

Лекція за темою «Елементи I A. Гідроген»

Загальна характеристика елементів IA групи

До I A групи періодичної системи належать *s*-елементи: Літій Li, Натрій Na, Калій K, Рубідій Rb, Цезій Cs і Францій Fr, які називають лужними металами.

Атоми *s*-елементів I A 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. Деякі властивості елементів IA групи наведені у таблиці 1.

Таблиця 1

Властивості елементів IA групи

	Li	Na	K	Rb	Cs
Атомна маса	6,94	22,99	39,1	85,47	132,9
Валентні електрони	$2s^1$	$3s^1$	$4s^1$	$5s^1$	$6s^1$
Металічний радіус, нм	0,155	0,189	0,236	0,248	0,267
Радіус іона E^+ , нм	0,068	0,098	0,133	0,149	0,165
Енергія іонізації $E^0 \rightarrow E^+$, eV	5,39	5,14	4,34	4,18	3,89
Густина, г/см ³	0,53	0,97	0,86	1,52	1,89
Температура плавлення, °C	180,0	97,8	63,5	38,7	28,5
Температура кипіння, °C	1340,0	882,5	758,5	696,0	706,0
Стандартний електродний потенціал $E^0_{Me^+/Me}$, В	-3,045	-2,714	-2,924	-2,925	-2,923

Літій відрізняється від інших елементів I A групи малими розмірами і найменшою, у порівнянні з ними, активністю. У цьому відношенні він нагадує розміщений по діагоналі від Li елемент II A групи — Магній. Великий показник енергії гідратації катіонів літію пояснює більш негативну величину (-3,045 В) стандартного електродного потенціалу Літію, порівняно з Натрієм.

Поширення елементів 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 ($\text{Li}_2\text{O}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 4\text{SiO}_2$, LiAlPO_4F). Рубідій і Цезій є супутниками калієвих мінералів. Вміст у земній корі Rb — $1,5\cdot 10^{-2}$ %; Cs — $3,7\cdot 10^{-4}$ %.

Одержання простих речовин

Літій і натрій одержують електролізом розплавів солей або легкоплавких сумішей типу $\text{CaCl}_2 + \text{NaCl}$. Калій, рубідій і цезій важко одержати електролізом, оскільки вони мають низькі температури плавлення і легко випаровуються. Ці метали одержують обробкою розплавлених хлоридів паровою натрію:

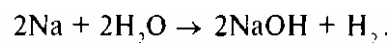


Очищають лужні метали методом перегонки.

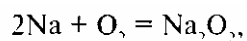
Фізичні та хімічні властивості

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.

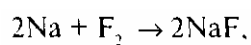
При окисненні лужних металів киснем повітря при звичайній температурі літій, натрій, калій вкриваються плівкою оксидів, пероксидів та карбонатів, а цезій — плівкою пероксиду. З водою натрій реагує бурхливо, рубідій і цезій — з вибухом:



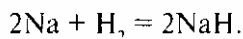
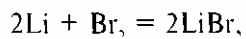
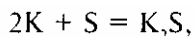
В атмосфері кисню лужні метали згоряють. При цьому літій утворює оксид, натрій — пероксид, а інші метали — надпероксиди EO_2 , наприклад:



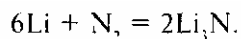
За звичайних умов лужні метали горять в атмосфері фтору і хлору:



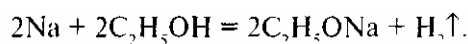
а при незначному нагріванні взаємодіють з сіркою, бромом, воднем та іншими неметалами, утворюючи відповідні сульфіді, броміді, гідридні:



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

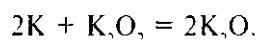
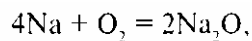


Слід пам'ятати, що працювати з лужними металами необхідно з великою обережністю, так як вони легко спалахують, бурхливо реагують з водою та іншими речовинами. Тому метал виймають із склянки з гасом пінцетом, висушують фільтрувальним папером і відрізають необхідну кількість металу. Залишки лужних металів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

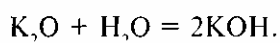
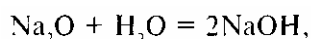


Сполуки лужних металічних елементів

Оксиди Натрію, Калію, Рубідію та Цезію можна одержати при недостатці кисню або взаємодією металів з пероксидами:



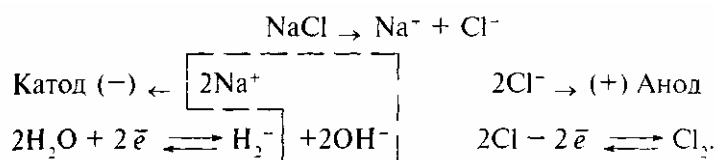
Оксиди Літію і Натрію безбарвні, оксиди Калію та Рубідію — жовті, оксид Цезію — оранжевий. Ці оксиди інтенсивно взаємодіють з водою з утворенням відповідних гідроксидів, наприклад:



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):

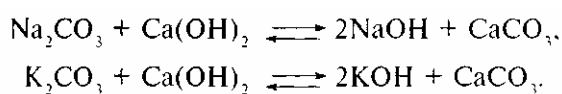


Гідроксиди одержують електролізом водних розчинів хлоридів лужних металів. Схематично процес електролізу NaCl має вигляд:



Йони 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 натрій гідроксид. 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:

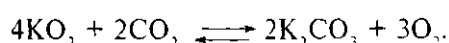


Оброблена сода стає їдкою, тому натрій гідроксид, який одержують таким способом, називають каустичною содою (каустичний в перекладі з грецької означає «їдкий»). Технічні назви NaOH і KOH — їдкий натр та їдке калі.

Використання лужних металів та їх сполук

Серед лужних металів найбільше використовують натрій. Його застосовують для одержання натрію пероксиду, 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 (бензен, діоксан).

Із калію одержують 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 натрій карбонат. Його використовують в багатьох галузях промисловості: хімічній, миловарній, паперовій, текстильній, харчовій та ін. Карбонати Натрію виробляють у вигляді Na_2CO_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 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.

Йони K^+ і 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 K^+ , внаслідок чого внутрішньоклітинна концентрація K^+ значно вища, ніж іонів Na^+ . У плазмі крові концентрація іонів натрію перевищує вміст у ній іонів калію.

Розподіл концентрації катіонів K^+ і 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 K^+ і Na^+ відіграють важливу роль у підтриманні осмотичного тиску в клітині.

Порушення співвідношення вмісту K^+ і Na^+ у живих клітинах організму приводить до різних захворювань. Серцева м'язя 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 (KCl , KNO_3 , KPO_3).

Лікарські засоби

Літій карбонат — Li_2CO_3 . Використовують для профілактики і лікування деяких нервово-психічних розладів.

Натрій хлорид — $NaCl$. 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 ексудатів із ран.

Натрій гідрокарбонат — $NaHCO_3$ використовують при підвищенні кислотності шлункового соку, як відхаркувальний засіб у мікстурах, для полоскань при нежиті, кон'юнктивітах, стоматитах.

Гідроген

Загальна характеристика

Гідроген займає перше місце в періодичній системі ($Z = 1$). Він має найпростішу будову атому: ядро атому оточене електронною хмарою, електронна конфігурація $1s^1$.

В одних умовах атоми Гідрогену виявляють металічні властивості (віддають електрон), в інші — неметалічні (приймають електрон). Однак за властивостями Гідроген більш подібний до галогенів, ніж до лужних металів. Тому Гідроген розміщений у VII групі періодичної системи елементів Д.И. Менделєєва, а в I групі символ Гідрогену беруть у дужки. Гідроген широко розповсюджений у природі — міститься у воді, у всіх органічних сполуках, у вільному вигляді — в деяких природних газах. Зміст його в земній корі досягає 0,15 % її маси (з урахуванням гідросфери — 1%). Гідроген складає половину маси Сонця. Гідроген зустрічається у виді трьох ізотопів — Протію ${}^1_1\text{H}$, Дейтерію ${}^2_1\text{H}$ та Тритію ${}^3_1\text{H}$. Тому в звичайній воді містять невеликі кількості важкої води.

Добування

У лабораторних умовах водень одержують такими способами.

1. Взаємодією металу (цинку) з розчинами хлоридної чи сульфатної кислот (реакція проводиться в апараті Киппа): $\text{Zn} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$

2. Електролізом води: $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

У промисловості водень одержують також декількома способами.

1. Електролізом водних розчинів KCl чи NaCl, як побічний продукт.

2. Конверсією метану з водяною парою: $\text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + 4\text{H}_2$

3. Нагріванням метану до 350°C в присутності залізного чи нікелевого каталізатору: $\text{CH}_4 = \text{C} + 2\text{H}_2$

4. Глибоким охолодженням (до -196°C) коксового газу. При такому охолодженні всі газоподібні речовини, крім водню, конденсуються.

Фізичні властивості

Водень — це найлегший газ (він у 14,4 рази легший за повітря), не має кольору, смаку і запаху. Мало розчинний у воді. При температурі $-252,8^\circ\text{C}$ та атмосферному тиску переходить у рідкий стан. Рідкий водень безбарвний.

Хімічні властивості

У сполуках водень завжди одновалентний. Для нього характерний ступінь окислення +1, але в гідридах металів він дорівнює -1. Молекула водню складається з двох атомів. Виникнення зв'язку між ними порозумівається утворенням узагальненої пари електронів (чи загальної електронної хмари): $\text{H}:\text{H}$ или H_2 .

1) Водень горить у кисні з виділенням великої кількості теплоти. Суміш двох об'ємів водню й одного об'єму кисню називається гримучим газом. При підпалюванні така суміш дає сильний вибух. Як при горінні водню в кисні, так і при вибуху гримучої суміші утворюється вода: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}$

При роботі з воднем необхідно дотримувати велику обережність: попередньо перевіряти герметичність апарату, а також чистоту водню перед його підпалюванням.

2) При високій температурі водень з'єднується з лужними і лужноземельними металами та утворює білі кристалічні речовини — гідриди металів: $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$.

3) При нагріванні водень відновлює багато металів з їх оксидів. Наприклад:

