**Лекція 7.** **Елементи головної підгрупи I групи**

***Загальна характеристика***

Лужні металічні елементи — це s-елементи, які розміщуються у головній підгрупі I групи періодичної системи: Літій (Li), Натрій (Na), Калій (К), Рубідій (Rb), Цезій (Cs) та Францій (Fr).

Загальна електронна формула — *ns1.* У зовнішньому електронному рівні їхніх атомів розміщується один валентний електрон. Атоми лужних металічних елементів мають низькі потенціали іонізації, які зменшуються по групі зверху донизу. Легко утворюють іон Ме+:

Ме°-1е-→Ме+

У сполуках виявляють валентність I, ступінь окиснення — +1. Лужні метали в реакціях виявляють лише відновні властивості (здатність віддавати електрони із зовнішнього електронного шару). У ряду від Літію до Францію зростає атомний радіус, відповідно зростають металічні та відновні властивості, хімічна активність.

Прості речовини, утворені елементами родини лужних металічних елементів, називають *лужними металами.* Лужні метали мають сріблясто-білий колір, вони доволі пластичні, м'які, легко ріжуться ножем, мають хорошу електро- і теплопровідність, легкоплавкі. Температури плавлення зменшуються в ряду від Літію до Цезію.

Мають велику реакційну здатність, утворюють сполуки з іонним типу зв'язку. Це найактивніші у хімічному відношенні метали. Лужні металічні елементи утворюють основні оксиди складу Ме2О та основи МеОН. Усі оксиди реагують з водою. Розчинність у воді і сила лугів зростає від Літію до Францію. Через легкість окиснення на повітрі лужні метали зберігають під шаром гасу (або інших інертних речовин, щоб виключити контакт металу з водою та киснем повітря). Солі лужних металічних елементів, потрапляючи в полум'я пальника, можуть змінювати його забарвлення.

***Натрій і Калій***

Натрій — 11-й елемент періодичної таблиці, заряд ядра — +11. Хімічний символ — Na. Природний Натрій складається з одного стабільного ізотопу — 23Na; відомо також 6 радіоактивних ізотопів. Калій — 19-й елемент періодичної таблиці, заряд ядра — +19. Хімічний символ — К. У природі є два стабільні ізотопи — 39К (93,3 %) і 41 К (6,7 %) — і один радіоактивний — 40К (0,012 %), який вважають одним з основних джерел геотермальної енергії, що виділяється у надрах Землі. У мінералах, які містять Калій, 40К поступово перетворюється на 40Аг, що дає змогу вимірювати вік гірських порід *(калій-аргоновий метод).*

Електронні формули: 11Na *1s22s22p63s1 -1e- →* 11Na+ *1s22s22p6*

**19**K*1s22s22p63s23p64s1 -1e- →***19**K+ *1s22s22p63s23p6.*

***Поширеність Натрію і Калію*** *в* ***природі***

Натрій і Калій — доволі поширені в природі елементи *(кларки* Натрію і Калію у земній корі становлять відповідно 25 і 24 кг/т), але внаслідок високої хімічної активності трапляються лише у вигляді сполук. Входять до складу солей морської води, мінералів та гірських порід.

Натрій хлорид NaCl – основний компонент (77.8%) *морської солі*. Світовий океан містить 4∙1015т NaCl. З кожної тонни морської води можна отримати близько 1,3 кг NaCl. Натрій хлорид трапляється у вигляді мінералу галіту (становить 90 % кам’яної солі), який утворює кірки на стінках кратерів вулканів, а також поту­жні поклади в землі, товщина яких може сягати 100 м. Природними сполуками Натрію є також чилійська селіт­ра NaNО3, мірабіліт (мінерал глауберової солі Na2SО4 • 10Н2О, один з найлегших природних мінералів, густи­на — 1,49 г/см3), бура Na2B4О7 • 10Н2О, польові шпати, нефелін і деякі інші силікати.

На частку солей Калію (КС1, K2SО4) припадає близько 5 % маси морської солі (або 380мг йонів Калію на літр морської води). Калій міститься у складі декількох сотень мінералів: ортоклазу К2О • А12О3 • 6SiО2 (майже 18 % маси земної кори, сильвіну КС1, сильвініту КС1 • NaCl, карналіту КС1 • MgCl2 • 6Н2О, каїніту КС1 • MgSО4 • 6Н2О, калійної солі (багатокомпонентного мінералу, який містить усі вказані солі).

Йони К+ та Na+ входять до складу всіх клітин, беруть участь у багатьох життєво важливих процесах, зо­крема підтриманні водного, електролітного, кислотно-лужного балансу.

Фізичні властивості натрію та калію

Натрій і калій легші за воду: густина — 0,97 і 0,856 г/см3 відповідно. Натрій має хорошу електро- і тепло­провідність, температура плавлення — 97,86 °С, а кипіння — 883,15°С, що й визначає (разом з відносною де­шевизною добування) широту його застосування. Відносна молекулярна маса натрію — 23, молярна маса — 23 г/моль. Відносна молекулярна маса калію — 40, молярна маса — 40 г/моль. Електронегативності Натрію і Калію за Полінгом становлять відповідно 0,93 і 0,82. Солі Натрію забарвлюють полум’я газового пальника в жовтий колір, солі Калію — в рожево-фіолетовий. Легко утворюють сплави із ртуттю (амальгами).

Добування натрію та калію

Натрій і калій одержують електролізом розплавів їхніх солей (хлоридів) та гідроксидів:

електроліз

2NaCl → 2Na + Cl2↑

електроліз

4NaOH → 4Na + О2↑ + 2H2О

Крім того, калій добувають під час взаємодії натрію з калій хлоридом (реакцію проводять у розплаві).

 800 °С

Na + КС1 → NaCl + К

Хімічні властивості натрію та калію

**1. Калій і натрій реагують з простими речовинами:**

* з киснем повітря за нормальних умов, утворюючи натрій пероксид та калій надпероксид, а тому ці ме­тали зберігають під шаром гасу, оскільки вони на повітрі енергійно реагують з киснем:

2Na + О2 = Na2О2

Також утворюється незначна кількість натрій оксиду:

4Na + О2 = 2Na2О

2К + 2О2 = К2О4 або К + О2 = КО2

* з воднем, утворюючи гідриди; у гідридах ступінь окиснення Гідрогену становить -1:

2К + Н2= 2КН

Гідриди легко розкладаються водою з виділенням водню:

КН + Н2О ± КОН + Н2↑

* з галогенами, у їхній атмосфері (F2, С12 та парів Вг2) самозаймаються, утворюючи галогеніди:

2Na + С12 = 2NaCl (натрій хлорид)

* з іншими неметалами — азотом, фосфором, сіркою — при нагріванні:

 t°

6Na + N2 ===== 2Na3N (натрій нітрид)

 t°

ЗК + Р ===== К3Р (калій фосфід)

 t°

2Na + S ===== Na2S (натрій сульфід)

**2. Калій і натрій реагують зі складними речовинами:**

• з водою за нормальних умов енергійно (з вибухом):

2Na + 2Н2О = 2NaOH +Н2↑

• з кислотами:

а) з кислотами, що є слабкими окисниками, утворюється сіль та виділяється водень:

2Na + H2SO4 (розб.) = Na2SO4 + H2↑

2Na + 2HCl = 2NaCl + H2↑

б) з кислотами-окисниками (з вибухом), однак водень не утворюється:

8Na + 10HNO3 (розб.) = 8NaNO3 + NH4NO3 + 3Н2О

8Na + 10HNO3 (конц.) = 8NaNO3 + N2O↑+ 5Н2О

8Na + 5H2SO4 (конц.) = 4Na2SO4 + H2S↑ + 4H2O

• з органічними речовинами:

а) зі спиртами:

2С2Н5ОН + 2Na →2C2H5ONa + Н2↑

б) з фенолом:

2С6Н5ОН + 2Na → 2C6H5ONa + Н2↑

в) з галогеноалканами:

2С2Н5С1 + 2Na → С4Н10 + 2NaCl

***Застосування натрію і калію***

Натрій як сильний відновник використовують у хімічній промисловості (відновлення вищих спиртів у виробництві синтетичних мийних засобів) та кольоровій металургії рідкісних металів (цирконію), а як каталізатор — у виробництві синтетичного (бутадієнового) каучуку. Його застосовують у машинобудуванні (виробництво підшипників), у виробництві тетраетилсвинцю (антидетонатора пального). Металічний натрій (а також його сплави з калієм, рубідієм, цезієм) використовують як теплоносій в атомних реакторах, клапанах авіаційних двигунів тощо. Натрій застосовують у виробництві газорозрядних ламп високого й низького тиску, які використовують у промисловості та для освітлення вулиць (жовте світло). Натрій використовують в аналітичній хімії. За його допомогою очищують речовини від слідів води.

Металічний калій, на відміну від натрію, не має суттєвого промислового значення. Його використовують як каталізатор у виробництві деяких видів синтетичного каучуку та в аналітичній хімії.