Санкт-Петербургский государственный Политехнический университет

Институт ИММиТ

Кафедра ОНХ

Н.А. Сидоров

Тема: Химия элементов

ПОДТЕМА: Химия кальция

Пояснительная записка:

К курсовой работе по курсу «Неорганическая химия»

Направление подготовки бакалавров: 150400 Металлургия

Группа 13314/1а

Руководитель проекта:

доцент, к.х.н. Горелова А.В.

Консультант:

профессор, д.х.н. Гутенев М.С.

Допущен к защите Заведующий кафедрой

«\_\_\_» \_\_\_\_\_\_\_\_ 2014 г. профессор, д.х.н.

 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Соколов И.А.

Санкт-Петербург

2014

Оглавление

**История открытия3**

**Распространенность элемента3**

**Минералы кальция4**

**Химические свойства6**

**Физические свойства11**

**Способы получения12**

**Применение13**

**Биологическая роль кальция15**

**Список использованной литературы18**

История открытия

Кальций — элемент главной подгруппы второй группы, четвёртого периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, с атомным номером 20. Обозначается символом Ca. Простое вещество кальций — мягкий, химически активный щёлочноземельный металл серебристо-белого цвета. Название элемента происходит от лат. *calx* (в родительном падеже calcis) — «известь», «мягкий камень». Оно было предложено английским химиком Гемфри Дэви, в 1808 г. выделившим металлический кальций электролитическим методом. Дэви подверг электролизу смесь влажной гашёной извести Ca(OH)2 с оксидом ртути 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.

Распространенность элемента

Кальций принадлежит к числу самых распространённых в природе элементов. В земной коре его содержится приблизительно 3,4% (масс.). Однако благодаря большой химической активности кальций никогда не встречается в свободном состоянии. Он встречается в виде многочисленных отложений известняков и мела, образующих целые горные кряжи, а так же мрамора, который представляют собой природную разновидность карбоната кальция CaCO3.

В больших количествах встречаются также гипс CaSO4 ∙ 2H2O (называемый также селенитом) и различные содержащие кальций силикаты (CaSiO3 – метасиликат, Ca3Si2O7 – пиросиликат кальция, Ca2SiO4 – ортосиликат кальция и около 30 гидросиликатов кальция). Безводный сульфат кальция CaSO4 – ангидрит – является почти постоянным спутником каменной соли. Также чрезвычайным многообразием отличаются двойные силикаты кальция. К числу соединений кальция относятся следующие минералы: фосфорит Ca3(PO4)2, апатит 3Ca3(PO4)2 ∙ Ca(F,Cl)2 и плавиковый шпат (флюорит CaF2).

В качестве продуктов выветривания минералов соединения кальция всегда содержатся в почве, а также в большинстве природных вод, «жесткость» которых и обусловливается содержанием этих солей. В органической природе кальций встречается почти всюду: в виде фосфата образует твердое вещество костей, а в виде апатита – ещё более твердую часть зубной эмали. Яичная скорлупа, раковины и кораллы также состоят из карбоната кальция.

Минералы кальция

Хлориды:

Тахгидрид – CaCl2 ∙ 2MgCl2 ∙ 12H2O

Нитраты и йодаты:

Известковая селитра (нитрокальцит) – Ca(NO3)2 ∙ H2O

Лаутарит – Ca(IO3)2

Сульфаты:

Ангидрит – CaSO4

Гипс (соленит) – CaSO4 ∙ 2H2O

Полигалит – K2SO4 ∙ MgSO4 ∙ 2CaSO4 ∙ 2H2O

Сингенит – K2SO4 ∙ CaSO4 ∙ H2O

Глауберит – Na2SO4 ∙ CaSO4

 Молибдаты и вольфраматы:

Павеллит – CaMoO4 (очень редкий)

Шеелит (шеелевский шпат, тунгштейн) – CaWO4

Карбонаты:

Доломит (бурый шпат) – CaCO3 ∙ MgCO3

Известковый шпат (кальцит), арагонит – CaCO3

Алетонит, трановитцит – CaCO3

Патрокальцит – Na2CO3 ∙ CaCO2 ∙ 5H2O

Пирсеонит – Na2CO3 ∙ CaCO3 ∙ 2H2O

Ураноталлит – 2CaCO3 ∙ UO2(CO3) ∙ 10H2O

 Фосфаты, арсенаты и т.д.:

Апатит – 3Ca3(PO4)2 ∙ Ca(F, Cl)2

Свабит – 3Ca3(PO4)2 ∙ Ca(F, Cl, OH)2

Гердерит – CaBe(F, OH)PO4 (редкий)

Монит – Ca3(PO4)2 ∙ H2O

Брушит – Ca(PO3OH) ∙ 2H2O

Изоклаз – Ca2(OH)PO4 ∙ 2H2O

Цирролит – Ca3Al2(PO4)3(OH)3

Тавистокит – 3CaO ∙ Al2O3 ∙ P2O5 ∙ 3H2O

Гойацит – 3CaO ∙ Al2O3 ∙ P2O5 ∙ 9H2O

Гайдингерит – CaHAsO4 ∙ H2O

Фармаколит – CaHAsO4 ∙ 2H2O

Бапплерит – CaHAsO4 ∙ 3$\frac{1}{2}$H2O

Микролит – Ca2Ta2O7

Коппит – Ca2Nb2O7

Арсениосидерит – 6CaO ∙ 3As2O3 ∙ 4Fe2O3 ∙ 9H2O

 Бораты:

Пандермит – Ca2B6O11 ∙ 3H2O

Гидроборацит – CaMgB6O11 ∙ 6H2O

Колеманит – Ca2B6O11 ∙ 5H2O

Борокальцит - CaB4O7 ∙ 4H2O

Франкландит – Na2CaB6O11 ∙ 7H2O

Боронатрокальцит – NaCaB5O9 ∙ 6H2O

 Силикаты:

Волластонит, листовой шпат – Ca2[Si2O6]

Диопсид – CaMg[Si2O6]

Геденбергит – CaFe[Si2O6]Ca2Al3[SiO4]3[OH]

Эпидот – Ca2(Al, Fe)3[OH][SiO4]3

Монтичеллит – CaMg[SiO4]

Анортит – Ca[Al2Si2O8]

Плагиоклав – (CaAl)AlSi2O8

Лучистый камень – Ca2(Mg, Fe)5[OH]2[Si8O22]

Датолит – Ca(OH)BSi)4

Гомилит – FeCa2B2Si2O10

Данбурит – CaB2Si2O8

Аксинит – Ca3Al2BSi4O15(OH)

Лейкофан – Ca2[BeSi2O5(F, O)2]2

Везувиан – Ca10Mg2Al4[SiO4]5[Si2O7]2(OH)4

Известковоглинистый гранат – Ca3Al2Si3O12

Известковохромовый гранат, уваровит – Ca3Cr2Si3O12

Известковожелезистый гранат (аплом) – Ca3Fe2Si3O12

 Соли кальция содержатся в довольно заметных количествах в морской воде.

Химические свойства

*Атомные свойства:*

Относительная атомная масса кальция – 40,078 *г∙моль-1*

Степень окисления: +2

Электронная конфигурация: 1s22s22p63s23p64s2

Радиус атома: 194 *пм*

*Реакционная способность:*

Электроотрицательность: 1

Валентность: 2

Энергия сродства атома к электрону: 2,37 *кДж∙моль-1*

Кальций представляет собой ковкий, довольно твердый белый металл. На воздухе он быстро покрывается слоем оксида, а при нагревании сгорает ярким красноватым пламенем. С холодной водой кальций реагирует сравнительно медленно, но из горячей воды быстро вытесняет водород, образуя гидроксид. Кальций – очень активный металл, легко соединяющийся с галогенами, серой, азотом и восстанавливающий при нагревании оксиды многих металлов.

Разбавленные кислоты растворяют кальций, причем бурно выделяется водород по реакции

Ca + 2H = Ca + H2

В ряду стандартных потенциалов кальций расположен слева от водорода. Стандартный электродный потенциал пары Ca2+/Ca0 −2,84 В, так что кальций активно реагирует с водой, но без воспламенения:

Ca + 2H2O = Ca(OH)2 + H2↑

С активными неметаллами (кислородом, хлором, бромом) кальций реагирует при обычных условиях:

2Ca + O2 = 2CaO

Ca + Br2 = CaBr2

С менее активными неметаллами (водородом, бором, углеродом, кремнием, азотом, фосфором и другими) кальций вступает во взаимодействие при нагревании, например:

Ca + H2 = CaH2

Ca + 6B = CaB6

3Ca + N2 = Ca3N2

Ca + 2C = CaC2

6Ca + P4 = 2Ca3P2

2Ca + Si = Ca2Si

Протекание указанных выше реакций, как правило, сопровождается выделением большого количества теплоты. Во всех соединениях с неметаллами степень окисления кальция +2. Большинство из соединений кальция с неметаллами легко разлагается водой, например:

CaH2 + 2H2O = Ca(OH)2 + H2↑

Ca3N2 + 6H2O = 3Ca(OH)2 + 2NH3↑

Ион Ca2+ бесцветен. При внесении в пламя растворимых солей кальция пламя окрашивается в кирпично-красный цвет.

Такие соли кальция, как хлорид CaCl2, бромид CaBr2, иодид CaI2 и нитрат Ca(NO3)2, хорошо растворимы в воде.

Нерастворимы в воде: фторид CaF2, карбонат CaCO3, сульфат CaSO4, ортофосфат Ca3(PO4)2, оксалат СаC2O4 и некоторые другие.

Карбонат кальция. СаСО3 в природе встречается в виде известняка, мела и мрамора. Кристаллизующийся в гексагональной системе карбонат кальция называется кальцитом или известковым шпатом. Последний иногда встречается в природе в виде хорошо образованных кристаллов (большей частью ромбоэдров). Иногда попадаются очень крупные кристаллы известкового шпата. Известковый шпат обнаруживает двойное лучепреломление, что особенно заметно на больших и совершенно прозрачных ромбоэдрических кристаллах, встречающихся в Исландии (исландский шпат). Удельный вес известкового шпата равен 2,72. Реже встречается в природе арагонит — неустойчивая ромбическая Модификация кристаллического карбоната кальция (удельный вес 2,93). При 970° кальцит переходит в другую модификацию, которая также относится к гексагональной системе. Арагонит при высокой температуре испытывает аналогичное превращение. Другой неустойчивой модификацией СаСО3 является ватерит.

В воде карбонат кальция мало растворим, поэтому при одновременном присутствии в водных растворах ионов Сa и СО3 он выпадает в виде белого осадка. При осаждении из горячих разбавленных растворов образующийся осадок сначала состоит из очень мелких кристаллов арагонита, которые на холоде медленно переходят в кристаллы кальцита. Из холодных растворов карбонат кальция выпадает в виде аморфной массы, которая, находясь в соприкосновении с раствором, также постепенно переходит в кристаллы кальцита. Известняк и мрамор тоже состоят из более или менее мелких кристаллов кальцита. Чистый карбонат кальция — белое или бесцветное соединение. Пестрый мрамор обычно содержит примеси — главным образом окислы железа. Желтоватая или серая окраска известняка обусловлена присутствием в нем примесей, среди которых главную роль играет глина. Известняки, содержащие значительные количества глины, называются мергелями; в зависимости от содержания глины их подразделяют па глинистые и известковые мергеля. Мел представляет собой мягкую модификацию известняка. Он состоит главным образом из остатков оболочек микроскопических моллюсков древних геологических формаций и из раковин.

Растворимость карбоната кальция в воде, равная при 25° ~ 1,4 мг CaCO3 в 100 *г* воды, довольно значительно возрастает при добавлении солей аммония. При кипячении с раствором хлорида аммония карбонат кальция полностью разлагается:

CaCO3 + 2NH4Cl = CaCl2 + 2NH3 + H2O + CO2

Соли щелочных металлов не приводят к подобному разложению СаСО3. Они также не повышают его растворимости в воде. СаСО3 легко соединяется с избытком угольной кислоты и переходит в довольно легко растворимый бикарбонат

CaCO3 + H2CO3 = Ca(HCO3)2

Поэтому он в значительных количествах растворим в воде, содержащей угольную кислоту. От содержания в воде бикарбоната кальция зависит ее временная (устранимая) жесткость. При кипячении такой воды реакция проходит справа налево гидрокарбонат разлагается, и в осадок выпадает СаСО3. Это явление приводит, например, к тому, что в чайнике со временем образуется накипь. Подобное осаждение нейтральною карбоната кальция происходит в процессе испарения раствора при обычной температуре. Так в природе происходит перенос больших масс веществ. В результате под землей могут образоваться огромные полости и провалы, а в пещерах образуются красивые сталактиты и сталагмиты.

 В местностях с жесткой водой для ее «умягчения» пользуются химическими методами. Карбонатную жесткость обычно устраняют, прибавляя к воде Са(ОН)2 в количестве, строго отвечающем найденному по анализу содержанию бикарбонатов. При этом по реакции

Са(НCO3)2 + Са(ОН)2 = 2СаСО3↓ + 2Н2O

весь бикарбонат переходит в нормальный карбонат и осаждается. От некарбонатной жесткости чаще всего освобождаются добавлением к воде соды, которая вызывает образование осадка по реакции

CaSO4 + Na2CO3 = CaCO3↓ + Na2SO4

Воде дают затем отстояться и лишь после этого пользуются ею для питания котлов или в производстве. Для умягчения небольших количеств жесткой воды (в прачечных и т. п.) обычно добавляют к ней немного соды и дают отстояться. При этом кальций и магний полностью осаждаются в виде карбонатов, а остающиеся в растворе соли натрия употреблению мыла не мешают.

При прокаливании карбонат кальция отщепляет СО2

CaCO3 = CaO + CO2

С жидким аммиаком щелочноземельные металлы образуют тёмно-синие растворы. После отгонки из этих растворов аммиака остаются твердые продукты, имеющие медный до золотистого блеск и представляющие собой аммиакаты, т.е. продукты присоединения аммиака к названным элементам. Аммиакат кальция имеет строго определенный состав – [Ca(NH3)6]. Установлено, что существуют только гексааммикаты, других аммиакатов этот и другие щелочноземельные металлы не образуют.

В присутствии катализаторов (платины) продукты присоединения аммиака постепенно разлагаются с образованием амидов, например

Ca(NH3)6 = Ca(NH­2)2 + 4NH3 + H2↑

Нитрат кальция – известковая селитра Ca(NO3)2 кристаллизуется в безводном состоянии в виде правильных октаэдров (точка плавления около 561°); однако из водных растворов он выделяется в виде тетрагидрата Ca(NO3)2 ∙ 4H2O, образующего моноклинные призмы удельного веса 1,82, плавящиеся при температуре несколько выше 40° в своей кристаллизационной воде. При охлаждении таких растворов обычно наблюдается значительно замедление кристаллизации. Кроме тетрагидрата, вероятно, существуют и низшие гидраты. При нагревании тетрагидрата выше 100° он легко переходит в безводную соль. Эта соль очень гигроскопична и чрезвычайно легко растворяется как в воде (при 18° растворяется 121 *г* Ca(NO3)2 в 100 *г* воды), так и в спирте.

Нитрат кальция нередко образуется при гниении азотсодержащих органических соединений в присутствии извести: так, он образует белые выцветы на стенах конюшен (стенная селитра). Прежде нитрат кальция получали этим способом искусственно в так называемых «селитряпицах», куда забрасывали всякого рода животные отбросы, смешивали их со строительным щебнем, известкой и т.п. и время от времени поливали эту массу навозной жижей до тех пор, пока в ней не образовалось в результате разложения органических веществ достаточного количества нитрата кальция и других азотнокислых солей, которые затем подвергали выщелачиванию. В настоящее время нитрат кальция получают нейтрализацией его карбоната (известняка) или гидроокиси технической азотной кислотой. Полученную этим методом известковую селитру, которую прежде изготовляли главным образом в Норвегии, широко применяют в качестве удобрения. Гигроскопичность норвежской селитры, сильно препятствующая ее равномерному распределению в почве, можно почти полностью устранить добавлением едкой извести (при этом образуется основная соль).

При нагревании выше точки плавления нитрат кальция сначала выделяет кислород, и только при более сильном прокаливании Ca(NO3)2 разлагается на окислы азота и окись кальция. Растворы нитрата кальция сильнее абсорбируют аммиак, чем чистая вода. Однако твердые продукты присоединения аммиака к нитрату кальция до сих пор не известны.

Для кальция также известно большое число интерметаллических соединений (соединений с другими металлами).

Физические свойства

*Термодинамические свойства:*

Температура кипения: 1484°С

Температура плавления: 842°С

Удельная теплоемкость: 631 *Дж∙кг-1∙К-1*

*Свойства материала:*

Цвет: Серебряный

Плотность: 1550 *кг∙м-3*

*Электромагнитные свойства:*

Удельная электропроводность: 29`000`000 *См∙м-1*

Электрический тип: Проводник

Магнитный тип: Парамагнетик

Кальций при постепенном повышении давления начинает проявлять свойства полупроводника, но не становится полупроводником в полном смысле этого слова (металлом уже тоже не является). При дальнейшем повышении давления возвращается в металлическое состояние и начинает проявлять сверхпроводящие свойства (температура сверхпроводимости в шесть раз выше, чем у ртути, и намного превосходит по проводимости все остальные элементы). Уникальное поведение кальция похоже во многом на стронций.

Хлорид кальция, CaCl2 — кальциевая соль соляной кислоты. Зарегистрирован в качестве пищевой добавки E509. Считается безвредным (как добавка). Его применяют для получения металлического кальция, для осушки и понижения точки росы технологического и импульсного газа.

Температуры кипения растворов хлорида кальция

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| CaCl2 в 100 *г* H2O, *г* | 6,0 | 11,5 | 16,5 | 21,0 | 25,0 | 41,5 | 69,0 |
| Температура кип., °C | 101 | 102 | 103 | 104 | 105 | 110 | 120 |
| CaCl2 в 100 *г* H2O, *г* | 101 | 137,5 | 178 | 222 | 268 | 292 | 305 |
| Температура кип., °C | 130 | 140 | 150 | 160 | 170 | 175 | 178 |

Температуры замерзания растворов хлорида кальция

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| CaCl2 в 100 г раствора, г | 0,1 | 1 | 5 | 10 | 15 | 20 | 25 | 30 | 32,5 |
| Т. пл., °С | -0,051 | -0,46 | -2,44 | -5,89 | -10,96 | -18,6 | -29,9 | -48,0 | -51,0 |

Способы получения кальция

Свободный металлический кальций получают электролизом расплава, состоящего из CaCl2 (75-80 %) и KCl или из CaCl2 и CaF2

CaCl2 = Ca + Cl2

В этом процессе ванна, сделанная их графита, является анодом. Ванна помещается в электрическую печь. Железный стержень, перемещающийся по ширине ванны, а также имеющий возможность подниматься и опускаться, является катодом. Электролитом является расплавленный хлористый кальций, который заливают в ванну. В электролит опускается катод. Так начинается процесс электролиза. Под катодом образуется расплавленный кальций. Когда катод поднимается, в месте касания с катодом кальций застывает. Так постепенно в процессе поднятия катода и происходит наращивание кальция в виде штанги. Затем кальциевую штангу отбивают от катода.

А также кальций получают алюминотермическим восстановлением CaO при 1170—1200 °C:

4CaO + 2Al = CaAl2O4 + 3Ca

Разработан также способ получения кальция термической диссоциацией карбида кальция CaC2.

Применение

Промышленное применение находят почти исключительно соединения рассматриваемого элемента, характерные свойства которых и определяют области их использования.

Металлического кальций используется для восстановления из соединений некоторых металлов, например, урана, хрома, циркония, цезия, рубидия, для удаления из стали и из некоторых других сплавов кислорода, серы, для обезвоживания органических жидкостей, для поглощения остатков газов в вакуумных приборах. Кроме того, кальций служит легирующим компонентом некоторых свинцовых сплавов.

Окись кальция (негашеная известь, или «кипелка») и продукт ее взаимодействия с водой — Са(ОН)2 (гашеная известь, или «пушонка») — находят широкое применение в строительном деле. С химической стороны «гашение» извести заключается в протекающем с выделением тепла присоединении к СаО воды по схеме:

СаО + H2O = Ca(OH)2 + 16 *ккал*

Гидроокись кальция является наиболее дешевым и поэтому чаще всего используемым в технике сильным основанием.

Применение отдельных природных разновидностей СаС03 различно. Известняк непосредственно используется при строительных работах, а также служит исходным сырьем для получения важнейших строительных материалов — извести и цемента. Мел потребляется в качестве минеральной краски, как основа составов для полировки и т. д. Мрамор является прекрасным материалом для скульптурных работ, изготовления электрических распределительных щитов и т. д.

Ежегодная мировая выработка извести из известняка исчисляется десятками миллионов тонн. Термическая диссоциация СаС03 идет со значительным поглощением тепла:

СаСO3 + 43 *ккал* = CaO + CO2

Технически обжиг известняка чаще всего осуществляется в шахтных печах. Важным побочным продуктом производства является углекислый газ.

Известь находит широкое применение в ряде отраслей промышленности. Значительные ее количества потребляются также сельским хозяйством. Важнейшей и с наиболее давних времен известной человечеству областью применения извести является, однако, использование ее (под названием «известкового раствора») в качестве вяжущего строительного материала для скрепления друг с другом камней, кирпичей и т. п. Обычно приготовляют смесь извести с песком (1 вес. ч. на 3—4 вес. ч. песка) и количеством воды, достаточным для получения тестообразной массы. Последняя постепенно твердеет вследствие кристаллизаций гидроокиси кальция и образования кристаллического СаСO3 (за счет СO2 воздуха) по реакции

Са(ОН)2 + СO2 = СаСO3 + H2O + 27 *ккал*

Одновременно идет образование также силикатов кальция (за счет SiO2 песка). Ввиду выделения воды при твердении известкового раствора в построенных с его помощью зданиях долго сохраняется сырость.

Значительные преимущества перед известью имеет искусственный вяжущий материал — цемент. Помимо того, что его применением устраняется долговременная сырость зданий, цемент характеризуется способностью затвердевать не только на воздухе, но и под водой. Твердеет он значительно быстрее известкового раствора, причем дает гораздо более прочный камень.

Выработка цемента в мире в 2013 году:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Позиция** | **Страна** | **млн. тонн** |
| 1 | КНР | 2150 |
| 2 | Индия | 250 |
| 3 | США | 74 |
| 4 | Бразилия | 70 |
| 5-6 | Вьетнам | 65 |
| 5-6 | Иран | 65 |
| 7 | Россия | 60 |

Цемент представляет собой зеленовато-серый порошок, состоящий в основном из смеси различных силикатов и алюминатов кальция. Будучи замешан с водой, он дает отвердевающую массу. Переход последней из тестообразного в твердое состояние носит название «схватывания» и осуществляется обычно в течение нескольких часов. С химической стороны схватывание цемента обусловлено главным образом гидратацией его составных частей

Термическое разложение карбоната кальция (обжиг извести) осуществляется в технике в больших масштабах для получения окиси кальция, которая служит для приготовлении строительной извести, а также для других целей. Обжигом известняком в смеси с глиной (или естественных известняков, содержащих большой процент глины) изготовляют цемент. Для использования в технике (для приготовления штукатурного раствора — белой меловой краски или школьного мела) природный мел обычно подвергают очистке отмучиванием. Отмученный мел идет также для приготовления зубного порошка, замазки и различных порошков для чистки. Чистый карбонат кальция, получаемый в виде очень тонкого^ порошка при осаждении его из водного раствора, применяют в медицине, например против изжоги. Его используют также для понижения излишней кислотности вина.

Как говорилось выше содой можно пользоваться для устранения и карбонатной, и некарбонатной жесткости. Тем не менее в технике все же стараются по возможности применять именно Са(ОН)2, что обусловлено гораздо большей дешевизной этого продукта сравнительно с содой.

Биологическая роль кальция

Кальций в живых организмах играет важную регуляционную и структурную роль. Кальций (Ca2+) — распространенный макроэлемент в организме растений, животных и человека. Этот химический элемент участвует в ключевых физиологических и биохимических процессах клетки. Ионы кальция участвуют в процессах свертывания крови, а также служат одним из универсальных вторичных посредников внутри клеток и регулируют самые разные внутриклеточные процессы — мышечное сокращение, экзоцитоз, в том числе секрецию гормонов и нейромедиаторов.

Человеческий организм содержит 0,7—1,4 вес. % кальция. Около 99% его количества приходится на костную и зубную ткани, а остальная часть распределяется между различными органами и кровью.

Средняя суточная потребность человека в кальции составляет около 1 г. У старых людей она больше, чем у молодых. Поступающее в организм количество этого элемента сильно зависит от рода пиши. Оно сравнительно мало при преимущественно растительной диете, выше при мясной и особенно велико при молочной. Повышение содержания кальция в пище животных сопровождается лучшим ее усвоением и, по имеющимся наблюдениям, ведет к более быстрому росту и удлинению жизни.

На баланс кальция в организме заметно влияет состояние невесомости: оно стимулирует переход этого элемента из костей в кровь и затем потерю его с жидкими выделениями. Видимо, это придется учитывать при организации длительных космических полетов.

Как показали исследования физиологов, содержащийся в крови ион Са играет важнейшую роль в возбуждении и регулировке работы сердца. Если вырезанное из тела сердце (например, лягушки) омывается близким к солевому составу крови раствором (9 *г* NaCl, 0,42 — КСl, 0,24 — СаСl2, 0,2 — NaНСО3 и 1 *г* глюкозы на литр воды), то такое изолированное сердце некоторое время продолжает работать и вне организма, непрерывно перекачивая омывающий его раствор. Изменение состава этого раствора тотчас сказывается на процессе: введение избытка К вызывает ослабление или даже полную остановку сердечной деятельности, избытка Сa, наоборот, — ее резкое усиление. Таким образом, ион Са играет роль возбудителя сердечной деятельности, а роль иона К противоположна. Их совместное присутствие в кровяной жидкости способствует поддержанию нормальной работы сердца, причем увеличением концентрации одного иона действие другого может быть полностью или отчасти парализовано. Подобные отношения при физиологических процессах носят название антагонизма (враждебности) ионов.

Присутствие в крови ионов Са важно и еще в одном отношение: как показывает опыт, лишенная их кровь не свертывается на воздухе. Ионы кальция выполняют, следовательно, в животном организме важнейшую защитную роль, так как при их отсутствии организм погиб бы от малейшей царапины (вследствие истечения кровью). С другой стороны, запасаемую для переливаний кровь приходится от них освобождать (путем обработки подходящим ионитом). Интересно также отметить, что соотношение солей кровяной сыворотки (содержащей, в частности, около 0,1 *г/л* кальция) близко к их соотношению в морской воде, т. е. той среде, в которой, по-видимому, зародилась жизнь.

Список использованной литературы:

Некрасов Б.В. Основы общей химии (в 2-х т.). Москва: Изд-во Химия, 1973. – 656 с.

Реми Т. Курс неорганической химии (в 2-х т.). Москва: Изд-во Мир, 1966. – 833 с.

Глинка Н.Л. Общая химия. Москва: Изд-во Интеграл-Пресс, 1997. – 366 с.

Доронин Н.А. Металлургия кальция. Москва: Изд-во Атомиздат, 1959. – 93 с.