1. Соединения кальция – известняк, мрамор, гипс (а также известь – продукт известняка) уже в глубокой древности применялись в строительном деле. Вплоть до конца 18 века химики считали известь простым телом. В 1789 году А. Лаувуазье предположил, что известь, магнезия, барит, глинозём и кремнезём -–вещества сложные. В 1808 году Дэви, подвергая электролизу с ртутным катодом смесь влажной гашеной извести с окисью ртути, приготовил амальгаму кальция, а отогнав из неё ртуть, получил металл, названный «кальций» (от лат. *Calх,* род. падеж *calcis – известь).*

2. *Размещение электронов по орбиталям.*

*+20Са… |3s 3p 3d | 4s*

|  |  |
| --- | --- |
| *Строение внешнего электронного слоя атома.* | 4s |
| Радиус атома, нм | 0,197 |
| *Плотность, г/см* | 1,54 |
| Температура плавления, °С | 851 |
| Температура кипения, °С | 1480 |

Кальций называется щелочноземельным металлом, его относят к S – элементам. На внешнем электронном уровне у кальция два электрона, поэтому он даёт соединения: CaO, Ca(OH)2, CaCl2, CaSO4, CaCO3 и т.д. Кальций относится к типичным металлам – он имеет большое сродство к кислороду, восстанавливает почти все металлы из их окислов, образует довольно сильное основание Ca(OH)2.

3. Кристаллические решётки металлов могут быть различных типов, однако для кальция характерна гранецентрированная кубическая решётка.

Размеры, форму и взаимное расположение кристаллов в металлах излучают металлографическими методами. Наиболее полную оценку структуры металла в этом отношении даёт микроскопический анализ его шлифа. Из испытуемого металла вырезают образец и его плоскость шлифуют, полируют и протравливают специальным раствором (травителем). В результате травления выделяется структура образца, которую рассматривают или фотографируют с помощью металлографического микроскопа.

4. Кальцый – лёгкий металл (d = 1,55), серебристо-белого цвета. Он более твёрд и плавится при более высокой температуре (851 °С) по сравнению с натрием, который расположен рядом с ним в периодической системе. Это объясняется тем, что на один ион кальция в металле приходится два электрона. Поэтому химическая связь между ионами и электронным газом у него более прочная, чем у натрия. При химических реакциях валентные электроны кальция переходят к атомам других элементов. При этом образуются двухзарядные ионы.

5. Кальций обладает большой химической активностью по отношению к металлам, особенно к кислороду. На воздухе он окисляется медленнее щелочных металлов, так как окисная плёнка на нём менее проницаема для кислорода. При нагревании кальций сгорает с выделением громадных количеств теплоты:

2Ca + O2 = 2CaO

## Ca – 2e = Ca

C водой кальций вступает в реакцию, вытесняя из неё водород и образуя основание:

Са + 2H2O = Ca(OH)2 + H2

Благодаря большой химической активности к кислороду кальций находит некоторое применение для получения редких металлов из их окислов. Окислы металлов нагревают совместно с кальциевой стружкой; в результате реакций получается окись кальция и металл. На этом же свойстве основано применение кальция и его некоторых сплавовдля так называемого раскисления металлов. Кальций добавляют в расплавленный металл, и он удаляет следы растворённого кислорода; образующаяся окись кальция всплывает на поверхность металла. Кальций входит в состав некоторых сплавов.

Получают кальций электролизом расплавленного хлорида кальция или алюминотермическим методом.

*Окись и гидроокись кальция.*

### Окись кальция, или гашеная известь, представляет собой порошок белого цвета, плавится она при 2570 °С. Получают её прокаливанием известняка:

СаСО3 = СаО + СО2↑

Окись кальция – основной окисел, поэтому она вступает в реакцию с кислотами и ангидридами кислот. С водой она даёт основание – гидроокись кальция:

СаО + H2О = Са(ОН)2

Присоединение воды к окиси кальция, называемое гашением извести, протекает с выделением большого количества теплоты. Часть воды при этом превращается в пар.

Гидроокись кальция, или гашеная известь, – вещество белого цвета, немного растворимое в воде. Водный раствор гидроокиси кальция называется известковой водой. Такой раствор обладает довольно сильными щелочными свойствами, так как гидроокись кальция хорошо диссоциирует:

Са(ОН)2 = Са + 2ОН

По сравнению с гидратами окислов щелочных металлов гидроокись кальция – более слабое основание. Объясняется это тем, что ион кальция двухзарядный и более сильно притягивает гидроксильные группы.

Гашеная известь и её раствор, называемый известковой водой, вступают в реакции с кислотами и ангидридами кислот, в том числе и с двуокисью углерода. Известковая вода служит в лабораториях для открытия двуокиси углерода, так как образующийся нерастворимый углекислый кальций вызывает помутнение воды:

Са + 2ОН + СО2 = СаСО3↓ + Н2О

Однако при длительном пропускании двуокиси углерода раствор снова становится прозрачным. Это объясняется тем, что карбонат кальция превращается в растворимую соль – гидрокарбонат кальция:

СаСО3 + СО2 + Н2О = Са(НСО3)2

6. В промышленности кальций получают двумя способами:

1. Нагреванием брикетированной смеси СаО и порошка Аl при 1200 °С в вакууме 0,01 – 0,02 мм. рт. ст.; выделяющиеся по реакции:

6СаО + 2Аl = 3CaO · Al2O3 + 3Ca

Пары кальция кондонсируются на холодной поверхности.

1. Электролизом расплава СаСl2 и КСl с жидким медно-кальциевым катодом приготовляют сплав Сu – Ca (65% Ca), из которого кальций отгоняют при температуре 950 – 1000 °С в вакууме 0,1 – 0,001 мм.рт.ст.
2. Разработан также способ получения кальция термической диссоциацией карбида кальция СаС2.

7. Кальций принадлежит к числу самых распространённых в природе элементов. В земной коре его содержится приблизительно 3% (масс.). Соли кальция образуют в природе большие скопления в виде карбонатов (мел, мрамор), сульфатов (гипс), фосфатов (фосфоритов). Под действием воды и двуокиси углерода карбонаты переходят в раствор в виде гидрокарбонатов и переносятся подземными и речными водами на большие расстояния. При вымывании солей кальция могут образовываться пещеры. За счёт испарения воды или повышения температуры на новом месте могут образовываться отложения карбоната кальция. Так, например, образуются сталактиты и сталагмиты в пещерах.

*Жёсткость воды и способы её устранения.*

Растворимые соли кальция и магния обуславливают общую жёсткость воды. Если они присутствуют в воде в небольших количествах, то вода называется мягкой. При большом содержании этих солей (100 – 200 мг. солей кальция – в 1 л. в пересчёте на ионы) вода считается жёсткой. В такой воде мыло плохо пенится, так как соли кальция и магния образуют с ним нерастворимые соединения. В жёсткой воде плохо развариваются пищевые продукты, и при кипячении она даёт на стенках паровых котлов накипь. Накипь плохо проводит теплоту, вызывает увеличение расхода топлива и ускоряет изнашивание стенок котла. Образование накипи – сложный процесс. При нагревании кислые соли угольной кислоты кальция и магния разлагаются и переходят в нерастворимые карбонаты:

Са + 2НСО3 = Н2О + СО2 + СаСО3↓

Растворимость сульфата кальция СаSO4 при нагревании также снижается, поэтому он входит в состав накипи.

Жёсткость вызванная присутствием в воде гидрокарбонатов кальция и магния, называется карбонатной или временной, так как она устраняется при кипячении. Помимо карбонатной жёсткости, различают ещё некарбонатную жёсткость, которая зависит от содержания в воде сульфатов и хлоридов кальция и магния. Эти соли не удаляются при кипячении, и поэтому некарбонатную жёсткость называют также постоянной жёсткостью. Карбонатная и некарбонатная жёсткость в сумме даёт общую жёсткость.

Для полного устранения жёсткости воду иногда перегоняют. Для устранения карбонатной жёсткости воду кипятят. Общую жёсткость устраняют или добавлением химических веществ, или при помощи так называемых катионитов. При использовании химического метода растворимые соли кальция и магния переводят в нерастворимые карбонаты, например добавляют известковое молоко и соду:

Са + 2НСО3 + Са + 2ОН = 2Н2О + 2СаСО3↓

Са + SO4 + 2Na + CO3 = 2Na + SO4 + CaCO3↓

Устранение жёсткости при помощи катионитов – процесс более совершенный. Катиониты – сложные вещества (природные соединения кремния и алюминия, высокомалекулярные органические соединения), состав которых можно выразить формулой Na2R, где R – сложный кислотный остаток. При фильтровании воды через слой катионита происходит обмен ионов (катионов) Na на ионы Са и Mg:

Са + Na2R = 2Na + CaR

Следовательно, ионы Са из раствора переходят в катионит, а ионы Na переходят из катионита в раствор. Для восстановления использованного катионита его промывают раствором поваренной соли. При этом происходит обратный процесс: ионы Са в катионите заменяются на ионы Na:

2Na + 2Cl + CaR = Na2R + Ca + 2Cl

Регенерированный катионит можно снова применять для очистки воды.

8. В виде чистого металла Са применяют как восстановитель U, Th, Cr, V, Zr, Cs, Rb и некоторых редкоземельных металлов и 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 примесей азота и в качества поглотителя газов в электровакуумных приборах. Большое применение в технике получили антификционные материалы системы Pb – Na – Ca, а также сплавы Pb – Ca, служащие для изготовления оболочки электрических кабелей. Сплав Ca – Si – Ca (силикокальций) применяется как раскислитель и дегазатор в производстве качественных сталей.

*Кальций в организме.*

Кальций – 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, лишённой Са. У некоторых организмов содержание Са достигает 38% : у человека – 1,4 – 2 %. Клетки растительных и животных организмов нуждаются в строго определённых соотношениях ионов Са, Na и К во внеклеточных средах. Растения получают Са из почвы. По их отношению к Са растения делят на кальцефилов и кальцефобов. Животные получают Са с пищей и водой. Са необходим для образования ряда клеточных структур, поддержания нормальной проницаемости наружных клеточных мембран, для оплодотворения яйцеклеток рыб и других животных, активизации ряда ферментов. Ионы Са передают возбуждение на мышечное волокно, вызывая его сокращение, увеличивают силу сердечных сокращений, повышают фагоцитарную функцию лейкоцитов, активируют систему защитных белков крови, участвуют в её свёртывании. В клетках почти весь Са находится в виде соединений с белками, нуклеиновыми кислотами, фосфолипидами, в комплексах с неорганическими фосфатами и органическими кислотами. В плазме крови человека и высших животных только 20 – 40 % Са может быть связано с белками. У животных, обладающих скелетом, до 97 – 99 % всего Са используется в качестве строительного материала: у беспозвоночных в основном в виде СаСО3 (раковина моллюсков, кораллы), у позвоночных – в виде фосфатов. Многие беспозвоночные запасают Са перед линькой для построения нового скелета или для обеспечения жизненных функций в неблагоприятных условиях. Содержание Са в крови человека и высших животных регулируется гормонами паращитовидных и щитовидной желёз. 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, фосфора 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 и щавелевой кислоты всасывание Са ухудшается. Желчные кислоты ускоряют его всасывание. Оптимальные соотношения Са/жир в пище человека 0,04 – 0,08 г. Са на 1г. 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 (остеомаляция).

*Кальций в медецине.*

В медицине препаратов Са устраняет нарушения, связанные с недостатком ионов Са в организме (при тетании, спазмофилии, рахите). Препараты Са снижают повышенную чувствительность к аллергенам и используются для лечения аллергических заболеваний (сывороточная болезнь, сонная лихорадка и др.). Препараты Са уменьшают повышенную проницаемость сосудов и оказывают противовоспалительное действие. Их применяют при геморрагическом васкулите, лучевой болезни, воспалительных процессах (пневмания, плеврит и др.) и некоторых кожных заболеваниях. Назначают каккровоостанавливающее средство, для улучшения деятельности сердечной мышцы и усиления действия препаратов наперстянки, как противоядия при отравлении солями магния. Вместе с другими средствами препараты Са применяют для стимулирования родовой деятельности. Хлористый Са вводят через рот и внутривенно. Оссокальцинол (15 % -ная стерильная суспензия особым образом приготовленного костного порошка в персиковом масле) предложен для тканевой терапии.

К препаратам Са относятся также гипс (СаSО4), применяемый в хирургии для гипсовых повязок, и мел (СаСО3), назначаемый внутрь при повышенной кислотности желудочного сока и для приготовления зубного порошка.