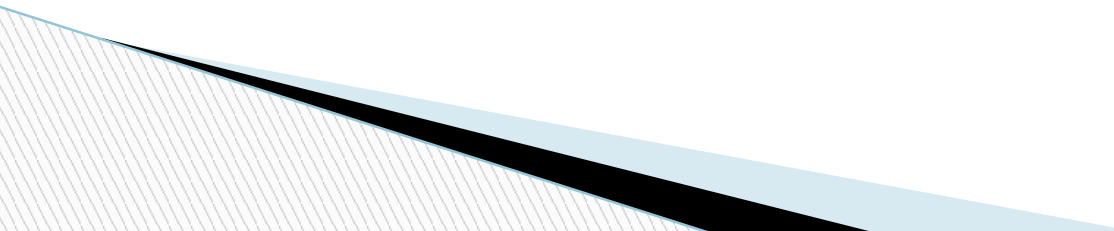


# Кальций(Ca)

# План

1. Кальций
  2. История происхождения названия
  3. Физические свойства Кальция
  4. Химические свойства Кальция
  5. Получения Кальция
  6. Применение Кальция
  7. Кальций в организме
  8. Жесткая вода
  9. Устранение жесткости
- 

<b>Ca</b>	<b>20</b>
КАЛЬЦИЙ	2 8 2 2
40,08	

# Кальций(Ca)



- Кальций (Calcium), Ca, химический элемент II группы периодической системы Менделеева, атомный номер 20, атомная масса 40,08; серебряно-белый легкий металл. Природный элемент представляет смесь шести стабильных изотопов:  $^{40}\text{Ca}$ ,  $^{42}\text{Ca}$ ,  $^{43}\text{Ca}$ ,  $^{44}\text{Ca}$ ,  $^{46}\text{Ca}$  и  $^{48}\text{Ca}$ , из которых наиболее распространен  $^{40}\text{Ca}$  (96, 97%).

Атомный номер	20
Атомная масса	40,078
Плотность, кг/м <sup>3</sup>	1550
Температура плавления, °C	838
Температура кипения, °C	
Теплоемкость, кДж/(кг·°C)	0,624
Электроотрицательность	1,0
Ковалентный радиус, Å	1,74
1-й ионизац. потенциал, эВ	6,11

# История и происхождение названия



Название элемента происходит от лат. *calx* (в родительном падеже *calcis*) — «известь», «мягкий камень». Оно было предложено английским химиком Хэмфри Дэви, в 1808 г. выделившим металлический кальций электролитическим методом. Дэви подверг электролизу смесь влажной гашёной извести с оксидом ртути  $\text{HgO}$  на платиновой пластине, которая являлась анодом. Катодом служила платиновая проволока, погруженная в жидкую ртуть. В результате электролиза получалась амальгама кальция. Отогнав из неё ртуть, Дэви получил металл, названный кальцием.

# Физические свойства Кальция

- Кристаллическая решетка  $\alpha$ -формы Ca (устойчивой при обычной температуре) гранецентрированная кубическая,  $a = 5,56\text{\AA}$ . Атомный радиус  $1,97\text{\AA}$ , ионный радиус  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $1,04\text{\AA}$ . Плотность  $1,54\text{ г/см}^3$  ( $20\text{ }^\circ\text{C}$ ). Выше  $464\text{ }^\circ\text{C}$  устойчива гексагональная  $\beta$ -форма.  $t_{\text{пл}} 851\text{ }^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} 1482\text{ }^\circ\text{C}$ ; температурный коэффициент линейного расширения  $22 \cdot 10^{-6}$  ( $0-300\text{ }^\circ\text{C}$ ); теплопроводность при  $20\text{ }^\circ\text{C}$   $125,6\text{ Вт/(м}\cdot\text{К)}$  или  $0,3\text{ кал/(см}\cdot\text{сек}\cdot\text{ }^\circ\text{C)}$ ; удельная теплоемкость ( $0-100\text{ }^\circ\text{C}$ )  $623,9\text{ Дж/(кг}\cdot\text{К)}$  или  $0,149\text{ кал/(г}\cdot\text{ }^\circ\text{C)}$ ; удельное электросопротивление при  $20\text{ }^\circ\text{C}$   $4,6 \cdot 10^{-8}\text{ ом}\cdot\text{м}$  или  $4,6 \cdot 10^{-6}\text{ ом}\cdot\text{см}$ ; температурный коэффициент электросопротивления  $4,57 \cdot 10^{-3}$  ( $20\text{ }^\circ\text{C}$ ). Модуль упругости  $26\text{ Гн/м}^2$  ( $2600\text{ кгс/мм}^2$ ); предел прочности при растяжении  $60\text{ Мн/м}^2$  ( $6\text{ кгс/мм}^2$ ); предел упругости  $4\text{ Мн/м}^2$  ( $0,4\text{ кгс/мм}^2$ ), предел текучести  $38\text{ Мн/м}^2$  ( $3,8\text{ кгс/мм}^2$ ); относительное удлинение  $50\%$ ; твердость по Бринеллю  $200-300\text{ Мн/м}^2$  ( $20-30\text{ кгс/мм}^2$ ). Кальций достаточно высокой чистоты пластичен, хорошо прессуется, прокатывается и поддается обработке резанием.

# Химические свойства Кальция

- Конфигурация внешней электронной оболочки атома Ca  $4s^2$ , в соответствии с чем Ca в соединениях 2-валентен. Химически Ca очень активен. При обычной температуре Ca легко взаимодействует с кислородом и влагой воздуха, поэтому его хранят в герметически закрытых сосудах или под минеральным маслом. При нагревании на воздухе или в кислороде воспламеняется, давая основной оксид CaO. Известны также пероксиды Ca -  $CaO_2$  и  $CaO_4$ . С холодной водой Ca взаимодействует сначала быстро, затем реакция замедляется вследствие образования пленки  $Ca(OH)_2$ . Ca энергично взаимодействует с горячей водой и кислотами, выделяя  $H_2$  (кроме концентрированной  $HNO_3$ ). С фтором реагирует на холоду, а с хлором и бромом - выше  $400\text{ }^\circ\text{C}$ , давая соответственно  $CaF_2$ ,  $CaCl_2$  и  $CaBr_2$ .

- Эти галогениды в расплавленном состоянии образуют с Ca так называемых субсоединения - CaF, CaCl, в которых Ca формально одновалентен. При нагревании Ca с серой получается сульфид кальция CaS, последний присоединяет серу, образуя полисульфиды (CaS<sub>2</sub>, CaS<sub>4</sub> и другие). Взаимодействуя с сухим водородом при 300-400 °C, Ca образует гидрид CaH<sub>2</sub> - ионное соединение, в котором водород является анионом. При 500 °C Ca и азот дают нитрид Ca<sub>3</sub>N<sub>2</sub>; взаимодействие Ca с аммиаком на холоду приводит к комплексному аммиакату Ca [NH<sub>3</sub>]<sub>6</sub>. При нагревании без доступа воздуха с графитом, кремнием или фосфором Ca дает соответственно карбид кальция CaC<sub>2</sub>, силициды Ca<sub>2</sub>Si, CaSi, CaSi<sub>2</sub> и фосфид Ca<sub>3</sub>P<sub>2</sub>. Ca образует интерметаллические соединения с Al, Ag, Au, Cu, Li, Mg, Pb, Sn и другие.

# Получение Кальция

□ В промышленности Ca получают двумя способами:

1) нагреванием брикетированной смеси CaO и порошка Al при 1200 °C в вакууме 0,01-0,02 мм рт. ст.; выделяющиеся по реакции:

$6\text{CaO} + 2\text{Al} = 3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Ca}$  пары Ca конденсируются на холодной поверхности;

2) электролизом расплава CaCl<sub>2</sub> и KCl с жидким медно-кальциевым катодом приготавливают сплав Cu - Ca (65% Ca), из которого Ca отгоняют при температуре 950-1000 °C в вакууме 0,1-0,001 мм рт. ст.



# Применение Кальция

- В виде чистого металла Ca применяют как восстановитель U, Th, Cr, V, Zr, Cs, Rb и некоторых редкоземельных металлов из их соединений. Его используют также для раскисления сталей, бронз и других сплавов, для удаления серы из нефтепродуктов, для обезвоживания органических жидкостей, для очистки аргона от примеси азота и в качестве поглотителя газов в электровакуумных приборах. Большое применение в технике получили антифрикционные материалы системы Pb-Na-Ca, а также сплавы Pb-Ca, служащие для изготовления оболочки электрич. кабелей. Сплав Ca-Si-Ca (силикокальций) применяется как раскислитель и дегазатор в производстве качественных сталей.

# Кальций в организме

- Са - один из биогенных элементов, необходимых для нормального протекания жизненных процессов. Он присутствует во всех тканях и жидкостях животных и растений. Лишь редкие организмы могут развиваться в среде, лишенной Са. У некоторых организмов содержание Са достигает 38%; у человека - 1,4-2%.



- Содержание Са в крови человека и высших животных регулируется гормонами паращитовидных и щитовидной желез. Важнейшую роль в этих процессах играет витамин D. Всасывание Са происходит в переднем отделе тонкого кишечника. Усвоение Са ухудшается при снижении кислотности в кишечнике и зависит от соотношения Са, Р и жира в пище. Оптимальные соотношения Са / Р в коровьем молоке около 1,3 (в картофеле 0,15, в бобах 0,13, в мясе 0,016). При избытке в пище Р или щавелевой кислоты всасывание Са ухудшается. Желчные кислоты ускоряют его всасывание. Оптимальные соотношения Са / жир в пище человека 0,04-0,08 г Са на 1 г жира. Выделение Са происходит главным образом через кишечник. Млекопитающие в период лактации теряют много Са с молоком. При нарушениях фосфорно-кальциевого обмена у молодых животных и детей развивается рахит, у взрослых животных - изменение состава и строения скелета (остеомалация).

# Жесткая вода

Комплекс свойств, определяемых одним словом «жесткость», воде придают растворенные в ней соли кальция и магния. Жесткая вода непригодна во многих случаях жизни. Она образует слой накипи в паровых котлах и котельных установках, затрудняет окраску и стирку тканей, но годится для варки мыла и приготовления эмульсий в парфюмерном производстве. Поэтому раньше, когда способы умягчения воды были несовершенны, текстильные и парфюмерные предприятия обычно размещались поблизости от источников «мягкой» воды.

Различают жесткость временную и постоянную. Временную (или карбонатную) жесткость придают воде растворимые гидрокарбонаты  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  и  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$

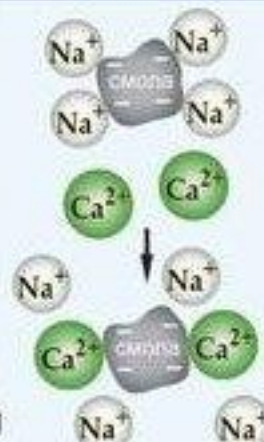
# Устранение жесткости



Жесткость воды	Анионы, присутствующие в растворе	Способы устранения жесткости
Временная	$\text{HCO}_3^-$	1. Кипячение: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{\text{t}} \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 2. Добавление соды: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaHCO}_3$ 3. Добавление извести: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Постоянная	$\text{Cl}^-$ , $\text{SO}_4^{2-}$ , $\text{H}_2\text{PO}_4^-$	Добавление соды: $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$ $6\text{MgCl}_2 + 6\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Mg}_5(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_4 \downarrow + \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 + 12\text{NaCl}$



Установка для умягчения воды



## НАКИПЬ

