

4. Земноалкални елементи

(2 часа)

Земноалкални метали: IIА група

берилиум (Be)

магнзиум (Mg)

калциум (Ca)

стронциум (Sr)

бариум (Ba)

радиум (Ra)

- Потекло на називот *земноалкални метали*: Старите хемичари го користеле називот *земји* за сите неоргански соединенија што биле нерастворливи во вода и биле стабилни при загревање. Соединенијата на земноалкалните метали воглавно ги имаат овие особини.

Електронска конфигурација:

ns^2

- Be: [He] $2s^2$
- Mg: [Ne] $3s^2$
- Ca: [Ar] $4s^2$
- Sr: [Kr] $5s^2$
- Ba: [Xe] $6s^2$
- Ra: [Rn] $7s^2$

Во елементарните супстанции атомите на земноалкалните елементи се поврзани со метална врска која е појака од онаа на алкалните метали, но сепак не е особено јака, заради ангажирањето само на два валентни електрони.

Некои својства на елементарните супстанции на земноалкалните метали

Симбол	Атомски број	Метален радиус / nm	Јонски радиус / nm	Густина / g cm⁻³	Точка на топене / °C	Точка на вриење / °C
Be	4	0,113	0,03	1,86	1280	2970
Mg	12	0,160	0,06	1,74	650	1100
Ca	20	0,196	0,094	1,55	810	1439
Sr	38	0,213	0,11	2,6	800	1366
Ba	56	0,217	0,129	3,6	850	1737
Ra	88	-	0,152	5,0	960	1737

- Точките на топење опаѓаат долж групата, иако се јавуваат одредени неправилности во трендот на опаѓање, што е резултат на некои специфични својства на кристалната структура на елементарните супстанции.
- Важно е да се обрне внимание на вредноста за малиот јонскиот радиус на Be²⁺ јонот. Овој фактор има одлучувачка улога во однесувањето на Be, кој се карактеризира со драстично различни својства од останатите елементи во групата.

Енергија на јонизација, коефициент на електроотрицателност и стандарден редокс потенцијал на алкалните метали

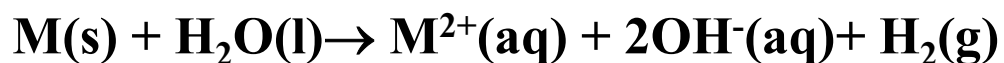
Симбол	Енергија на јонизација / eV			Коефициент на електро-негативноста	Стандарден редокс потенцијал $M^{2+}_{(aq)} + 2e^- = M_{(s)}$ E^0 / V
	I	II	III		
Be	9,33	18,2	153,9	1,5	-1,85
Mg	7,64	15,0	80,1	1,2	-2,37
Ca	6,11	11,9	51,2	1,0	-2,87
Sr	5,69	11,0	43	1,0	-2,89
Ba	5,21	10,0	36	0,9	-2,90
Ra	5,28	10,14		0,9	-2,92

- Енергијата на јонизација опаѓа долж групата. Аномалијата кај Ra не е објаснета.
- Втората енергија на јонизација е приближно двојно поголема од првата енергија, но третата енергија на јонизација е драстично поголема вредност. Од оваа причина земноалкалните метали не градат M^{3+} јони.

Иако втората енергија на јонизација е поголема од првата, сепак земноалкалните метали главно образуваат M^{2+} јони. Како причини може да се наведат следниве:

- M^{2+} јонот има стабилна електронска конфигурација на претходниот инертен гас.
- Енергијата на јонизација е физичка величина што се однесува на изолиран атом во гасовита состојба. Меѓутоа, во реалноста, M^{2+} јоните најчесто се формираат во водни раствори или се вградуваат во јонски кристални решетки на соединенијата што при тоа ги градат. При овие процеси, се ослободува енергија еднаква на енергијата на хидратација (при формирањето на јоните во водни раствори), или енергија еднаква на енергијата на јонската кристална решетка (при формирањето на јонско соединение на соодветниот земноалкален елемент). Енергијата на хидратација или енергијата на јонската кристална решетка е значително поголема за M^{2+} јоните отколку за M^{+} јоните, и далеку повеќе ја надминува енергијата што треба да се вложи за формирање на M^{2+} јонот (односно втората енергија на јонизација). Така, целокупниот енергетски биланс е далеку поповолен при формирање на M^{2+} отколку M^{+} јони.

- Ниските вредности за електронегативноста покажуваат дека оксидациониот степен на овие елементи во сите нивни соединенија е позитивна вредност и дека тие градат главно јонски соединенија (*Исклучок е Be. Сјоред природата на хемиската врска, неговите соединенија се помеѓу јонските и ковалентните*). Бидејќи притоа ангажираат два електрони, нивниот оксидациони број е секогаш **+2**.
- Многу се карактеристични високите негативни вредности за стандардниот редокс потенцијал. Тие се скоро идентични со оние на алкалните елементи. Тоа покажува дека реакцијата $M(s) \rightarrow M^{2+}(aq) + 2e^-$ се одвива многу лесно, односно дека земноалкалните метали се силни електрондонори, односно силни редукциски средства. Затоа, тие реагираат со водата при што ги редуцираат протоните до елементарен водород:



Пре̄лед на соединенија̄та на елементӣте на ПА гр̄упа

Соединенијата на земноалкалните метали имаат јонски карактер. Исклучок се соединенијата на Ве. Причини за различното однесување на Ве се:

- ✓ ***висока енерџија на јонизација;***
- ✓ ***висока електронегативност;***
- ✓ ***мал јонски радиус на Be^{2+} јонот.***

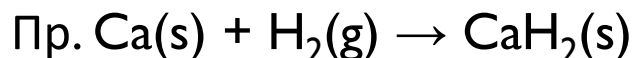
Малиот радиус на Be^{2+} јонот и неговата значителна електронегативност во однос на другите елементи во групата му овозможуваат висока поларизациска моќ (способност да ги привлекува електронските облаци на соседниот јон и да доведува до деформирање на симетричната структура на јонот). Тоа доведува до висок степен на ковалентен карактер на неговите соединенија. Соединенијата на Ве стојат на “*половина пати*” помеѓу типичните јонски и типичните ковалентни соединенија, и по ова својство драстично се разликуваат од својствата на соединенијата на останатите елементи во групата.

- Хидроксидите на сите земноалкални метали $M(OH)_2$ се слабо растворливи соединенија. Нивната растворливост расте долж групата со порастот на јонскиот радиус на металниот јон.
- Растворливоста на сулфатите на земноалкалните метали MSO_4 опаѓа долж групата. Овој тренд особено е видлив одејќи од Ca до Ra. Објаснувањето може да се најде во вредностите за енергијата на хидратација и енергијата на јонската кристална решетка. Енергијата на јонската кристална решетка на сите сулфати на земноалкалните метали е отприлика идентична. Но, со порастот на јонскиот радиус, опаѓа енергијата на хидратација на металниот јон (опаѓа вредноста на енергијата што се ослободува при хидратацијата на јонот). Така, вкупниот енергетски биланс на растворувањето на сулфатите е се понеповолен одејќи долж групата (опаѓа вредноста на ослободената енергија на хидратација што треба да ја компензира енергијата што треба да се вложи за разрушување на јонската кристална решетка), што доведува до намалување на растворливоста.

Реакции на земноалкалните метали

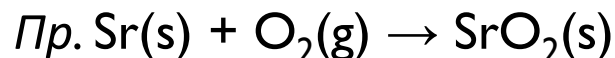
•Реакции со водород

Сите земноалкални метали реагираат со водород при што се добиваат метални хидриди.



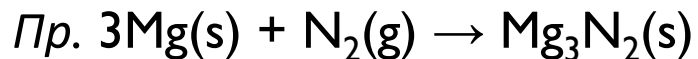
•Реакции со кислород

Земноалкалните метали реагираат со кислород и притоа се добиваат оксиди.

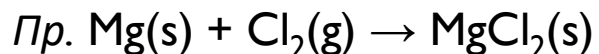


•Реакции со азот

Овие реакции при кои се градат нитриди може да се одвиваат само на висока температура.

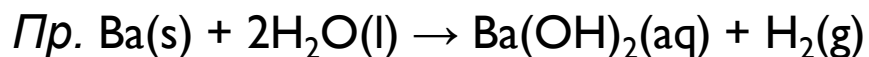


•Реакции со халогени елементи



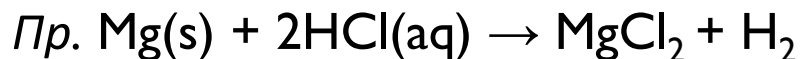
•*Реакции со вода*

Берилиум не реагира со водата, но останатите елементи реагираат при што се формираат бази.



•*Реакции со киселини*

Сите земноалкални метали реагираат со киселини и формираат соли при што се ослободува водород.



Биохемија на Mg и Ca

Покрај Na^+ и K^+ , јоните на мегнезиумот и калциумот се најраспространети јони на метали во живите организми.

Наоѓање на Mg^{2+} :

- Mg^{2+} главно се наоѓа во интрацелуларниот простор. Неговата концентрација е околу 30 mmol/L.

Биохемиска улога на Mg^{2+} :

- Mg^{2+} - стабилизација и активација на различни ензими;
- Улогата на магнезиумот главно е поврзана со активацијата на ензими коишто влијаат на нуклеинските киселини (DNA и RNA). Како примери за вакви ензими можат да се наведат следниве: ***нуклеази, лигази и ѿоѿоизомеразии***.

- Магнезиумот се сврзува за ензимот и влијае на неговата структура, со што ензимот се активира и ефикасно делува. Меѓутоа, врската на магнезиумот и ензимот најчесто не е многу цврста. После извршената задача на ензимот, најчесто се разградува комплексот со Mg^{2+} јонот. Затоа е невозможно да се изолираат ензими кои во себе вклучуваат Mg^{2+} јони, иако е познато дека нивната функција е значителна само во присуство на магнезиумовите јони.
- Важно е да се напомниме и способноста и улогата на магнезиумот при градењето на комплекси со нуклеинските киселини. Ова најмногу се случува во рибозомите. Рибозомите се комплекси на RNA со некои протеини. Во нуклеинските киселини постојат голем број на анјонски фосфатни групи. Овие фосфатни групи имаат тенденција за електростатски привлечни интеракции со Mg^{2+} јонот. Со тоа Mg^{2+} јонот ја стабилизира нуклеинската киселина и го овозможува спарувањето на нуклеинските бази.

Настојане на Ca^{2+} :

- Ca^{2+} главно се наоѓа во екстрацелуларниот простор. Неговата концентрација е околу 4 mmol/L.
- Главен извор на калциум е коскениот ткиво. Во коскениот ткиво има повеќе од 1 kg калциум во облик на калциум хидроксиапатит ($\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$). Покрај ова, во коскениот ткиво се наоѓа протеин во облик на долги низи (влакна) наречен **колаџен**. Влакната на колагенот се меѓусебно поврзани, но меѓу нив остануваат празнини. Токму во овие празнини започнува таложењето и кристализацијата на калциумот во облик на калциум хидроксиапатит.
- Ресорпцијата на Ca^{2+} јоните внесени преку храната не е целосно ефикасна заради образувањето на слабо растворливи соединенија на калциумот.
- Концентрацијата на слободни калциумови јони во крвта е ниска. Значителен дел од нив се наоѓаат сврзани со протеини, со што е оневозможено формирањето на слабо растворливи соединенија на калциумот.

- Хормонот кој е одговорен за ресорпцијата на калциумот во тенкото црево се вика **калцитриол**. Калцитриолот е продукт на метаболизмот на витаминот D_3 и се формира во бубрезите. Калцитриолот игра важна улога во минерализацијата на коскеното ткиво, односно во транспортот на калциумот во коскеното ткиво и формирање на слаборастворливите соединенија на калциумот, коишто се главна состојка на коскеното ткиво.
- Недостатокот на калцитриол доведува до болест наречена **рахитис**. Како вистинска причина за рахитисот е недостатокот на витаминот D_3 со чиј метаболизам се формира калцитриолот.

Биохемиска улога на Ca^{2+} :

- **Ca^{2+} - стабилизација и активација на различни ензими;**

Примери за ензими поврзани со калциум: **парваалбумин, калбиндин, калмодулин и др.** Важно е да се напомене дека врската на калциумот во протеините е поцврста отколку онаа на магнезиумот.

- **коагулација на крвта;**
- **контракција на мускулиите.**
- **Сигнални механизми низ клеточните мембрани**

Биоминерали

Во живите организми се наоѓаат минерали коишто ги наоѓаме и во неживата природа. Тие минерали се нарекуваат **биоминерали**. Тие воглавно служат за:

- **оформување на сѝрукѝураѝа на некои внаѝрешни орѝани или ѝак за надворешнаѝа сѝрукѝура (коски, оклоѝоѝ на школкаѝа и ѝолжавоѝ иѝн.);**
- **како сензори за ѝесѝирање на околинаѝа;**
- **или како начин за складирање на неорѝанскиѝе суйсѝанци неходни за орѝанизмоѝ.**

Минерали на калциумоѝ и маѝнезиумоѝ во живиѝе орѝанизми

Катијон	Анијон	Формула	Минерал	Расѝросѝранетѝостѝ функција
Ca²⁺	Карбонат (CO ₃ ²⁻)	CaCO ₃	Калцит Арагонит Ветерит	Скелет на растенијата, сензор за одржување на рамнотежа кај животните, за складирање на калциум, во очните леќи
	Фосфат (PO ₄ ³⁻)	Ca ₁₀ (PO ₄) ₆ (OH) ₂	хидроксиапатит	Скелет, складирање на калциум кај школките, бактериите, коските и забите
	Оксалат (C ₂ O ₄ ²⁻) Сулфат (SO ₄ ²⁻)	Ca(COO) ₂ ·2H ₂ O CaSO ₄ ·2H ₂ O	веделит гипс	За складирање на калциум во растенијата За складирање на сулфур и калциум
Mg²⁺	карбонат	MgCO ₃	магнезит	Скелет на коралите

- Кристалите на биоминералите често се користат како сензори за гравитација или како сензори за магнетно поле, како сензори за присуство на одредени хемиски супстанции во околината на организмите итн.

***Пример:** Кај цицачиите, во внатрешното уво се наоѓа орган изграден од калциум карбонат кој игра важна улога во одржување на рамнотежата. Вистинскиот механизам на делување на овие сензори не е целосно познат.*