ | Кристалічна структура | Темп.плавлення, К | Темп.кипіння, К |
|-------|----------------------------|----------------------------|-------------------|-----------------|
| Li | 0,534 | Об'ємно-центрована кубічна | 461 | 1613 |
| Na | 0,97 | « | 371 | 1163 |
| K | 0,86 | « | 336 | 1033 |
| Rb | 1,50 | « | 312 | 969 |
| Cs | 1,90 | « | 301,5 | 981 |

Температури плавлення і кипіння для металів ІА-підгрупи низькі, вони зменшуються по групі згори униз, а густини, навпаки, збільшуються. Це пояснюється так. Валентні електрони надзвичайно тонким шаром розподіляються по позитивно заряджених йонах s-металів, параметри кристалічних комірок зростають (завдяки збільшенню радіусів атомів) із зростанням порядкового номера, що призводить до послаблення хімічних зв'язків. Це й зумовлює зменшення температур плавлення. Однак поряд із зростанням радіусів збільшується й маса атомів. У калію відбувається різке збільшення радіуса порівняно з натрієм (за рахунок появи d-підрівня), тому вплив об'єму переважає над впливом маси, що приводить до зниження густини порівняно з натрієм (табл.1).

Хімічний аналіз лужних металів проводять за допомогою метода пламеневої фотометрії, оскільки їх пари інтенсивно забарвлені: літію – у червоний колір, натрію – у жовтий, калію – у фіолетовий, рубідію – у фіолетово-рожевий, цезію – у блакитний. В

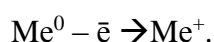
атмосфері водню пари натрію мають фіолетове забарвлення, калію – блакитнувато-зелене, а у рубідію та цезію, навпаки, – зеленувато-блакитне.

Лужні метали дуже м'які, пластичні, легко ріжуться ножом, тому їх неможливо використовувати як конструкційні матеріали, але літій і натрій застосовуються у сплавах з іншими металами.

4. Хімічні властивості.

Хімічні властивості лужних металів визначаються будовою їх атомів і енергетичними характеристиками (табл.2).

Низькі значення перших потенціалів йонізації, великі ефективні радіуси атомів, які різко зменшуються при утворенні з нейтральних атомів позитивно заряджених йонів, – все це сприяє зростанню хімічної активності у міру збільшення порядкового номера. У хімічних реакціях атоми лужних металів виявляють сильні відновні властивості, вони легко втрачають валентні електрони, перетворюючись на позитивно заряджені йони – катіони:



Таблиця 2

Енергетичні характеристики лужних металів

| Метал | Заряд ядра | Електронна формула | Радіус атома, нм | Радіус йона, нм | Потенціал йонізації, В | Електро-негативність | Електродний потенціал, В |
|-------|------------|---|------------------|-----------------|------------------------|----------------------|--------------------------|
| Li | 3 | 1s ² 2s ¹ | 0,155 | 0,078 | 5,37 | 0,98 | -3,02 |
| Na | 11 | 2s ² 2p ⁶ 3s ¹ | 0,189 | 0,098 | 5,12 | 0,93 | -2,71 |
| K | 19 | 3s ² 3p ⁶ 4s ¹ | 0,236 | 0,133 | 4,32 | 0,82 | -2,92 |
| Rb | 37 | 4s ² 4p ⁶ 5s ¹ | 0,248 | 0,149 | 4,19 | 0,82 | -2,93 |
| Cs | 55 | 5s ² 5p ⁶ 6s ¹ | 0,268 | 0,165 | 3,86 | 0,79 | -2,93 |

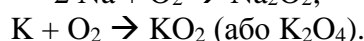
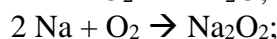
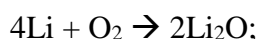
Відношення до води. Літій з водою взаємодіє досить повільно, натрій – вже енергійно, цезій – з вибухом відповідно до загальної схеми (символом Me позначений лужний метал):



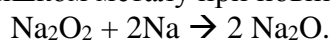
Внаслідок реакції виділяється водень і утворюються сильні основи – луги.

Взаємодія з елементарними окисниками. Завдяки великій відновній активності лужні метали взаємодіють із більшістю елементів, утворюючи бінарні сполуки, в яких неметали виявляють негативні ступені окиснення, найчастіше – мінімальні. Відносно до лужних металів всі елементи з високими електронегативностями є окисниками, в тому числі й водень. Реакції лужних металів з елементарними окисниками можуть проходити при нагріванні чи за звичайних умов – залежно від активності як металу, так і окисника.

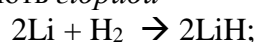
– **З киснем** тільки літій окиснюється до *оксиду*, решта лужних металів дає *пероксиди* (в яких ступінь окиснення Оксигену дорівнює –1) чи *супероксиди* (в старій номенклатурі – *надпероксиди*, в яких O^{-1/2})



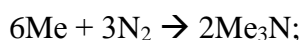
Доречно згадати, що оксиди калію та натрію можуть бути одержані тільки при нагріванні суміші пероксиду з надлишком металу при повній відсутності кисню:



– **З воднем** лужні метали утворюють *гідриди*



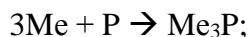
– з **азотом** – *нітриди*; при кімнатній температурі у реакцію вступає літій, решта лужних металів – при нагріванні



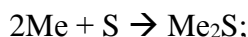
– з **галогенами** – галіди



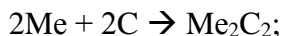
– з **фосфором** – фосфіди



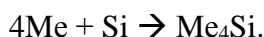
– з **сіркою** та її аналогами (Se, Te) у розплавленому стані чи при нагріванні – халькогеніди



– з **графітом** – карбіди



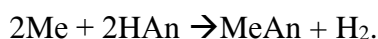
– з **кремнієм** – силіциди



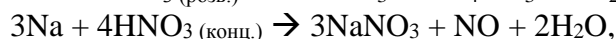
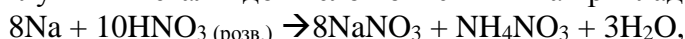
Крім того, лужні метали здатні енергійно, з виділенням теплоти розчинятися у **ртуті**, утворюючи **амальгами** змінного складу, які використовують як м'які, але сильні окисники.

Відношення до кислот. Взаємодія всіх лужних металів з кислотами супроводжується вибухом, тому спеціально такі реакції не проводять. Однак корисно знати, які продукти утворюються внаслідок таких реакцій, якщо за якихось причин їх все ж таки необхідно буде здійснити.

Взаємодія з кислотами-неокисниками (розведена сульфатна H_2SO_4 , галогеноводневі HF , HCl , HBr , HI , ортофосфатна H_3PO_4 , оцтова CH_3COOH та інші слабкі кислоти), в яких окисником завжди є йон Гідрогену H^+ (чи, точніше, гідроксоній-катіон H_3O^+) супроводжується виділенням водню та утворенням солі і проходить за загальною схемою:



Взаємодія з кислотами-окисниками (нітратна HNO_3 , концентрована сульфатна H_2SO_4 та ін.), окиснювальна здатність яких зумовлюється наявністю йона Гідрогену, а властивостями недисоційованих молекул самих кислот чи їх кислотних залишків – аніонів. Особливість дії цих кислот полягає в тому, що вони окиснюють метал *без виділення водню*. Однак у випадку реакції лужних металів (Li, Na, K) з дуже розведеними розчинами окиснювальних кислот, яка проходить надзвичайно бурхливо, поряд з основними продуктами реакції може виділятися і водень, але це є результатом побічної реакції, тобто взаємодії металу не з кислотою, а з водою, наявною у розчині кислоти. Розглянемо відношення лужних металів до кислот-окисників на прикладі натрію:

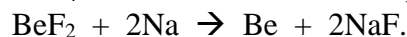
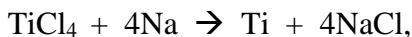


Як видно з рівнянь реакцій натрій відновлює Нітроген(+5) у концентрованій HNO_3 до ступеня окиснення +2, а в розведеній – аж до –3. Сульфур (+6) в концентрованій H_2SO_4 теж відновлюється максимально – до найнижчого ступеня окиснення –2.

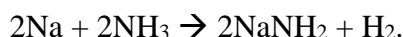
Відношення до солей. Лужні метали, які розміщуються на самому початку ряду напруг, належать до найбільш активних відновників, тому при внесенні їх у *водні розчини солей* малоактивних металів вступають у взаємодію не з самою сіллю, а з водою, що міститься у розчині, наприклад:



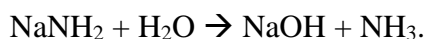
Однак натрій здатний взаємодіяти з *розплавами солей* – переважно з хлоридами чи фторидами менш активних металів. На цьому заснований металургійний метод добування металів, так звана *натрієтермія* – одержання Ti, Zr, Nb, Ta та ін. при відновлюванні їх за допомогою натрію:



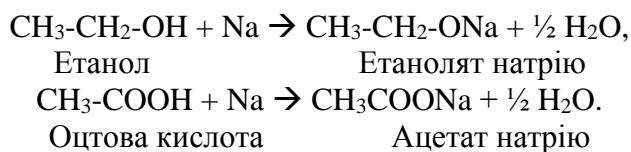
Взаємодія з амоніаком, в яку вступають лужні метали, проходить при контакті металу з рідким NH_3 чи при його нагріванні в парах амоніаку



При цьому утворюються аміди лужних металів складу MeNH_2 – кристали, що легко гідролізуються водою:



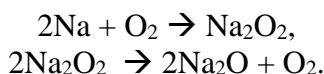
З органічними сполуками. Метали ІА-підгрупи можуть взаємодіяти зі спиртами, утворюючи алкоголяти, з органічними кислотами з утворенням органічних солей – карбоксилатів



Натрієві солі вищих жирних кислот широко застосовуються при одержанні мил та миючих засобів. Крім того, лужні метали здатні вступати в реакції з іншими органічними речовинами, продуктами чого є так звані металоорганічні сполуки, у тому числі – натрійорганічні сполуки.

5. Сполуки лужних металів та їх властивості.

Оксиди (загальна формула M_2O) добувають, як вже згадувалося, при безпосередньому контакті з киснем в умовах його недостачі і контрольованого доступу в реакційне середовище. Причому, спочатку утворюється пероксид, який розкладається при підвищеному температурному режимі за схемою:

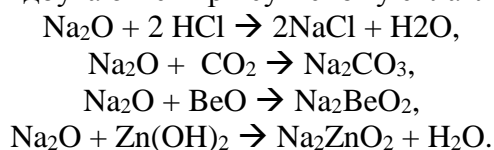


Оксиди мають такі забарвлення: Li_2O і Na_2O – безбарвні, K_2O і Rb_2O – жовті, Cs_2O – оранжевий. Забарвлення посилюється, оскільки у міру збільшення розмірів йонів M^+ збільшується їх поляризованість.

При контакті з водою оксиди лужних металів швидко розчиняються з утворенням сильних основ – лугів

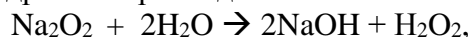


Оксиди лужних металів виявляють властивості типових основних оксидів, тому легко вступають у взаємодію з кислотами, кислотними і навіть амфотерними оксидами і основами (останні дві реакції відбуваються при сумісному сплавленні вихідних речовин)

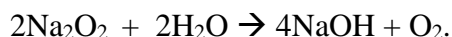


Крім звичайних оксидів лужні метали з Оксигеном утворюють *пероксиди* загального складу M_2O_2 , що містять йони O_2^{2-} , в яких ступінь окиснення Оксигену дорівнює -1 , і *супероксиди* M_2O_4 (чи MO_2) зі ступенем окиснення Оксигену $-1/2$. Стійкість пероксидів і супероксидів зростає при збільшенні розміру йона металу M^+ , оскільки зі збільшенням радіуса катіона стабілізується кристалічна решітка.

Пероксиди – солеподібні речовини, їх можна розглядати як сіль надто слабкої кислоти H_2O_2 . При дії на них холодною водою пероксиди піддаються швидкому гідролізу, внаслідок якого утворюється гідроген пероксид



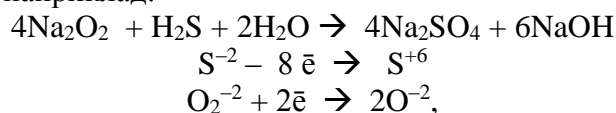
однак при дії гарячою водою чи при нагріванні пероксиди диспропорціонують за схемою:



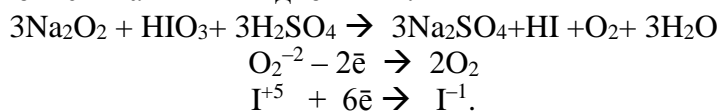
Пероксид натрію уявляє собою жовтий кристалічний порошок, який розкладається при триваловому зберіганні



Оскільки пероксиди містять атоми Оксигену в проміжному ступені окиснення (-1), то для них притаманна окисно-відновна двоїстіть. Із сильними відновниками вони виступають як окисники, наприклад:



але – з сильними окисниками – як відновники:



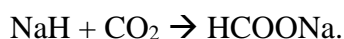
Супероксиди належать до сильніших окисників: у них майже миттєво згоряє алюміній, а деревинні ошурки – при незначному нагріванні. Вони реагують з водою з утворенням кисню і гідроген пероксиду



Гідриди – білі кристалічні речовини, що містять аніон H^{-1} . Їх термічна стійкість зменшується у ряді $\text{LiH} - \text{NaH} - \text{KH} - \text{RbH} - \text{CsH}$, а реакційна здатність, навпаки, – збільшується від LiH до CsH . Завдяки невеликій стікості вони розкладаються водою, при цьому Гідроген (-1), що входить до складу гідриду відновлює Гідроген (+1), який знаходиться у воді



Їх вважають солеподібними сполуками, оскільки вони легко вступають у реакцію с кислотними оксидами, наприклад, з вуглекислим газом, утворюючи формиат натрію – сіль органічної (мурашиної) кислоти



Гідроксиди лужних металів – луги. Це безбарвні кристалічні речовини, легкоплавкі: $T_{\text{пл}}$ зменшується від LiOH (473°C) до CsOH (346°C), дуже добре розчинні у воді (за винятком LiOH), стійкі до нагрівання навіть до 1000°C, крім LiOH , який розкладається вже при температурі 500°C

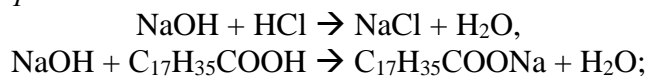


Луги належать до дуже сильних електролітів, вони майже повністю дисоціюють у водних розчинах, утворюючи незв'язані йони

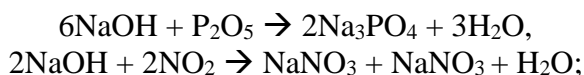


Наявність у розчинах лугів незв'язаного гідроксиду OH^- зумовлює високу реакційну здатність гідроксидів лужних металів, які взаємодіють з численними речовинами багатьох класів неорганічних і органічних сполук:

– з мінеральними і органічними кислотами



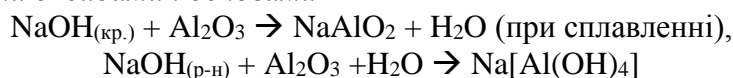
– з кислотними оксидами



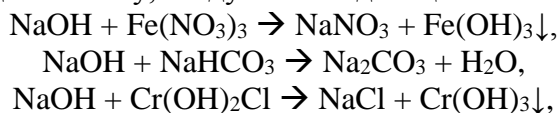
вони добре поглинають із повітря вуглекислий газ, який теж належить до кислотних оксидів



– з амфотерними оксидами і основами



– з нормальними, кислотними, основними і амонійними солями (умовою протікання цих реакцій є утворення внаслідок неї газу, осаду чи малодисоційованої сполуки)

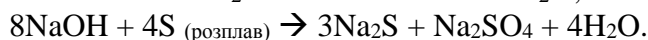




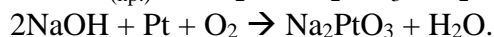
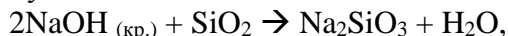
однак при нагріванні остання реакція проходить іншим шляхом:



– з деякими неметалами, наприклад:

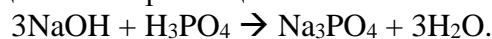


Луги є настільки сильними основами, що при плавленні реагують навіть зі склом і фарфором і розчиняють платину та деякі інші малоактивні метали у присутності кисню

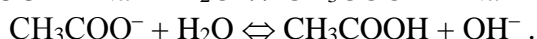
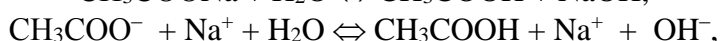
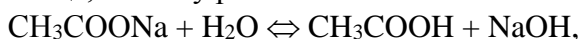


Солі. Лужні метали утворюють солі з усіма оксигенвмісними і безкисневими кислотами. Корисно пам'ятати, що для деяких солей лужних металів більш поширеними є не номенклатурні, а тривіальні назви, наприклад: NaCl – поварена сіль, Na₂CO₃ – сода, або кальцінована сода NaHCO₃ – питна сода, K₂CO₃ – поташ, NaNO₃ і KNO₃ – селітри, Na₂B₄O₇ – бура, а натрієві солі вищих карбонових кислот загального складу C_nH_{2n+1}COONa – мила.

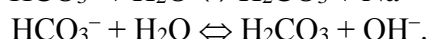
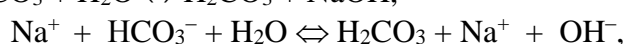
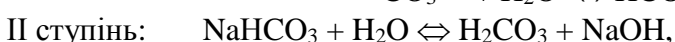
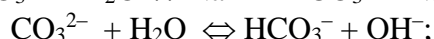
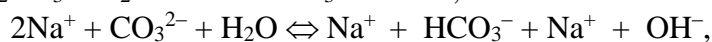
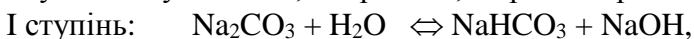
Майже всі солі лужних металів добре розчиняються у воді, тому найчастіше їх добувають за обмінними реакціями нейтралізації



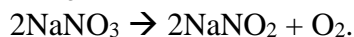
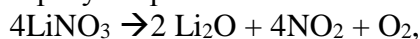
Солі лужних металів і слабких кислот гідролізуються у водних розчинах з утворенням лужного середовища, в якому pH >7:



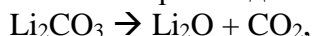
Якщо у складі солі є багатозарядний аніон слабкої кислоти, то така сіль гідролізується ступінчасто, наприклад, гідроліз карбонату натрію:



Солі безкисневих кислот стійкі до нагрівання, при високих температурах вони просто переходять з твердого стану в рідкий розплав. Однак солі оксигенвмісних кислот не завжди витримують значне підвищення температури. Нітрати розкладаються, причому нітрат літію розкладається за однією схемою, а нітрати всіх інших лужних металів – за іншою, як показано на прикладі нітрату натрію:



Стійкість солей лужних металів до підвищених температур зростає згори вниз – від солей літію до солей цезію. Так, карбонат літію розкладається



а карбонат натрію Na₂CO₃ та карбонати інших лужних металів плавляться без розкладання.

6. Застосування лужних металів та їх сполук.

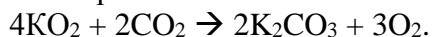
Деякі шляхи використання лужних металів та їх сполук вже були згадані у попередньому тексті. До того слід додати ще кілька моментів.

Металевий натрій – найширше застосований метал. Він використовується у металургії як відновник, для абсолютування органічних розчинників, як теплоносій в

ядерних реакторах сумісно з калієм, для добування Na_2O_2 , який, у свою чергу, застосовується для очищення та регенерації повітря в апаратах штучного дихання.

Сполуки натрію використовуються у медицині і багатьох галузях промисловості. Пероксиди застосовують для вибілювання тканин, гідроксид натрію – при виробництві целюлози, виготовленні мил і миючих засобів, штучного волокна, очищення мастил, виробництві барвників тощо. Фторид натрію використовують для просочення деревини і як флюс.

Металевий калій застосовують рідше, ніж натрій. Його використовують у металотермії та органічних синтезах для одержання сплавів з натрієм та іншими металами, а також для вимірювання поглинання рентгенівського випромінювання за допомогою калієвої пластинки. З нього одержують супероксид, який використовують у підводних човнах для регенерації повітря:



Сполуки калію застосовують у сільському господарстві як добрива, в стекольній промисловості, при виробництві рідкого мила та ін.

Рубідій та цезій застосовують для виготовлення фотоелементів. Інтерметалеві сполуки рубідію та цезію Rb_3Sb і Cs_3Sb використовують як напівпровідниковий матеріал при виготовленні фотокатодів. Багато комплексних сполук, що містять Rb і Cs , використовують в аналітичній хімії.

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. Лидин Р.А. и др. Химические свойства неорганических веществ: Учеб. пособие для вузов. 3-е изд., испр. / Р.А.Лидин, В.А.Молочко, Л.Л.Андреева; Под ред. Р.А.Лидина. – М.: Химия, 2000. – 480 с.: ил. ISBN -724-1163-0
3. 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.
4. 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.
5. 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.
6. 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.
7. 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.
8. 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.

9. 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.
10. 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.
11. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.
12. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедев.– Суми: Сумський державний університет, 2011. – 349 с. ISBN 978-966-657-338-7.
13. 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.
14. 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. Яка електронна конфігурація атомів елементів 1 групи? Як змінюється перший потенціал іонізації в ряду Li - Na - K - Rb -Cs? Які ступені окислення виявляють ці елементи?
2. Як в ряду Li - Na - K - Rb - Cs змінюються атомний та іонний радіуси?
3. Як в ряду Li - Na - K - Rb - Cs змінюється радіус гідратованого іона?
4. У вигляді яких сполук лужні метали зустрічаються в природі? Наведіть основні реакції, що протікають в процесі отримання металічного Na (Li)? Як на практиці отримують K і важчі метали?
5. Сполуки якого складу утворюються при згорянні лужних металів на повітрі або в кисні? Від чого залежить їх склад?
6. Вкажіть положення лужних елементів в періодичній системі елементів, будова і розмір їх атомів і ступені окислення, які вони проявляють. Як змінюються: а) енергія іонізації атомів; б) відновні властивості простих речовин із зростанням порядкового номера елемента? Підтвердіть Вашу відповідь прикладами.
7. Порівняйте хімічну активність лужних металів на прикладі їх взаємодії: а) з киснем повітря, б) з водою. Порівняйте взаємодію з водою натрію і амальгами натрію (умовного складу NaHg₂).
8. Чому лужні метали зберігають під шаром гасу або вазелінового масла? Чи можна зберігати лужні метали під шаром: а) ацетону, б) етанолу, в) тетрахлориду вуглецю? Поясніть відповідь рівняннями реакцій.
9. Які кисневі сполуки утворюються при горінні лужних металів на повітрі? Який з лужних металів при згорянні на повітрі утворює не тільки оксид, але і нітрид?
10. Який характер (кислотний, основний, амфотерний) мають кисневі сполуки лужних металів?
11. У чому полягають особливості хімії літію в порівнянні з властивостями інших металів ІА групи таблиці хімічних елементів?
12. На чому ґрунтуються способи одержання лужних металів у промисловості?

13. На чому заснований промисловий спосіб отримання гідроксидів лужних металів?
14. Гідрокарбонати натрію або калію використовують в сухих вогнегасниках. Чим це зумовлено? Наведіть рівняння реакцій, які лежать в основі протипожежної дії цих речовин.
15. Зіставте температури плавлення і термічну стійкість солей оксигенвмісних кислот для літію і лужних металів. Які загальні висновки при цьому можна зробити?
16. Який з елементів ІА-групи є кращим комплексоутворювачем і чому?
17. Яку роль відіграють йони Калію і Натрію у фізіологічних і біологічних процесах?
18. Які продукти гідролізу пероксиду натрію належать до надзвичайно нестійких?