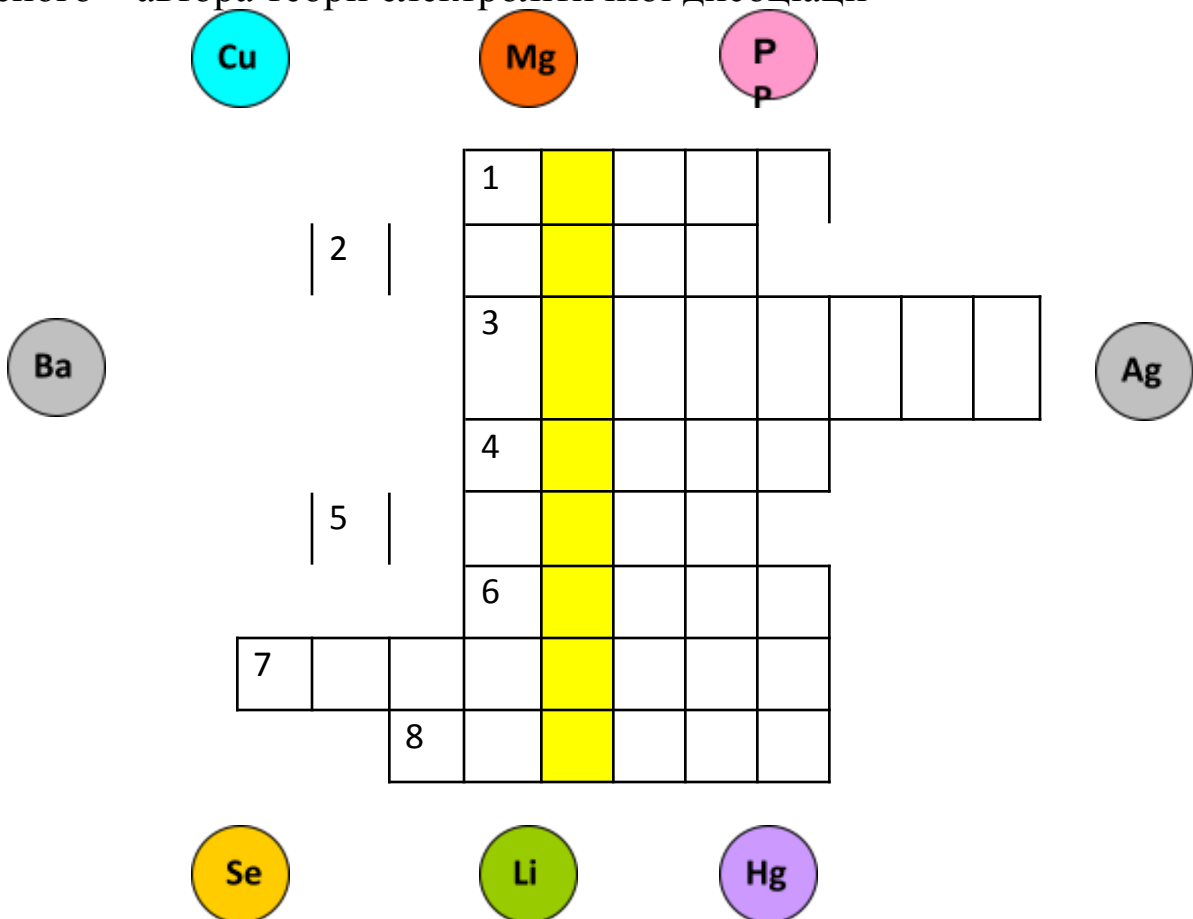


Лужні метали

I. Організаційний етап

II. Актуалізація опорних знань

У восьми кружечках розміщені знаки хімічних елементів. Розташуйте їх назви по горизонталі у клітинках таким чином, щоб у виділеному вертикальному стовпчику можна було прочитати прізвище вченого – автора теорії електролітичної дисоціації



III. Мотивація навчальної діяльності

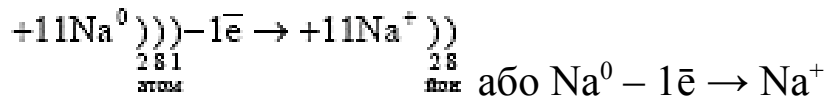
У цій темі Ви дізнаєтесь про особливості будови атомів лужних металів, їх місце у періодичній системі. Повторите, як записувати електронні формули атомів Натрію і Калію, як складати рівняння реакцій, що характеризують їх хімічні властивості, дізнаєтесь про добування й застосування лужних металів.

IV. Вивчення нового матеріалу

Прості речовини елементів I групи головної підгрупи називаються **лужними металами**. Лужними вони називаються тому, що їх гідроксиди є сильними лугами.

До цих елементів належать Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій і Францій.

Атоми лужних металів, маючи один електрон на зовнішньому енергетичному рівні (s^1), легко віддають його при хімічних реакціях. Віддаючи електрон, нейтральні атоми перетворюються в однозарядні позитивні йони:



У сполуках ці елементи проявляють *ступінь окиснення +1* і утворюють тільки йонні сполуки. У вільному вигляді атоми електронейтральні (ступінь окиснення нуль).

Валентність I.

В межах кожного періоду це найбільш активні металічні елементи і найсильніші відновники. Із зростанням порядкового номера збільшується радіус атомів. Зовнішній або валентний електрон усе більше віддаляється від ядра і металічні властивості зростають $\text{Li} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Rb} \rightarrow \text{Fr}$.

Історія відкриття та етимологія назв лужних металів

Хімічний елемент	Дата відкриття хімічного елемента	Вчений, який відкрив хімічний елемент	Походження назви хімічного елемента	Дата добування простої речовини	Вчений, який добув просту речовину
Li	1817	Ю.А.Арфведсон (Швеція)	Від грец. - камінь	1818	Англійський фізик-хімік Г.Деві
Na	1807	Г.Деві (Англія)	Від давньоримської назви соди <i>natron</i>	1807	Г.Деві (Англія)
K	1807	Г.Деві (Англія)	Від арабської назви лугу, давньоримської назви поташу <i>alkali</i>	1807	Г.Деві (Англія)
Rb	1861	Р.В.Бунзен і Г.Кірхгоф (Німеччина)	Від кольору характерних ліній спектру <i>rubidus</i> – темно-червоний	1863	Р.В.Бунзен (Німеччина)
Cs	1860	Р.В.Бунзен і Г.Кірхгоф	Від кольору характерних	1882	К.Сеттерберг (Швеція)

		(Німеччина)	ліній спектру <i>caesus</i> – синьо-сірий		
<i>Fr</i>	1939	М.Перей (Франція)	На честь Франції	1932	М.Перей (Франція)

Знаходження в природі

Внаслідок хімічної активності лужні метали зустрічаються в природі у вигляді сполук:

Сполуки Натрію Вміст Натрію в земній корі становить 2,64%	Сполуки Калію Вміст Калію в земній корі становить 2,6%
NaCl – кухонна сіль, кам'яна сіль Na ₂ SO ₄ • 10H ₂ O – глауберова сіль Na ₂ CO ₃ – сода кальцинована NaNO ₃ – чилійська селітра	K ₂ CO ₃ – поташ (у золі деяких рослин) KCl • NaCl – сильвініт KCl • MgCl ₂ • 6H ₂ O – карналіт KCl • MgSO ₄ • 6H ₂ O – каїніт K – входить до складу майже всіх рослин

Інші елементи належать до рідкісних, і їх сполук у природі мало. Франції добуто штучно в результаті ядерних реакцій.

Фізичні властивості

Натрій і калій – метали сріблясто-білого кольору з незначними відтінками на свіжозрізаній поверхні, легкі, м'які, легко ріжуться ножом, легкоплавкі. На повітрі лужні метали легко окиснюються, тому блискуча поверхня свіжого зрізу металу швидко мутніє.

Лужні метали зберігають в олії або їх покривають шаром гасу.

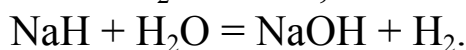
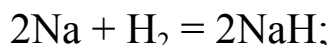
Лужні метали добре розчиняються у ртуті, утворюючи *амальгами*. Температура плавлення натрію становить –97,8°C (зменшується від літію до цезію).

Натрій і калій мають високу електричну і теплову провідність. Внесені у полум'я пальника сполуки натрію забарвлюють полум'я у жовтий колір, а калію – у фіолетовий. Цю властивість використовують для розпізнавання цих сполук.

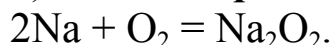
Хімічні властивості металів та їх сполук

Лужні метали найактивніші з усіх металів. Вони розміщені на початку електрохімічного ряду напруг металів. Реакційна здатність дуже велика. Уже при кімнатній температурі вони реагують з багатьма неметалами.

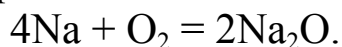
а) **З воднем** при нагріванні утворюють тверді речовини гідриди. Гідриди металів легко розкладаються водою з утворенням відповідного лугу і водню:



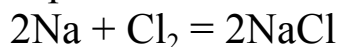
б) Під час **горіння** натрію і калію в кисні утворюються перокси:



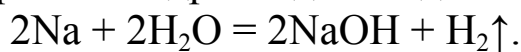
Під час повільного окиснення або горіння в умовах недостачі кисню утворюються оксиди:



в) Внаслідок **взаємодії з іншими неметалами** (Cl_2 , N_2 , P , S , Si , Br_2 , I_2 , C) утворюються солі – тверді кристалічні йонні сполуки:

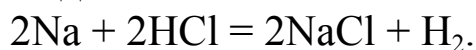


г) Калій і натрій бурхливо реагують з **водою** за звичайних умов з утворенням гідроксидів і водню:

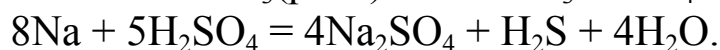
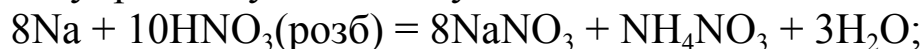


При взаємодії з водою кусочок натрію плавиться і набувши форму кульки «бігає» по поверхні води завдяки підштовхуванню його воднем, який виділяється. При взаємодії калію з водою утворений водень самозагоряється.

д) Натрій і калій енергійно взаємодіють з **кислотами** – слабкими окисниками HCl , H_2SO_4 (розбавлена), HBr , HI , H_2S тощо, з утворенням солі і водню:



Під час реакції з кислотами – сильними окисниками HNO_3 і концентрованою H_2SO_4 натрій і калій відновлюють Нітроген і Сульфур відповідних кислот до нижчих ступенів окиснення. Паралельно відбувається взаємодія цих металів з водою з утворенням водню. Ці реакції супроводжуються вибухом:



Добування

Натрій добувають електролізом розплавів натрій хлориду та натрій гідроксиду. Добувати калій електролізом KCl і KOH небезпечно і економічно не вигідно.

Калій добувають так:

а) через розплавлений калій хлорид пропускають пару натрію при $800^{\circ}C$, а пару калію що виділяється, конденсують $KCl + Na = NaCl + K$;

б) взаємодія розплавленого калій гідроксиду з рідким натрієм в реакційній колонці з нікелю: $KOH + Na = NaOH + K$.

Застосування

$NaCl$ – найважливіша із солей. Ця сіль необхідна нашому організму, тому ми вживаємо її в їжу. Її використовують для консервування харчових продуктів, добування натрій гідроксиду, соди, хлору, хлоридної кислоти.

Na_2CO_3 – для виробництва скла, твердого мила, пом'якшення води при фарбуванні, очистки замаслених деталей.

$NaOH$ – для очистки нафтопродуктів, в паперовій і текстильній промисловості, виробництво штучних волокон, напівпровідників, мила.

$NaHCO_3$ – харчова сода.

Na_2SiO_3 – рідке скло, силікатний клей.

$NaNO_3$ – харчова приправа (азотне добриво).

K – теплоносії в ядерних реакторах, використовують у фотоелементах, в органічному синтезі.

Na – як каталізатор в оргсинтезі (виробництво каучуку), відновник тугоплавких металів, як теплоносії в ядерних реакторах, наповнювач газорозрядних натрієвих ламп, в сплавах із свинцем для виготовлення підшипників.

KOH – добування рідкого мила, електроліт в акумуляторах, очищувач повітря.

K_2CO_3 – для виробництва скла, рідкого мила, як мінеральне добриво.

$KMnO_4$ – для дезінфекції.

$K_2Cr_2O_7$ – дублення шкіри, виробництва оранжевих барвників.

Калій являє собою елемент, конче необхідний для живлення рослин. Натрій впливає на скорочення м'язів, забезпечує нормальне функціонування серцевого м'яза, регулює середовище організму. Натрій приймає участь у підтриманні кислотно-лужного балансу в організмі. Натрій у великій кількості міститься в рослинах, які ростуть на засолених

грунтах. У цих рослинах він створює осмотичний тиск клітинного соку, завдяки чому вони вбирають воду із засолених ґрунтів.

Слід пам'ятати, що працювати із лужними металами й лугами можна, тільки захистивши очі окулярами або прозорим екраном.

Біологічна роль літію *Літій* є умовно-есенціальним мікроелементом. Це означає, що його біологічна функція відома (або визнана), однак явищ дефіциту літію не спостерігають. Вміст літію в організмі дорослої людини становить близько 70 мг. Переважно він знаходиться (по зменшенню концентрації) в мозку, печінці, нирках, кістках, серці, легенях.

Біологічна роль літію встановлена не до кінця.

За різними джерелами літій може надавати наступні ефекти: знижує збудливість центральної нервової системи (препарати літію застосовуються в психіатрії), регулює транспорт натрію в нервових і м'язових клітинах, знижує кількість доступного вільного норадреналіну в центральній нервовій системі, знижує вміст серотоніну в центральній нервовій системі, збільшує чутливість нейронів деяких областей мозку до дії дофаміну.

Найбільш важливими джерелами літію є деякі рослини (томати), риба і морепродукти, а також печінка і легені.

Натрій є макроелементом, його вміст в організмі дорослої людини становить близько 150-200 грамів. Вміст натрію в міжклітинному просторі в 15 разів вище, ніж усередині клітин (різниця забезпечується спеціальним натрій-калієвий насосом). Обмін регулюється натрію гормонами щитовидної залози: при її недостатності натрій затримується в тканинах, а при гіперфункції натрій посилено виводиться з організму.

Біологічна роль натрію: підтримує осмотичний тиск і рН середовища разом з калієм формує електричний потенціал мембран клітин, за рахунок якого передається сигнал в нервових клітинах, м'язових клітинах, бере участь у транспорті через мембрани клітин амінокислот, цукрів, неорганічних і органічних аніонів бере участь в переносі оксиду вуглецю в крові посилює виділення нирками різних продуктів метаболізму бере участь у гідратації білків і розчиненні органічних кислот бере участь в утворенні шлункового соку активує ферменти слини і підшлункового соку

Вміст натрію в продуктах досить невелика. Макроелемент входить до складу морської капусти, моркви, буряку, цикорію, кульбаби, селері. При приготуванні страв рекомендують застосовувати морську очищену

сіль, тому як вона меншою мірою призводить до затримки води в організмі.

Калій разом з іншими найважливішими електролітами забезпечує необхідне осмотичний тиск у біологічних рідинах організму і в клітинах, є компонентом буферних систем, підтримує електричний потенціал на мембранах клітин всіх тканин.

Основні функції калію в організмі: забезпечення збудливості і провідності клітин нервової системи та м'язових клітин, участь в передачі нервових імпульсів і скороченні м'язових клітин підтримка осмотичного тиску в клітинах, тканинах і біологічних рідинах забезпечення кислотно-лужної рівноваги участь в нервовій регуляції серцевих скорочень Калій сприяє постачанню мозку киснем, підвищуючи розумову активність, бере участь у передачі нервових імпульсів, знижує кров'яний тиск, очищає організм від токсинів і шлаків, допомагає при лікуванні алергічних захворювань.

Калій міститься в моркві, картоплі, капусті, хроні, кропиві, цибулі, буряках, а також у бобових, яблуках, сухофруктах, винограді.

Використання літію. Найважливішою областю застосування літію, як джерела тритію є атомна енергія. Літій, крім того, використовується як теплоносії в атомних реакторах. Літій протягом століття застосовували в медицині як засіб від подагри. Сполуки лужного металу застосовують при виготовленні скла, для додачі скляної масі в'язкості.

Промислове використання літію почалося з першої світової війни, коли німецькі війська почали використовувати сплав літію і свинцю. Отримана німецька розробка виявилася відмінним матеріалом для покриття поверхонь, що труться. З цього моменту літій отримав своє законне місце в металургії. Його використовують у багатьох промислових сплавах. Літій стали широко використовувати при видаленні газів, розчинених у розплавах металів. Зараз відомо, що літій здатний підвищити міцність сталі.

Використання натрію. Натрій використовується як теплоносії, а в сплаві з калієм - в атомній енергетиці в ядерних установках. Як відновник застосовується для отримання тугоплавких металів (титану, цирконію та ін), пероксид натрію Na_2O_2 - для відбілення вовни, тканин, шовку та ін; В якості каталізатора - в органічному синтезі і при отриманні синтетичного каучуку.

Використання солей натрію.

Натрій з усіма кислотами утворює солі, які використовуються в житті людини і у всіх галузях промисловості:

сода кальцинована (карбонат натрію Na_2CO_3) і питна (бікарбонат натрію NaHCO_3) - основні продукти хімічної промисловості;

бромід натрію NaBr - використовується в медицині та у фотографії;

NaF - в сільському господарстві, для обробки деревини, у виробництві емалей та ін.

Хлорид натрію NaCl (кухонна сіль) - в техніці, медицині, в харчовій промисловості, для виробництва соди, їдкого натру та ін

Дихромат натрію $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ - як дубильну речовину і сильний окислювач (хромову суміш - розчин дихромату натрію і концентрованої сірчаної кислоти - використовують для миття лабораторного посуду);

нітрат натрію NaNO_3 (натрієва селітра) - в якості азотного добрива;

силікат натрію NaSiO_3 - розчинне скло;

сульфат натрію Na_2SO_4 - в скляній, шкіряній, миловарній, текстильній, целюлозно-паперовій промисловості;

Використання калію.

Рідкий при кімнатній температурі сплав калію і натрію використовується в якості теплоносія в замкнених системах, наприклад, в атомних силових установках на швидких нейтронах. Крім того, широко застосовуються його рідкі сплави з рубідій і цезієм.

Сполуки калію - найважливіший біогенний елемент і тому застосовуються в якості добрив.

Солі калію широко використовуються в гальванотехніці, тому що, незважаючи на відносно високу вартість, вони часто більш розчинні, ніж відповідні солі натрію, і тому забезпечують інтенсивну роботу електролітів при підвищеній щільності струму.

Бромід калію застосовується в медицині і як заспокійливий засіб для нервової системи.

Гідроксид калію (їдке калі) застосовується в лужних акумуляторах і при сушінні газів.

Карбонат калію (поташ) використовується як добриво, при варінні скла.

Хлорид калію (сильвін, «калійна сіль») використовується як добриво.

Нітрат калію (калійна селітра) - добриво, компонент чорного порошу.

Перхлорат і хлорат калію (бертолетова сіль) використовуються у виробництві сірників, ракетних порохів, освітлювальних зарядів, вибухових речовин, в гальванотехніки.

Дихромат калію (хромпик) - сильний окислювач, використовується для приготування «хромової суміші» для миття хімічного посуду і при обробці шкіри (дублення). Також використовується для очищення ацетилену на ацетиленових заводах від аміаку, сірководню та фосфіну.

Перманганат калію - сильний окислювач, використовується як антисептичний засіб у медицині та для лабораторного одержання кисню.

Дигідрофосфат і дідейтерофосфат калію у вигляді монокристалів в лазерній техніці.

Хлорид калію (сильвін, «калійна сіль») використовується як добриво.

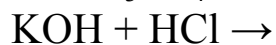
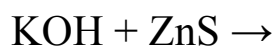
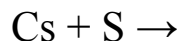
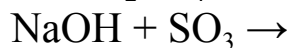
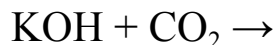
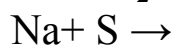
Фтороборат калію - важливий флюс для пайки сталей і кольорових металів.

Ціанід калію застосовується в гальванотехніки (сріблення, золочення), при видобутку золота та при нітроцементації сталі.

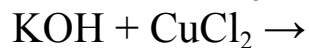
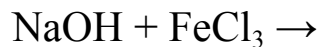
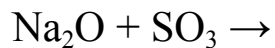
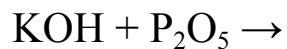
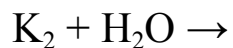
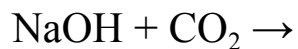
V. Узагальнення й систематизація знань

Завдання для самоконтролю.

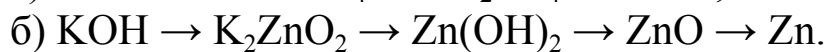
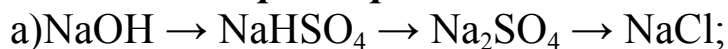
1. Закінчіть рівняння можливих реакцій:



2. Закінчіть рівняння реакцій:



3. Напишіть рівняння реакцій за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



VI. Домашнє завдання

Вивчити конспект.

VII. Підбиття підсумків уроку