

## Лекція за темою «Елементи II А групи»

### Загальна характеристика елементів II А групи

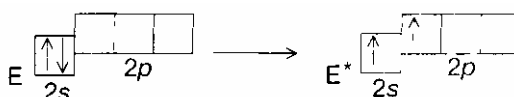
II А групу періодичної системи очолюють типові *s*-елементи Берилій Be і Магній Mg. Їх електронні аналоги — Кальцій Ca, Стронцій Sr, Барій Ba — об'єднують під загальною назвою **лужноземельні елементи**. Ця назва пов'язана із прийнятим ще за часів алхіміків звичаєм називати усі малорозчинні у воді сполуки «землями». Оскільки землі CaO, SrO і BaO при змочуванні водою утворювали лужне середовище, ці оксиди стали називати **лужними землями**, а елементи — лужноземельними. Найважчий елемент II А групи радій Ra не має стабільних ізотопів, тому його відносять до радіоактивних елементів. Деякі властивості елементів II А групи наведені у таблиці 1.

Таблиця 1

Властивості елементів II А групи

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Атомна маса	9,01	24,31	40,08	87,62	137,34	[226]
Валентні електрони	2s	3s	4s	5s	6s	7s
Металічний радіус атома, нм	0,113	0,160	0,197	0,215	0,221	0,235
Радіус іона $E^{2+}$ , нм	0,034	0,074	0,104	0,120	0,138	0,144
Енергія іонізації						
$E^0 \rightarrow E^+$ , eV	9,32	7,65	6,11	5,69	5,21	5,28
$E^- \rightarrow E^{2+}$ , eV	18,21	15,03	11,87	11,03	10,00	10,15
Відносна електронегативність	1,57	1,31	1,00	0,95	0,89	—
Температура плавлення, °C	1284	651	851	757	710	700
Стандартний електродний потенціал $E^0 \rightarrow E^{2+} + 2e^-$ , В	-1,85	-2,36	-2,87	-2,89	-2,91	-2,92

У атомів елементів II А групи на зовнішньому енергетичному рівні міститься два спарених *s*-електрони. У незбудженому стані атоми



виявляють нульову валентність. Для утворення двох ковалентних зв'язків необхідно перевести атом у збуджений стан. Тому молекули  $EX_2$  є лінійними, оскільки атомні орбіталі елементів знаходяться у стані *sp*-гібридизації. При цьому елементи виявляють ступінь окиснення +2.

У ряді *s*-елементів II групи періодичної системи закономірно змінюються основні характеристики: зростають атомні та іонні радіуси, величини енергії іонізації зменшуються, металічні властивості елементів та основні властивості

оксидів і гідроксидів збільшуються.

### Поширення у природі та спосіб одержання

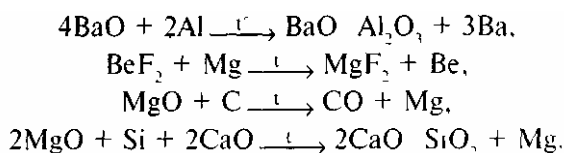
Елементи II A групи хімічно активні, тому знаходяться у природі лише у вигляді сполук.

Берилій зустрічається у вигляді мінералу берилу. Берил — алюмосилікат берилію  $3\text{BeO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 6\text{SiO}_2$ , (або, що те ж саме,  $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$ ), має колір, який залежить від домішок. Монокристали берилу, що містять хром, відомі як коштовне каміння — смарагди, які містять домішку Fe(III) — блакитно-зелені аквамарини.

Магній найчастіше зустрічається у вигляді осадових порід — **магнезиту**  $\text{MgCO}_3$  і **доломіту**  $\text{MgCO}_3\cdot\text{CaCO}_3$ . Кальцій у земній корі знаходиться у вигляді силікатів  $\text{CaO}\cdot\text{SiO}_2$ , а також таких гірських порід як крейда, мармур, вапняк, яким відповідає загальна формула  $\text{CaCO}_3$ .

Найбільш відомі мінерали стронцію і барію є сульфатами.  $\text{SrSO}_4$  — **целестин** і  $\text{BaSO}_4$  — **барит**.

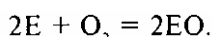
Найважливіший **спосіб одержання металів II A групи** є електроліз розплаву їх хлоридів у суміші з NaCl (Be), KCl (Mg, Ca) і  $\text{CaF}_2$  (Ca). Використовують також відновлення оксидів і фторидів металів алюмінієм, магнієм, вуглецем і кремнієм:



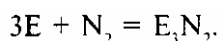
### Фізичні та хімічні властивості

У вільному стані елементи II A групи — сріблясто-білі, легкі метали; вони значно твердіші за лужні. На повітрі Ca, Sr і Ba швидко вкриваються плівкою з оксидів і карбонатів, а при тривалому зберіганні руйнуються. Зберігають лужноземельні метали під шаром гасу.

Метали II A групи — сильні відновники. Вони досить легко реагують з більшістю неметалів. При нагріванні усі лужноземельні метали згоряють на повітрі з утворенням оксидів:

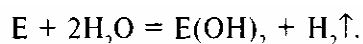


Метали цієї групи з азотом взаємодіють при нагріванні, утворюючи нітриди:

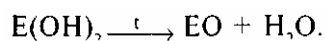


З водою берилій практично не взаємодіє, магній повільно розчиняється у

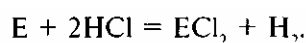
киплячій воді, а інші метати інтенсивно розкладають воду:



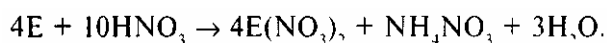
Гідроксиди елементів ІІА групи  $E(OH)_2$  більш слабкі основи, ніж гідроксиди лужних металів. Основні властивості гідроксидів збільшуються від  $Be(OH)_2$  до  $Ba(OH)_2$ . Вони термічно менш стабільні, ніж гідроксиди лужних металів, і втрачають воду до того, як почнеться плавлення:



Із кислот неокисників лужноземельні метали витісняють водень:



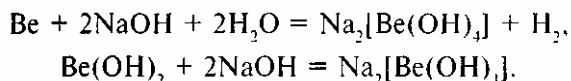
Розведена азотна кислота відновлюється активними металами ІІА групи в основному до амоній нітрату:



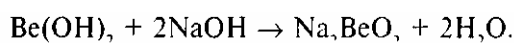
### Особливі властивості Берилію та його сполук

Берилій помітно відрізняється від інших елементів ІІА групи високою енергією іонізації. Він здатний віддавати електрони, але у жодній кристалічній решітці не існує у вигляді двозарядного іона, навіть у  $BeF_2$ , хоча ступінь окиснення берилію у сполуках +2. Для нього характерні ковалентні зв'язки у сполуках і комплекси як катіонного, так і аніонного типу, в яких координаційне число Берилію дорівнює 4.

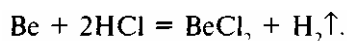
Хімія Берилію схожа з хімією Алюмінію (діагональна схожість у періодичній системі). Подібно до алюмінію він реагує з кислотами і лугами, тобто має типові амфотерні властивості. Металічний берилій і його гідроксид розчиняються у сильних основах з утворенням тетрагідроксоберилат (II)-іону:



При сплавленні з лугами утворюються берилати лужних металів.



Берилій легко розчиняється в кислотах:



Концентрована азотна кислота (при звичайній температурі) пасивує берилій, як і алюміній.

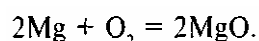
## Використання берилію

Металічний берилій має підвищену проникність для рентгенівських променів, його використовують для виготовлення вікон рентгенівських трубок. Берилієві бронзи (до 2,5 % Be) мають високу пружність, але внаслідок дефіциту берилію їх застосовують у виключних випадках. В атомних реакторах берилій використовують як уповільнювач і відбивач нейтронів. Головною перешкодою для використання берилію та його сполук є їх токсичність. Особливо небезпечна пара берилію та його оксиду, їх вдихання викликає біль у легенях і серці, при великих дозах настає бериліоз — загальне отруєння організму. При контакті з шкірою розчинні сполуки берилію викликають дерматити. Тому при роботі з металічним берилієм і його сполуками необхідно дотримуватися відповідних застережень.

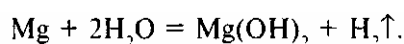
## Магній

Електронна конфігурація Mg:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ . У збудженому стані атом магнію має два неспарених електрони. Тому, віддаючи ці електрони більш електронегативному атому, магній утворює сполуки у ступені окиснення +2. Іон магнію  $Mg^{2+}$  має значну поляризуючу дію і здатний до утворення як іонних, так і ковалентних полярних зв'язків, а за рахунок вільної  $3d$ -орбіталі ще й координаційних зв'язків за донорно-акцепторним механізмом (к.ч. = 6). Як комплексоутворювач, магній входить до складу чотирьохпірального кільця порфірину і утворює систему хлорофілу.

Магній — сріблясто-білий метал, відносно стійкий у сухому повітрі внаслідок утворення на його поверхні захисної плівки MgO. При підпалюванні згоряє сліпучим полум'ям, утворюючи MgO і невелику кількість  $Mg_3N_2$ :

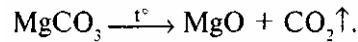


Магній хімічно активний, але з холодною водою взаємодіє дуже повільно. Киплячу воду розкладає з виділенням водню:



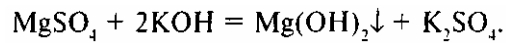
Легко розчиняється у кислотах неокисниках, крім HF і  $H_3PO_4$ , які утворюють на поверхні магнію малорозчинні солі  $MgF_2$  і  $Mg_3(PO_4)_2$ . Розчини сильних лугів практично не діють на магній.

Оксид магнію MgO (**палена магнезія**) — білий тугоплавкий порошок. Одержують його прожарюванням карбонату магнію (**магнезиту**):



MgO на відміну від BeO не розчиняється в лугах, що підтверджує його основні властивості. При зберіганні на повітрі магній поступово перетворюється на суміш: Mg(OH)<sub>2</sub>, MgCO<sub>3</sub> і (MgOH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

Гідроксид магнію Mg(OH)<sub>2</sub> одержують із розчинних солей магнію дією розчинів лугів:



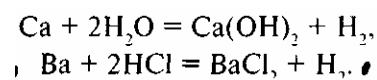
Гідроксид магнію погано розчиняється у воді ( $D_{\text{P}_{\text{Mg(OH)}_2}} = 6 \cdot 10^{-10}$ ), є основою середньої сили ( $K_{\text{дMg(OH)}_2} = 2,5 \cdot 10^{-3}$ ), не розчиняється в лугах. З кислотами утворює солі, катіонами яких є  $[\text{Mg(OH)}_2]^{2+}$ . Сульфат магнію кристалізується у вигляді гептагідрату — MgSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O. Його можна представити як комплексну сіль —  $[\text{Mg(OH)}_2]_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Це біла кристалічна речовина добре розчинна у воді.

### Лужноземельні метали

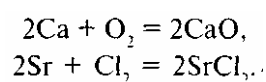
Елементи підгрупи Кальцію — кальцій, стронцій та барій — схожі між собою. На зовнішньому енергетичному рівні усі вони містять два електрони. Відносна електронегативність і стандартні електродні потенціали цих елементів практично однакові. Від Ca до Ba незначно зростає хімічна активність елементів. Як і лужні метали, лужноземельні утворюють солеподібні гідриди, їх гідроксиди є сильними основами. Катіони лужноземельних металів є слабкими комплексоутворювачами. У своїх сполуках Ca, Sr і Ba виявляють ступінь окиснення +2, характер зв'язку в їх сполуках іонний.

### Фізичні та хімічні властивості

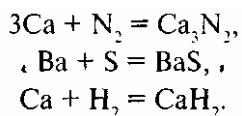
Кальцій, стронцій і барій — білі блискучі метали, які окиснюються на повітрі. Усі вони активніші за берилій і магній, з води і розчинів кислот неокисників витискують водень. Активність взаємодії у ряді Ca—Sr—Ba помітно зростає:



Метали підгрупи Кальцію за звичайних умов взаємодіють з киснем і галогенами:

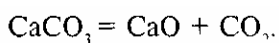


З менш активними неметалами (азот, халькогени, водень) вони реагують при незначному нагріванні:

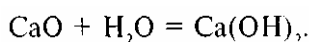


### Сполуки лужноземельних елементів

Неорганічні сполуки кальцію, стронцію і барію — кристалічні речовини з високою температурою плавлення, їх оксиди в техніці одержують термічним розкладом відповідних природних карбонатів. Оксид кальцію CaO (негашене вапно) одержують випалюванням вапняку:



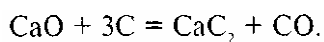
Кальцій оксид — біла тугоплавка речовина, яка має всі властивості основних оксидів і енергійно реагує з водою:



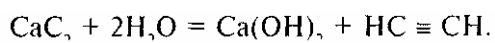
Ця реакція має назву «гашення» негашеного вапна.

Кальцій гідроксид Ca(OH)<sub>2</sub> (гашене вапно) — сильна основа, помітно розчинна у воді (2·10<sup>-2</sup> моль/л). У ряді Ca—Sr—Ba основний характер гідроксидів збільшується. Гашене і негашене вапно використовують у будівництві. Якщо при гасінні вапна воду замінити на розчин NaOH, то одержують так зване натронне вапно. Тверде подріблене натронне вапно (суміш Ca(OH)<sub>2</sub> і NaOH), а також розчин барій гідроксиду (баритова вода) широко використовують у хімічних лабораторіях для поглинання вуглекислого газу.

З інших сполук Кальцію широке застосування знаходить кальцій карбід CaC<sub>2</sub>. Технологія його добування ґрунтується на реакції кальцій оксиду з вугіллям:



Реакція відбувається з поглинанням великої кількості теплоти. її проводять в електричних печах при температурі понад 1900 °С. Кальцій карбід водою розкладається з виділенням ацетилену:



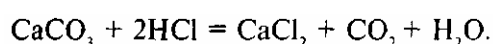
Оксиди і гідроксиди лужноземельних металічних елементів взаємодіють з кислотами з утворенням відповідних солей. Як правило ці солі безбарвні, їх розчинність залежить від природи аніонів. Солі з такими аніонами як Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup> і

$\text{NO}_3^-$  добре розчинні; з аніонами  $\text{F}^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  навпаки — малорозчинні у воді.

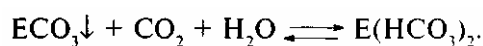
Серед галогенідів лужноземельних металічних елементів у фармацевтичній практиці найбільше значення має кальцій хлорид  $\text{CaCl}_2$ . Із розчинів кальцій хлорид виділяється у вигляді гексагідрату  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Нагріванням при температурі понад  $260^\circ\text{C}$  одержують безводний  $\text{CaCl}_2$ , який, у зв'язку з його гігроскопічністю, використовують як осушувач. Кальцій хлорид кристалічний має широке медичне застосування.

Барій хлорид використовують для боротьби із шкідниками сільського господарства та як важливий реактив на сульфат-іон  $\text{SO}_4^{2-}$  у хімічних лабораторіях.

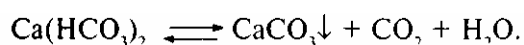
Карбонати лужноземельних металічних елементів практично нерозчинні у воді. Найбільше значення серед них має кальцій карбонат  $\text{CaCO}_3$ . У вигляді крейди його використовують як наповнювач для мінеральних фарб і замазки. Кальцій карбонат, з якого виробляють зубні порошки і зубні пасти, готують з штучної крейди. Застосування природного продукту для цих цілей недопустимо, тому що він має грубі абразивні властивості. Кальцій карбонат у вигляді вапняку використовують для будівельних робіт, а також як вихідну сировину для одержання важливих будівельних матеріалів — вапна і цементу. Із мармуру в лабораторних умовах одержують вуглекислий газ (в апаратах Кіппа).



На відміну від карбонатів гідрогенкарбонати лужноземельних металічних елементів добре розчинні у воді. Вони утворюються внаслідок взаємодії карбонатів з карбон (IV) оксидом і водою:



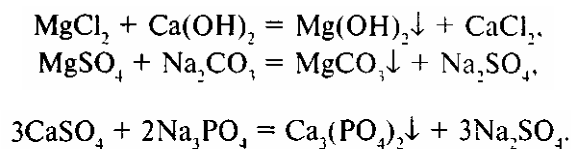
Наявність у природній воді розчинних солей Кальцію і Магнію зумовлює твердість води. За наявністю у воді гідрогенкарбонатів Кальцію і Магнію  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  і  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  твердість води може бути тимчасовою, її називають карбонатною твердістю. При кип'ятінні гідрокарбонати розкладаються:



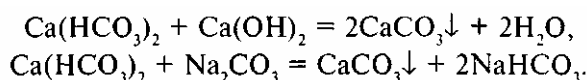
Тимчасова твердість при цьому усувається. Постійна, або некарбонатна, твердість води зумовлена вмістом хлоридів і сульфатів Кальцію і Магнію. Ці солі не

випадають в осад при кип'ятінні, тому для їх усунення необхідно проводити спеціальну очистку води.

Для пом'якшення води (усунення твердості) застосовують два методи: осадження та йонний обмін. Для осадження Кальцію і Магнію використовують гідроксид кальцію, карбонат натрію і фосфат натрію:

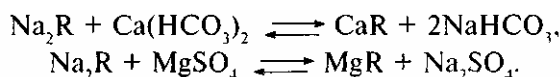


Тимчасову твердість можна усунути вапняним чи содовим методом:

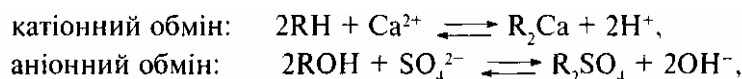


Широке застосування в техніці одержав метод усунення твердості води шляхом іонного обміну. У цьому методі використовують здатність деяких високомолекулярних сполук — іонітів — обмінювати радикали, які входять до їх складу, на іони, що знаходяться у розчині.

Якщо як іоніт використовувати катіоніт (наприклад, алюмосилікат загальної формули  $\text{Na}_2[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8]\cdot\text{H}_2\text{O}$ ), між алюмосилікатом і твердою водою відбувається наступний обмін:



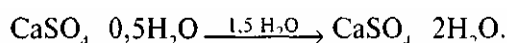
Для пом'якшення води використовують **іонообмінні смоли**. Пропускаючи природну воду послідовно крізь систему катіонітів і аніонітів, одержують воду, яка не містить сульфатів Магнію і Кальцію:



де R — складний органічний радикал.

Велике значення в народному господарстві та медицині мають сульфати лужноземельних металів.

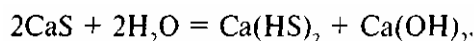
Сульфати стронцію і барію кристалізуються без води. Безводний сульфат кальцію  $\text{CaSO}_4$  називають ангідритом. При нагріванні природний гіпс  $\text{CaSO}_4\cdot 2\text{H}_2\text{O}$  втрачає значну частину води і перетворюється на алебастр  $\text{CaSO}_4\cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ . Алебастр енергійно приєднує воду і при цьому тужавіє:





Залежно від умов випалювання природного гіпсу, час на утворення кристалічної структури  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  коливається від декількох хвилин до декількох годин. Такий гіпс використовують у будівельній техніці, а також для накладення гіпсових пов'язок при переломах кісток.

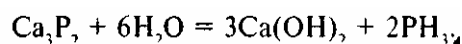
Сульфід Кальцію, Стронцію та Барію — це тверді білі речовини, які практично повністю гідролізуються водою:



Кальцій гідрогенсульфід гексагідрат  $\text{Ca}(\text{HS})_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  використовують у косметологічній практиці для видалення волосся (депіляції).

Тверді розчини сульфідів лужноземельних і деяких важких металічних елементів застосовують для покриття предметів, які світяться у темряві.

Фосфіди лужноземельних металів  $\text{Ca}_3\text{P}_2$ ,  $\text{Sr}_3\text{P}_2$ ,  $\text{Ba}_3\text{P}_2$  одержують прямим синтезом з елементів. У водному розчині ці солеподібні сполуки гідролізуються. - Так, фосфід кальцію  $\text{Ca}_3\text{P}_2$  з водою утворює гідроксид кальцію і фосфін:



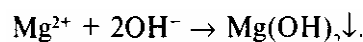
### Якісні реакції на катіони елементів II А групи

Леткі сполуки лужноземельних металічних елементів забарвлюють полум'я пальника у характерні кольори:

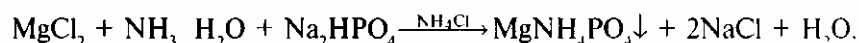
Ca — у цегляно-червоний, Sr — у карміново-червоний, Ba — у жовто-зелений. Цим користуються для попереднього якісного виявлення відповідних катіонів.

### Якісні реакції на катіон $\text{Mg}^{2+}$

Утворення малорозчинного магній гідроксиду. При дії лугів на розчини солей Магнію утворюється білий аморфний осад  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ :

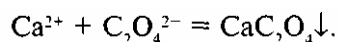


Утворення малорозчинного магній-амоній ортофосфату:



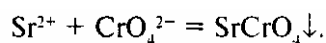
### Якісна реакція на катіон $\text{Ca}^{2+}$

Розчинні солі Кальцію утворюють з розчином амоній оксалату  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  білий дрібнокристалічний осад  $\text{CaC}_2\text{O}_4$ :



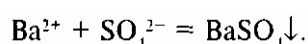
### Якісна реакція на катіон $\text{Sr}^{2+}$

Хромат калію  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  виділяє з концентрованих розчинів солей Стронцію жовтий осад  $\text{SrCrO}_4$ :



### Якісна реакція на катіон $\text{Ba}^{2+}$

Сірчана кислота і розчинні сульфати утворюють з солями Барію білий кристалічний осад  $\text{BaSO}_4$ , нерозчинний у розведеній соляній кислоті:



### Біологічне значення і використання у медичній практиці

Про біологічне значення Магнію відомий дієтолог Р. Дж. Вільямс писав: «Дефіцит магнію, навіть незначний, може бути причиною серцевих хвороб, але серйозна недостача цього мінералу веде до пагубних наслідків, як правило, до серцевих інфарктів». Цей елемент має спазмолітичні та судинорозширюючі властивості, тонізує м'язові оболонки серця, знижує рівень холестерину, активізує діяльність серцевих м'язів. Організм людини масою 60 кг містить 420-840 г Кальцію. Близько 99% його кількості припадає на кісткову і зубну тканини. Основну масу кальцію людина споживає з продуктами харчування (молоко, овочі, злаки). Як показали медичні дослідження, кальцій необхідний для здійснення передачі нервових імпульсів, скорочення кісткових м'язів і м'язів серця, для формування кісткової тканини, спікання крові.

Недостача Кальцію в організмі приводить до багатьох захворювань. В сучасній фармації нараховується близько двадцяти лікарських препаратів, які містять катіон кальцію. Аніони цих сполук складають залишки органічних і неорганічних кислот. Найбільш широке використання має кальцій хлорид  $\text{CaCl}_2$ , який застосовують при алергічних захворюваннях, підвищеному виділенні кальцію з організму, як кровоспинний засіб. Кальцій хлорид допомагає боротися з набряками, запаленнями, знімає спазми серцево-судинної системи.

Схожий за властивостями з кальцієм стронцій також приймає участь в обміні речовин, і відкладається у кістковій тканині замість кальцію. Найбільшу небезпеку для організму людини виявляють радіоактивні ізотопи Стронцію, особливо  $^{90}\text{Sr}$ , які утворюються внаслідок ланцюгової ядерної реакції. Період його напіврозпаду 27,7

року. Електрони, які випромінюють ізотопи стронцію, активно впливають на живу тканину організму, спричиняючи руйнування кровотворних органів, виникнення пухлинних клітин.,

Барій сульфат  $BaSO_4$  використовують як рентгеноконтрастну речовину при рентгеноскопії шлунку. Розчинні солі Барію дуже токсичні, а барій сульфат внаслідок низької розчинності ( $DP = 1 \cdot 10^{-10}$  моль/л) після рентгеноскопії виводиться з організму в незмінному стані.

У медичній практиці крім лужноземельних металів використовують також сполуки Магнію.

Магній оксид  $MgO$  і магній гідроксикарбонат  $(MgOH)_2CO_3$  застосовують як засіб при підвищеній кислотності шлунку.

Магній сульфат  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$  — гірка чи англійська сіль. Використовують як заспокійливий, протисудомний і послаблюючий засіб.