

РАЗДЕЛ 1. ХИМИЯ s-ЭЛЕМЕНТОВ

ЭЛЕМЕНТЫ IA, IIA ГРУПП ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

К металлам главной подгруппы I группы (IA) относятся элементы: литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fr. Эти металлы называются щелочными, так как они и их оксиды при взаимодействии с водой образуют щёлочи. Наибольшее значение имеют натрий и калий, и отчасти литий. К металлам главной подгруппы II группы (IIA) относятся элементы: бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba, радий Ra. Последние четыре элемента (Ca, Sr, Ba, Ra) называют щёлочноземельными металлами, так как их гидроксиды $Me(OH)_2$ обладают щелочными свойствами, а их оксиды MeO по своей тугоплавкости сходны с оксидами тяжёлых металлов, называвшимися раньше «землями». По своим свойствам бериллий напоминает алюминий, а магний похож на литий (проявление диагонального сходства элементов в периодической системе).

Щелочные и щёлочноземельные металлы относятся к s-элементам. На внешнем электронном слое у атомов щелочных металлов один s-электрон (ns^1), который участвует в организации связи. Если это чистый металл, то валентные электроны участвуют в образовании металлической связи. В ионных соединениях этот атом металла отдаёт электрон более электроотрицательному элементу (неметаллу). Несмотря на то что есть свободные незанятые орбитали, эти орбитали не участвуют в донорно-акцепторном взаимодействии. Щелочные металлы не выступают как комплексообразователи. Во втором снаружи электронном слое атома лития содержится два электрона, а у остальных атомов – восемь электронов. Атомы этих элементов довольно легко отдают внешний электрон, проявляя постоянную степень окисления, равную +1 (являются сильными восстановителями). При этом образуются однозарядные положительные ионы, имеющие устойчивую электронную структуру соответствующего благородного газа (ион лития – структуру атома гелия, ион натрия – атома неона и т.д.). Лёгкость отдачи внешних электронов характеризует рассматриваемые элементы как наиболее типичные представители металлов; металлические свойства выражены у них особенно резко.

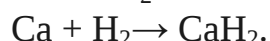
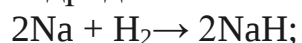
Атомы элементов подгруппы бериллия на внешнем уровне имеют по два s-электрона (ns^2). Отдавая их, они проявляют в соединениях степень окисления +2. Являются сильными восстановителями, однако, несколько более слабые, чем металлы IA группы. По сравнению со щелочными

металлами у элементов IIА группы выражена способность к комплексообразованию, особенно это характерно для бериллия.

Щелочные и щёлочноземельные металлы – это самые активные металлы и сильные восстановители. Во всех химических реакциях они легко отдают валентные электроны и превращаются в положительно заряженные ионы. В соединениях преобладает ионная связь.

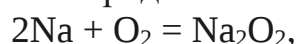
Они взаимодействуют:

1) с водородом. Все рассматриваемые металлы (исключая Be) непосредственно взаимодействуют с водородом при нагревании, образуя гидриды состава MeH (подгруппа натрия) и MeH₂ (подгруппа Be):



BeH₂ и MgH₂ – полимеры с ковалентным типом связи. Остальные гидриды кристаллизуются в ионной кристаллической решётке;

2) с кислородом. Все щелочные металлы активно взаимодействуют с кислородом. Характер окисления зависит от условий. Только литий образует обычный оксид Li₂O, остальные же металлы кроме оксидов образуют пероксиды (Na₂O₂) и надпероксиды (KO₂). Na₂O может быть получен путём пропускания над натрием, нагретым не выше 180 °С, умеренного количества кислорода или нагреванием пероксида натрия с металлическим натрием:



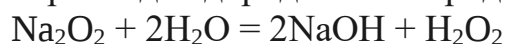
Оксид натрия бурно реагирует с водой с образованием гидроксида натрия и выделением большого количества теплоты:



Для металлов подгруппы бериллия известны оксиды состава MeO. Кроме того, известен пероксид бария (BaO₂). Кроме оксидов, пероксидов, надпероксидов щелочные металлы образуют озониды, которые получаются при действии озона на твёрдые щёлочи:

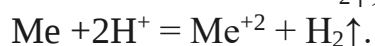


Пероксиды, надпероксиды и озониды – это соли соответственно с анионом O₂⁻, O₂²⁻ и O₃⁻, которые при взаимодействии с водой образуют щёлочи, пероксид водорода и кислород:

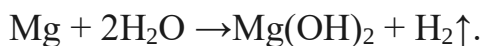


Добавки Na₂O₂ к стиральным порошкам дают щёлочность раствору и оказывают отбеливающее действие; 3) с водой, разбавленными кислотами и щелочами. Если проследить активность щелочных элементов, то она возрастает по группе сверху вниз.

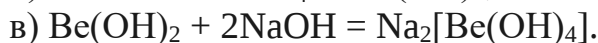
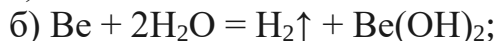
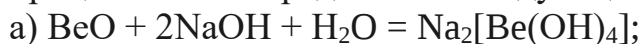
Стандартные электродные потенциалы щелочных металлов и металлов подгруппы Be отрицательны и близки по величине. Поэтому они все взаимодействуют с разбавленными кислотами с выделением водорода:



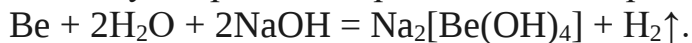
Магний с водой взаимодействует только при нагревании:



С растворами щелочей реагирует только бериллий (амфотерен). Этот процесс можно представить следующими реакциями:

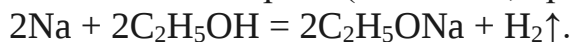


Суммарно этот процесс можно представить реакцией:



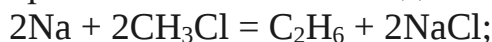
Комплексообразование для ионов щелочных металлов нехарактерно. Следует также отметить, что литий существенно отличается от остальных элементов группы. По ряду свойств он ближе к магнию, чем к щелочным металлам;

4) со спиртами и органическими галогенидами. Очень часто возникает проблема уничтожения остатков щелочных металлов. Самый простой метод – гашение в спиртах (этиловый, пропиловый, бутиловый):



этилат натрия

Щелочные металлы, в частности натрий, взаимодействуют с органическими галогенидами. Эта реакция называется реакцией Вюрца:

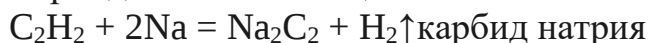


5) с азотом, галогенами, серой, кремнием и углеродом. Непосредственно взаимодействуя со многими неметаллами, элементы подгруппы Li и Be образуют нитриды (Li_3N , Ca_3N_2), галогениды (NaCl , BaCl_2), сульфиды (Li_2S , CaS), силициды (Mg_2Si), карбиды (CaC_2 , Mg_2C , Be_2C).

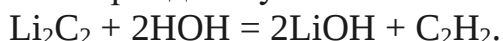
Карбиды металлов подгруппы лития получают следующим способом:



Карбиды остальных щелочных металлов по реакции с ацетиленом:



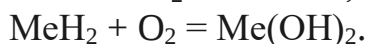
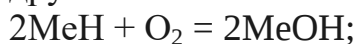
Все карбиды неустойчивые соединения, легко разлагаются водой:



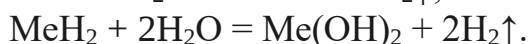
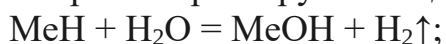
На практике карбиды щелочных металлов как источники ацетилена не используются из-за их высокой стоимости.

ОСНОВНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

1. Соединения с водородом (гидриды) MeH (I) и MeH_2 (II). Кристаллические вещества с ионной решёткой. Сильные восстановители. Это свойство проявляется даже в реакции с водой. Восстановительная активность увеличивается в ряду $\text{Li} \rightarrow \text{Cs}$ и $\text{Be} \rightarrow \text{Ba}$. Легко окисляются O_2 , Cl_2 и другими окислителями:



Энергично реагируют с водой:



Так получают газообразный водород из LiH и CaH₂ в подводных лодках. Термическая устойчивость гидридов понижается от Cs к Li (691...300 °C) и от Ba к Be (1200...125 °C).

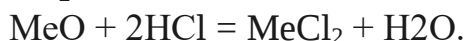
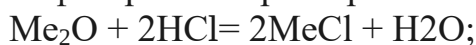


2 Соединения с галогенами.

Все галогениды MeГ и MeГ₂ – бесцветные кристаллические вещества, как правило, с ионной решёткой типа NaCl. Термически устойчивы. Хорошо растворимы в воде, за исключением LiF, NaF, MgF₂, BaF₂.

3 Соединения с кислородом.

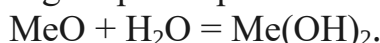
Оксиды и пероксиды щелочных металлов – кристаллические вещества с ионной решёткой, термически устойчивые, а щёлочноземельных металлов – порошкообразные вещества белого цвета, термически устойчивы, в воде малорастворимые. Оксиды Me₂O, MgO, CaO, SrO, BaO – основного, а BeO – амфотерного характера:



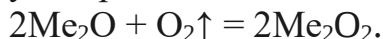
Оксиды Me₂O энергично реагируют с водой, образуя щёлочи:



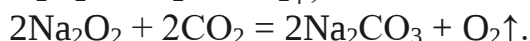
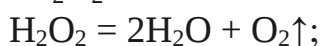
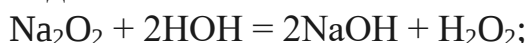
Оксиды MeO (кроме BeO) реагируют с водой при обычных условиях, а MgO при нагревании:



Оксиды Me₂O (кроме Li₂O) взаимодействуют с кислородом воздуха уже при комнатной температуре, образуя пероксиды:



Пероксиды и надпероксиды обладают специфическими свойствами: они способны поглощать воду и углекислый газ CO₂, а взамен выделяют кислород, поэтому их используют в дыхательных аппаратах и подводных лодках:



Ещё более эффективным поглотителем воды и CO₂ являются надпероксиды:

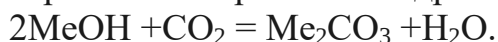


4 Гидроксиды и их производные.

В ряду LiOH → CsOH наибольшее сходство наблюдается у гидроксидов Na, K, Rb и Cs, что объяснимо строением атомов и их энергетическими характеристиками. Малые значения первых потенциалов ионизации, большие эффективные радиусы атомов, резко сокращающиеся при образовании иона, – всё это предопределяет возрастание химической активности этих соединений по мере увеличения порядкового номера элемента.

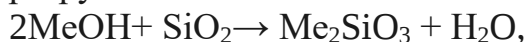
Гидроксиды MeOH – кристаллические белые вещества, сравнительно легкоплавкие, термически очень устойчивые. При нагревании они испаряются без потери воды, только LiOH теряет воду, образуя Li₂O, очень хорошо растворяются в воде и спиртах, за исключением LiOH. В ряду LiOH

→ CsOH растворимость повышается. Термическая устойчивость увеличивается в ряду LiOH → CsOH. Гидроксиды щелочных металлов – сильные электролиты, в воде полностью диссоциированы на ионы. Они (кроме LiOH) энергично поглощают из воздуха влагу и CO₂, образуя карбонаты и кристаллогидраты:



Все щёлочи активные вещества. Взаимодействуют с кислотами (реакция нейтрализации), с кислотными оксидами, с некоторыми солями.

При сплавлении щелочей в стеклянной или фарфоровой посуде они её разрушают:

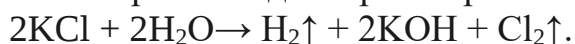


а при доступе кислорода разрушают и платину.

Твёрдые гидроксиды и их концентрированные растворы разрушают живые ткани. NaOH – очень едок, в быту называется каустической содой.

Наибольшее практическое значение имеют LiOH, NaOH, KOH. Их используют в лабораторной практике, в органическом и неорганическом синтезах, поэтому получают в больших количествах. Промышленные способы получения гидроксидов:

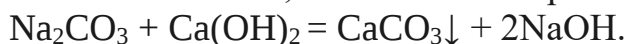
1 Электролиз водных растворов хлоридов:



катод анод

В электролизере собирают KOH. При достижении определённой концентрации щёлочи раствор сливают, упаривают и гранулируют.

2. Способы, основанные на реакциях ионного обмена:

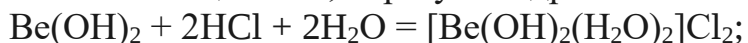


Осадок от раствора отделяют фильтрованием, затем выпаривают и гранулируют.

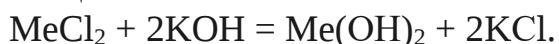


Гидроксиды щёлочноземельных металлов – белые порошкообразные вещества с ионной кристаллической решёткой. Они могут быть получены в безводном состоянии и в виде кристаллогидратов с 1, 2, 3, 8 молекулами воды. Растворимость в воде относительно невелика и увеличивается при переходе от Be(OH)₂ к Ba(OH)₂. Растворимость Ca(OH)₂ с повышением температуры уменьшается. При нагревании Me(OH)₂ разлагаются, переходя в оксиды: Me(OH)₂ → MeO + H₂O.

Характер диссоциации Me(OH)₂ закономерно изменяется от Be(OH)₂ (амфотерен) до Ba(OH)₂ (сильное основание). Be(OH)₂, растворяясь в кислотах и щелочах, образует гидроксокомплексы:



Mg(OH)₂ проявляет только основные свойства, слабый электролит. Be(OH)₂ и Mg(OH)₂ плохо растворимы в воде, поэтому их получают обменной реакцией со щелочами:



В виду амфотерности Be(OH)₂ следует избегать избытка щёлочи.

$\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ получают взаимодействием соответствующих оксидов с водой: $\text{MeO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Me}(\text{OH})_2$.

СОЛИ.

Для многоосновных кислот известны средние и кислые соли щелочных металлов. Образование кислых солей – характерная особенность этих металлов. Склонность к образованию кислых солей и их термическая устойчивость увеличиваются от Li к Cs.

Большинство солей щелочных металлов хорошо растворимы в воде (исключение некоторые соли лития) и являются сильными электролитами. Хлориды, бромиды, нитраты щёлочноземельных металлов также хорошо растворяются в воде. Сульфаты, карбонаты, фосфаты этих металлов – малорастворимые или практически не растворимые в воде вещества. Растворы солей щелочных и щёлочноземельных металлов, образованных слабыми кислотами, имеют щелочной характер среды вследствие их гидролиза:

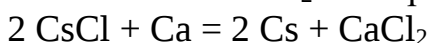
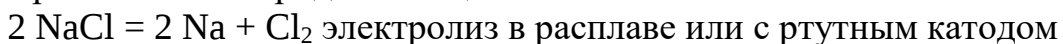


Соли щелочных и щёлочноземельных металлов, образованные сильными кислотами (NaCl , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и др.), не гидролизуются. Соли и другие соединения s-элементов I и II групп изменяют окраску пламени. При действии CO_2 на осадки карбонатов Ca, Sr, Ba образуются растворимые гидрокарбонаты, которые при нагревании опять переходят в карбонаты. Все соединения Be и растворимые соли Ba токсичны. Na_2CO_3 , K_2CO_3 , Na_2SO_4 применяются в производстве стекла. BaTiO_3 – в радиоэлектронике (сегнетоэлектрик). Стеарат лития $\text{Li}(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO})$ входит в состав низкотемпературных смазок. CaCl_2 , SrCO_3 используют для осушки и очистки ряда веществ. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$, SrCl_2 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Ba}(\text{CO}_3)_2$ применяются в пиротехнике, а SrS в качестве люминофора. Большое применение нашли соединения Ca и Mg в строительстве, являясь производными для получения цемента и бетона.

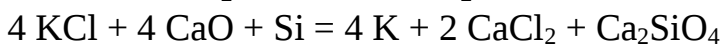
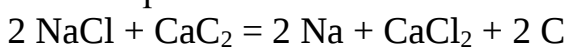
1. Щелочные металлы (элементы I A группы)

В IA группу входят s-элементы — щелочные металлы, исключительно важные для нормальной жизнедеятельности животных и человека. Наибольшее значение для живых организмов имеют макроэлементы натрия, калий.

Металлические литий, натрий и калий получают электролизом расплава солей (хлоридов), а рубидий и цезий – восстановлением в вакууме при нагревании их хлоридов кальцием:

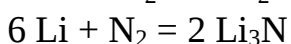
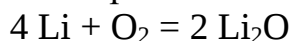


В небольших масштабах используется также вакуум-термическое получение натрия и калия:

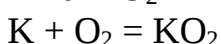
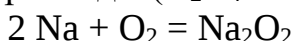


Активные щелочные металлы выделяются в вакуум-термических процессах благодаря своей высокой летучести (их пары удаляются из зоны реакции).

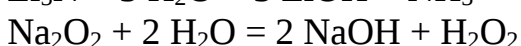
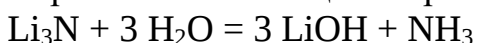
На воздухе литий активно реагирует не только с кислородом, но и с азотом и покрывается пленкой, состоящей из Li_3N (до 75%) и Li_2O .



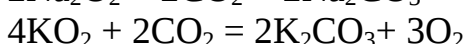
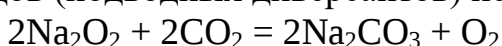
Остальные щелочные металлы образуют пероксиды (Na_2O_2) и надпероксиды (K_2O_4 или KO_2).



Перечисленные вещества реагируют с водой:

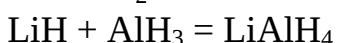
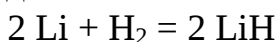


Реакция пероксида натрия и надпероксида калия с углекислым газом используется для регенерации воздуха на подводных лодках и космических кораблях, в изолирующих противогазах и дыхательных аппаратах боевых пловцов (подводных диверсантов) использовалась смесь “оксон”:



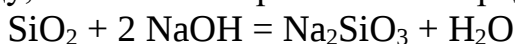
В настоящее время это стандартная начинка регенерирующих патронов изолирующих противогазов для пожарных.

Щелочные металлы реагируют при нагревании с водородом, образуя гидриды:



Гидрид и алюмогидрид лития используются как сильные восстановители.

Гидроксиды щелочных металлов разъедают стеклянную и фарфоровую посуду, их нельзя нагревать и в кварцевой посуде:



Гидроксиды натрия и калия не отщепляют воду при нагревании вплоть до температур их кипения (более 1300° С). Некоторые соединения натрия называют содами: а) кальцинированная сода, безводная сода, бельевая сода или просто сода – карбонат натрия Na_2CO_3 ; б) кристаллическая сода – кристаллогидрат карбоната натрия $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; в) двууглекислая или питьевая – гидрокарбонат натрия NaHCO_3 ; г) гидроксид натрия NaOH называют каустической содой или каустиком (от греческого *καυστικός* – каустикос – жгучий, едкий).

Сходство электронного строения ионов щелочных металлов, а следовательно, и физико-химических свойств соединений определяет и близость их действия на биологические процессы. Различия в электронной структуре обуславливают их разную биологическую роль. На этой основе можно прогнозировать поведение щелочных металлов в живых организмах.

Так, натрий и литий накапливаются во внеклеточной жидкости, а калий, рубидий и цезий – во внутриклеточной. Вследствие близких значений радиусов ионов, энергий ионизаций и одинаковых координационных чисел натрия и лития в живых организмах ведут себя сходным образом. Эти элементы, как правило, близки по оказываемому биологическому действию. Например, они очень похожи по ферментоактивирующим свойствам.

Близость свойств натрия и лития обуславливает их взаимозамещаемость в организме. В связи с этим при избыточном введении ионов натрия или лития в организм они способны эквивалентно замещать друг друга. На этом основано введение натрия хлорида при отравлении солями лития. В соответствии с принципом Ле Шателье равновесие между ионами натрия и лития в организме сдвигается в направлении выведения ионов Li^+ , что приводит к снижению его концентрации и достижению лечебного эффекта. Известные примеры влияния взаимозамещения натрия и лития на активность ферментативных процессов показывают, что в четырех случаях из пяти натрий является синергистом лития и только в одном случае антагонистом.

Рубидий и цезий близки по физико-химическим свойствам к иону калия, поэтому в живых организмах они ведут себя сходным образом. В изученных системах калий, рубидий и цезий являются синергистами, а с литием – антагонистами. На сходстве рубидия и калия основано введение в организм солей калия при отравлении солями рубидия.

Натрий и калий, как правило, являются антагонистами, но в ряде случаев близость многих физико-химических свойств обуславливает их взаимозамещение в живых организмах. Так, например, при увеличении количества натрия в организме усиливается выведение калия почками, т. е. наступает гипокалиемия. По содержанию в организме человека натрий (0,08 %) и калий (0,23 %) относятся к макроэлементам, а остальные щелочные

металлы – литий (10^{-4} %), рубидий (10^{-5} %), цезий (10^{-4} %) – к микроэлементам. Щелочные металлы в виде различных соединений входят в состав тканей человека и животных. Натрий и калий относятся к жизненно необходимым элементам, постоянно содержатся в организме, участвуют в обмене веществ. Литий, рубидий и цезий также постоянно содержатся в организме, однако физиологическая и биохимическая роль их мало выяснена. Их можно отнести к примесным микроэлементам. В организме человека щелочные металлы находятся в виде катиона Э^+ .

Литий. Соединения лития у высших животных концентрируются в печени, почках, селезенке, легких, крови, молоке. Максимальное количество лития найдено в мышцах человека. Биологическая роль лития как микроэлемента пока до конца не выяснена. Доказано, что на уровне клеточных мембран ионы лития (при достаточной концентрации) конкурируют с ионами натрия при проникновении в клетки. Очевидно, замещение ионов натрия в клетках ионами лития связано с большей ковалентностью соединений лития, вследствие чего они лучше растворяются в фосфолипидах.

Установлено, что некоторые соединения лития оказывают положительное влияние на больных маниакальной депрессией. Всасываясь из желудочно-кишечного тракта, ионы лития накапливаются в крови. Когда концентрация ионов лития достигает 0,6 ммоль/л и выше, происходит снижение эмоциональной напряженности и ослабление маниакального возбуждения. Вместе с тем содержание ионов лития в плазме крови нужно строго контролировать. В тех случаях, когда концентрация ионов лития превышает 1,6 ммоль/л, возможны отрицательные явления. Однако по последним данным основную роль в механизме действия лития играет его способность блокировать активность ферментов, участвующих в синтезе инозитола (его биологическое действие – мембранопротекторное антиатеросклеротическое, восстанавливающее структуру нервной ткани, антидепрессантное, нормализующее сон), играющего определенную роль в регуляции чувствительности нейронов. Кроме того, было установлено, что при маниях происходит нерегулярное усиление активности протеинкиназы C (ферментов, осуществляющих фосфорилирование белков и участвующих тем самым в сигнальных каскадах клеток).

Натрий. Из всего количества 44 % натрия находится во внеклеточной жидкости и 9 % – во внутриклеточной. Остальное количество натрия находится в костной ткани, являющейся местом депонирования иона Na^+ в организме. Около 40 % натрия, содержащегося в костной ткани, участвует в обменных процессах и благодаря этому скелет является либо донором, либо акцептором ионов натрия, что способствует поддержанию постоянства концентрации ионов натрия во внеклеточной жидкости. Натрий является основным внеклеточным ионом. В организме человека находится натрий в виде его растворимых солей, главным образом хлорида, фосфата и водородкарбоната. Натрий распределен по всему организму: в сыворотке

крови, спинномозговой жидкости, глазной жидкости, пищеварительных соках, желчи, почках, коже, костной ткани, легких, мозге.

Ионы натрия играют важную роль в обеспечении постоянства внутренней среды человеческого организма, участвуют в поддержании постоянного осмотического давления биожидкости (осмотического гомеостаза). В виде противоионов в соединениях с фосфорной кислотой (фосфатная буферная система $\text{Na}_2\text{HPO}_4/\text{NaH}_2\text{PO}_4$) и органическими кислотами натрий обеспечивает кислотно-основное равновесие организма. Ионы натрия участвуют в регуляции водного обмена и влияют на работу ферментов. Вместе с ионами калия, магния, кальция, хлора ион натрия участвует в передаче нервных импульсов и поддерживает нормальную возбудимость мышечных клеток. При изменении содержания натрия в организме происходят нарушения функций нервной, сердечно-сосудистой и других систем, гладких и скелетных мышц. Натрий хлорид NaCl служит основным источником соляной кислоты для желудочного сока.

В организм человека натрий поступает в основном в виде поваренной соли. Истинная ежедневная потребность организма в натрии составляет 1 г, хотя среднее потребление этого элемента достигает 4 – 7 г. Непрерывное избыточное потребление NaCl способствует появлению гипертонии. В организме здорового человека поддерживается равновесие между количеством потребляемого и выделяемого натрия. Около 90 % потребляемого натрия выводится с мочой, а остальные — с потом и калом.

Многие важные биологические процессы осуществляются только при условии различного ионного и молекулярного состава внутри клеток и во внеклеточной жидкости. Так, концентрация ионов Na^+ внутри клетки примерно в 15 раз меньше, чем во внеклеточной жидкости. Наоборот, концентрация ионов калия приблизительно в 35 раз выше внутри клетки, чем вне ее. Чтобы поддержать такое распределение, ионы K^+ должны постоянно перемещаться из внешней среды, где их концентрация ниже, внутрь клетки, т.е. в среду с более высокой концентрацией ионов K^+ . Напротив, ионы натрия из клетки, внутри которой их концентрация меньше, перемещаются во внеклеточную жидкость с более высокой концентрацией ионов Na^+ . Нормальное распределение ионов обеспечивается работой натрий-калиевых насосов. Эти насосы, обеспечивающие перенос ионов через плазматическую мембрану против градиента концентрации и поддерживающие этот градиент, требуют большой затраты энергии. Поэтому, как и многие другие биохимические процессы, перенос ионов Na^+ и K^+ через клеточные мембраны сопряжен с экзоэргонической реакцией гидролиза АТФ (рис. 3).

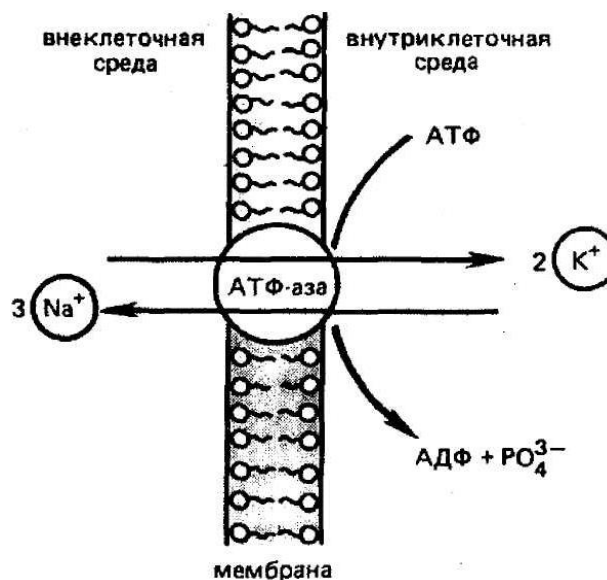
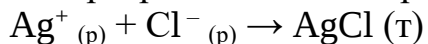


Рис. 3

Натрий-калиевый градиент обуславливает возникновение разности потенциалов на клеточной мембране. За счет энергии гидролиза одной молекулы АТФ три иона Na^+ выводятся из клетки, а два иона K^+ поступают внутрь клетки. Такой дисбаланс электрических зарядов и служит причиной возникновения разности потенциалов на плазматической мембране, в частности нервных волокон. При этом внутренняя сторона мембраны заряжена отрицательно по отношению к внешней поверхности мембраны.

Изотонический раствор NaCl (0,9 %) для инъекций вводят подкожно, внутривенно и в клизмах при обезвоживании организма и при интоксикациях, а также применяют для промывания ран, глаз, слизистой оболочки носа, а также для растворения различных лекарственных препаратов. Гипертонические растворы NaCl (3, 5, 10%) применяют наружно в виде компрессов и примочек при лечении гнойных ран.. Применение таких компрессов способствует по законам осмоса отделению гноя из ран и плазмолизу бактерий (антимикробное действие). 2 – 5 %-ный раствор NaCl назначают внутрь для промывания желудка при отравлении AgNO_3 , который при этом превращается в малорастворимый и нетоксичный серебра хлорид:



Натрий водородкарбонат (натрий гидрокарбонат, сода двууглекислая, сода питьевая) NaHCO_3 используют при различных заболеваниях, сопровождающихся повышенной кислотностью – **ацидозом** (диабет и др.). Механизм снижения кислотности заключается во взаимодействии NaHCO_3 с кислыми продуктами. При этом образуются натриевые соли органических кислот, которые в значительной мере выводятся с мочой, и углерод диоксид, покидающий организм с выдыхаемым воздухом:

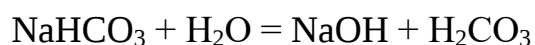


Используют NaHCO_3 и при повышенной кислотности желудочного сока, язвенной болезни желудка и двенадцатиперстной кишки. При приеме NaHCO_3 протекает реакция нейтрализации избыточной соляной кислоты:



Следует иметь в виду, что применение NaHCO_3 вызывает ряд побочных эффектов. Выделяющийся при реакции углерод диоксид раздражает рецепторы слизистой оболочки желудка и вызывает вторичное усиление секреции, кроме того, он может способствовать перфорации стенки желудка при язвенной болезни. Слишком большая доза NaHCO_3 в результате гидролиза приводит к алкалозу, что не менее вредно, чем ацидоз.

Растворы натрия водородкарбоната применяют в виде полосканий, промываний при воспалительных заболеваниях глаз, слизистых оболочек верхних дыхательных путей. Действие NaHCO_3 в качестве антисептического средства основано на том, что в результате гидролиза, протекающего в очень незначительной степени, водный раствор NaHCO_3 проявляет слабощелочные свойства:



При воздействии щелочей на микробные клетки происходит осаждение клеточных белков и вследствие этого гибель микроорганизмов.

Натрий сульфат (глауберова соль) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ применяют в качестве слабительного средства. Эта соль медленно всасывается из кишечника, что приводит к поддержанию повышенного осмотического давления в полости кишечника в течение длительного времени. В результате осмоса происходит накопление воды в кишечнике, содержимое его разжижается, сокращения кишечника усиливаются и каловые массы быстрее выводятся.

Натрий тетраборат $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ применяют наружно как антисептическое средство для полосканий, спринцеваний, смазываний. Антисептическое действие $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ аналогично NaHCO_3 и связано с щелочной реакцией среды водного раствора этой соли вследствие ее гидролиза, а также с образованием противомикробного лекарственного средства борной кислоты: $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}_3\text{BO}_3 + 2\text{NaOH}$

Натрий гидроксид в виде 10 %-ного раствора входит в состав силамина, применяемого в ортопедической практике для отливки огнеупорных моделей при изготовлении цельнолитых протезов из кобальтохромового сплава. Радиоактивный изотоп ^{24}Na в качестве метки применяют для определения скорости кровотока, кроме того, он используется для лечения некоторых форм лейкемии.

Калий является основным внутриклеточным катионом, составляя $\frac{2}{3}$ от общего количества активных клеточных катионов. Из общего количества калия, содержащегося в организме, 98 % находится внутри клеток и лишь около 2 % – во внеклеточной жидкости. Калий распространен по всему организму (рис. 4). Его топография: печень, почки, сердце, костная ткань, мышцы, кровь, мозг и т.д. Ионы калия K^+ играют важную роль в физиологических процессах – сокращении мышц, нормальном функционировании сердца, проведении нервных импульсов, обменных реакциях. Ионы K^+ являются важными активаторами ферментов, находящихся внутри клетки.

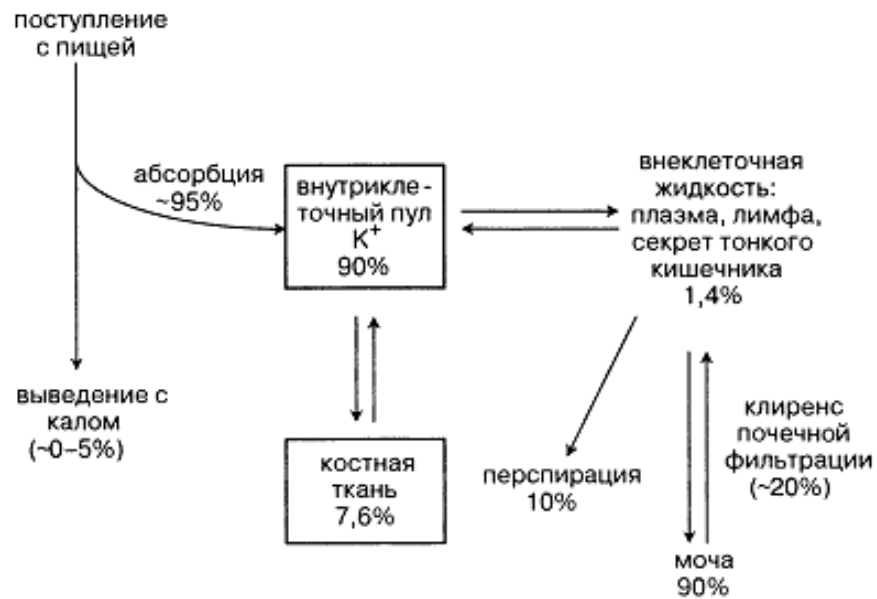


Рис. 4

Калий, как уже отмечалось выше, в большинстве случаев является антагонистом натрия. Ионы Na^+ и K^+ принимают участие в биокатализе, образуя смешанные комплексы типа «фермент–катион–субстрат». Подтверждением того, что комплексообразование калия с ферментами и субстратами играет важную роль в транспорте ионов, является образование комплексов этих катионов с антибиотиком валиномицином. Уже давно известно, что антибиотики, подобные валиномицину, вызывают транспорт ионов калия в митохондрии. Валиномицин образует прочный комплекс с ионами калия, в то время как ион натрия связывается этим антибиотиком в очень незначительной степени. Вследствие этого валиномицин можно рассматривать как биологическую модель переносчика ионов калия через плазматические мембраны в клетку.

Взрослый человек обычно потребляет с пищей 2 – 3 г калия в сутки. Концентрация ионов калия K^+ во внеклеточных жидкостях, включая плазму, составляет в норме 3,5 – 5,5 ммоль/л, а концентрация внутриклеточного калия 115 – 125 ммоль/л. При калиевом истощении применяют калий хлорид 4 – 5 раз в день по 1 г.

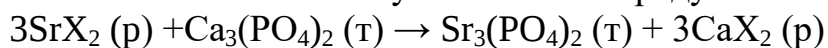
Рубидий и цезий. По содержанию в организме человека рубидий (10^{-5} %) и цезий (10^{-4} %) относятся к микроэлементам. Они постоянно содержатся в организме, но биологическая роль их еще не выяснена. Являясь полным аналогом калия, рубидий также накапливается во внутриклеточной жидкости и может в различных процессах замещать эквивалентное количество калия. Синергист калия – рубидий активирует многие те же самые ферменты, что и калий, пируватфосфокиназу, альдегиддегидрогеназу и др. Радиоактивные изотопы ^{137}Cs и ^{87}Rb используют в радиотерапии злокачественных опухолей, а также при изучении метаболизма калия. Благодаря быстрому распаду их можно даже вводить в организм, не опасаясь длительного вредного воздействия.

Таким образом, из элементов IA-группы физиологически активны Li, Rb, Cs, а Na и K – жизненно необходимы. Близость физико-химических свойств Li и Na, обусловленная сходством электронного строения их атомов, проявляется и в биологическом действии катионов (накопление во внеклеточной жидкости, взаимозаменяемость). Аналогичный характер биологического действия катионов элементов больших периодов – K^+ , Rb^+ , Cs^+ (накопление во внутриклеточной жидкости, взаимозамещаемость) также обусловлен сходством их электронного строения и физико-химических свойств. На этом основано применение препаратов натрия и калия при отравлении солями лития и рубидия.

2. Щелочно-земельные металлы

Во вторую группу периодической системы входят бериллии, магний и щелочно-земельные металлы – кальций, стронций, барий, радий, имеющие большое значение в жизнедеятельности.

Жизненно необходимыми элементами IIА группы являются кальций и магний. Близость физико-химических свойств Ca, Sr и Ba, обусловленная сходством электронного строения, проявляется и в биологическом действии этих ионов (взаимозамещаемости). Вместе с тем различия в электронном строении s-элементов IIА-группы, проявляющиеся прежде всего в способности к комплексообразованию, обуславливают индивидуальность биологического действия их ионов, в частности токсичность бериллиевых и бариевых солей. Наиболее важными среди этих элементов для живых организмов являются макроэлементы магний и кальций и микроэлементы стронций и барий. Магний входит в состав многих ферментативных систем, а кальций является главным компонентом костной ткани. Стронций оказывает влияние на процессы в костной ткани, а барий, очевидно, играет определенную роль в функционировании органов зрения. Если о биологической роли магния и кальция многое известно, то влияние микроэлементов стронция, бария и радия на живые организмы изучено очень мало. Так как микроэлементы стронций и барий по физико-химическим характеристикам (радиусы ионов, энергия ионизации, координационные числа и т.д.) сходны с кальцием, то, попадая в больших количествах в организм, они могут замещать ионы кальция в костной ткани. Такое замещение имеет место вследствие того, что растворимость фосфатов щелочноземельных металлов уменьшается в ряду Ca–Sr–Ba и равновесие:

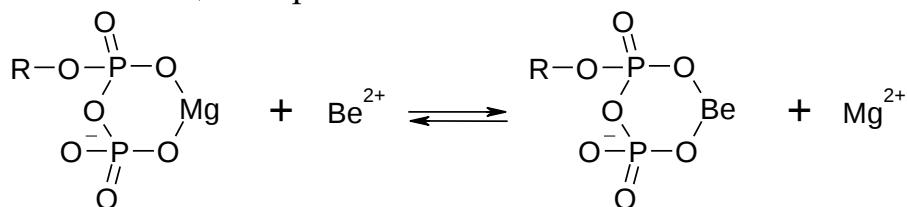


где $X = Cl^-, HCO_3^-$ и др., смещается вправо.

Как уже упоминалось, именно в результате замещения ионов кальция в костной ткани на стронций возникает «стронциевый» рахит – повышенная ломкость костей. Образование очень прочного и малорастворимого бария фосфата $Ba_3(PO_4)_2$ в костной ткани, нервных клетках и мозговом веществе обуславливает токсичность иона Ba^{2+} .

Однако следует отметить, что в активации некоторых ферментов ионы бария и стронция являются синергистами кальция. В живых организмах эти элементы находятся в степени окисления + 2.

Бериллий постоянно находится в растениях, а также в организмах животных. В последние годы появились сообщения, что содержание бериллия в живых организмах составляет $\sim 10^{-7} \%$, т. е. он является примесным ультрамикроэлементом. Биологическая роль бериллия изучена недостаточно. Известно, что соединения бериллия токсичны и вызывают ряд заболеваний (бериллиевый рахит, бериллиоз и т.д.). Особенно токсичны летучие соединения бериллия. Отрицательное влияние иона Be^{2+} на физиологические процессы можно объяснить его химическими свойствами (способностью образовывать прочные связи с биолигандами и хорошей растворимостью фосфатов бериллия). Например, ион бериллия подавляет активность многих ферментов, активируемых ионом Mg^{2+} в результате замещения ионов магния в его комплексах с ферментами, нуклеиновыми кислотами и другими биолигандами, содержащими фосфатные группы. Высокопрочные тетраэдрические комплексы бериллия (sp^3 -гибридизация орбиталей) с фосфатами хорошо растворимы по сравнению с менее прочными октаэдрическими комплексами магния (sp^3d^2 -гибридизация орбиталей). В результате реакции замещения введенный в организм бериллий выводит из организмов в виде прочного комплекса фосфор (фосфатные группы). В свою очередь, это приводит к уменьшению содержания кальция в организме.



Таким образом, в результате попадания бериллия в организм возникает заболевание «бериллиевый рахит». Так как приведенная выше реакция является обратимой, введение большого избытка солей магния приводит к смещению равновесия влево (принцип Ле Шателье) и восстановлению активности фермента.

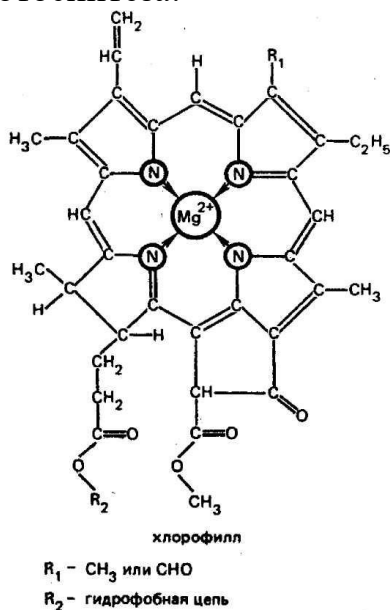
Магний и бериллий являются антагонистами, т. е. добавление одного элемента приводит к вытеснению другого. Именно поэтому при отравлении солями бериллия вводят избыток солей магния. Вследствие токсичности соединения бериллия в медицинской практике в качестве лекарственных средств не применяются.

Магний формально относится к макроэлементам. Общее содержание его в организме 0,027 % (около 20 г). Топография магния в организме человека такова: в наибольшей степени магний концентрируется в дентине и эмали зубов, костной ткани. Накапливается он также в поджелудочной железе, скелетных мышцах, почках, мозге, печени и сердце. У взрослого человека суточная потребность в магнии составляет около 0,7 г. Ион магния, так же как и ион калия, является внутриклеточным катионом.

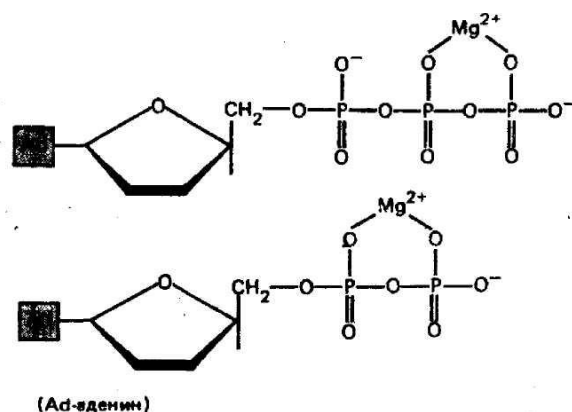
В биологических жидкостях и тканях организма магний находится как в виде акваиона, так и в связанном с белками состоянии в количестве менее 10^{-2} %, т. е. по сущности это микроэлемент. Концентрация ионов магния внутри клеток примерно в 2,5 – 3 раза выше, чем во внеклеточных жидкостях. Ионы магния играют важную биологическую роль в организме человека. Вследствие меньшего радиуса иона и большей энергии ионизации ион Mg^{2+} образует более прочные связи, чем ион кальция, и поэтому является более активным катализатором ферментативных процессов. Входя в состав различных ферментативных систем, ион магния является их незаменимым компонентом и активатором (такие ферменты, как карбоксипептидаза, холинэстераза и некоторые другие, являются специфическими для иона магния).

Гидролиз АТФ, сопряженный с рядом ферментативных реакций, в результате которых образуется гидрофосфат-ион HPO_3^{2-} и выделяется большое количество энергии, проходит при обязательном избытке ионов Mg^{2+} .

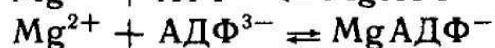
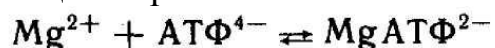
Комплексные соединения магния играют огромную роль в жизнедеятельности растительных и животных организмов. Так, например, ион Mg^{2+} является комплексообразователем в пигменте зеленых растений — хлорофилле — бионеорганическом соединении, играющем важную роль в процессе фотосинтеза:



Во внутриклеточной жидкости, для которой характерно высокое содержание ионов Mg^{2+} , аденозинтрифосфат (АТФ) и аденозиндифосфат (АДФ) присутствуют в основном в виде комплексов $MgATP^{2-}$ и $MgADP^-$:



Реакции образования комплексов запишутся в виде:



Во многих ферментативных реакциях, в которых АТФ выполняет функцию донора фосфатной группы, активной формой АТФ является комплекс MgАТФ^{2-} . Необходимо отметить, что от концентрации ионов Mg^{2+} зависит устойчивость рибосом. Ион Mg^{2+} образует шестикординатные соединения регулярной структуры в отличие от большого по размеру иона Ca^{2+} . Кальций проявляет координационные числа 6, 7 или 8 и образует несимметричные комплексы. Возможным следствием является различная биологическая роль этих элементов в живых организмах (рис. 5). Способность ионов Ca^{2+} образовывать комплексные соединения различного строения позволяет им легко «приспосабливаться» к окружающим их донорным атомам биолигандов и служить мостиками между лигандами. Очевидно, именно поэтому ион Ca^{2+} гораздо эффективнее по сравнению с ионом магния вступает в качестве мостика между двумя лигандами во внеклеточном пространстве.

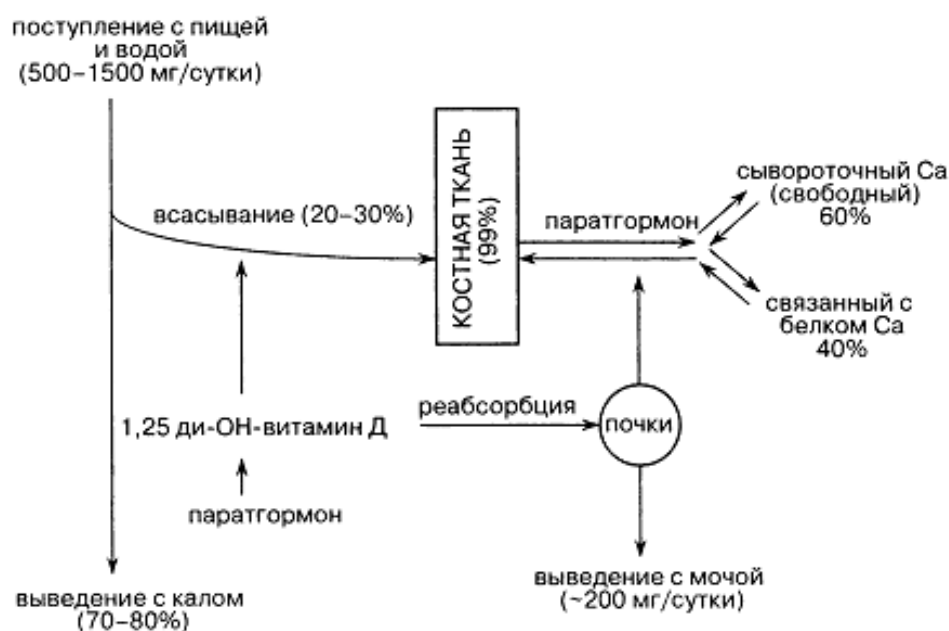


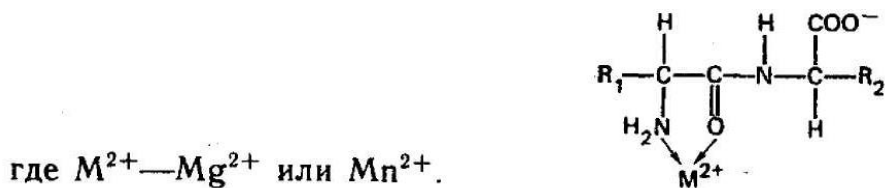
Рис. 5

Интересно отметить, что ион Ca^{2+} обычно бывает антагонистом иона Mg^{2+} в биохимических процессах. Впрочем, в этом нет ничего удивительного, поскольку физико-химические характеристики этих элементов существенно различаются. Так, ионы Ca^{2+} подавляют активность многих ферментов, активируемых ионами Mg^{2+} , например аденозинтрифосфатазу.

Антагонизм ионов кальция и магния проявляется и в том, что в отличие от магния ион кальция является внеклеточным катионом. При длительном поступлении в организм избыточных количеств солей магния наблюдается усиленное выделение кальция из костной ткани и некоторых белков.

Синергизм ионов магния и кальция наблюдают в активации некоторых ферментов, однако в большинстве случаев ион Mg^{2+} является активатором внутриклеточных ферментов, а ион кальция — внеклеточных.

Гораздо ближе физико-химические свойства иона магния и иона марганца Mn^{2+} . Вследствие этого последний часто выступает синергистом иона Mg^{2+} . Например, оба эти иона активируют такие ферменты, как различные фосфатазы и др. Предполагается, что активация фермента лейцинаминопептидазы ионами Mg^{2+} и Mn^{2+} происходит вследствие образования комплекса:



Так как кальций по физико-химическим характеристикам (радиус ионов, энергия ионизации, координационные числа) близок к стронцию и барию, то, как правило, ионы этих элементов являются синергистами иона кальция. Сходство в размерах ионов кальция и стронция приводит к наличию постоянной примеси стронция в организме.

При избытке ионов стронция Sr^{2+} возникает эндемическая урсовая болезнь. Это заболевание было обнаружено у населения, проживающего у реки Уровы в Восточной Сибири. Характерными особенностями болезни являются размягчение и искривление костей. Анализ почвы этой местности показал повышенное содержание в ней стронция. Вследствие этого в костной ткани происходило вытеснение ионов кальция ионами стронция, который не способен выполнять функции ионов Ca^{2+} . Результатом этого процесса является возникновение стронциевого рахита.

Токсичны и соли бария. Механизм действия этих солей заключается в том, что ионы Ba^{2+} , имея одинаковый радиус с ионом K^{+} конкурируют с ним в биохимических процессах. В результате такой взаимозаменяемости возникает гипокалиемия. Ионы бария могут проникать и в костные ткани, вызывая эндемические заболевания (например, болезнь па-пинг).

Среди оксидов элементов IIА группы в качестве лекарственного препарата применяют магний оксид MgO . Основные свойства магния оксида и его нерастворимость в воде обуславливают его применение в качестве

антацидного средства при повышенной кислотности желудочного сока: $\text{MgO} (\text{т}) + 2\text{HCl} (\text{жел. сок}) \rightarrow \text{MgCl}_2 (\text{р}) + \text{H}_2\text{O} (\text{ж})$

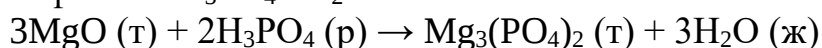
Магний оксид имеет преимущество перед натрий водородкарбонатом NaHCO_3 , так как при взаимодействии MgO с кислотой желудочного сока не происходит выделение углерода диоксида. Поэтому при действии магния оксида не наблюдается гиперсекреции. Образующийся при реакции магний хлорид, переходя в кишечник, оказывает легкий послабляющий эффект (осмотическое действие).

Смесь магний оксида MgO (85%) и магний пероксида MgO_2 (15%) является препаратом, известным под названием «магний перекись». Этот препарат применяют при желудочно-кишечных расстройствах. Эффект частично связан с антацидным действием MgO , а частично — с бактерицидным действием образующегося водородпероксида H_2O_2 при растворении препарата в кислом содержимом желудка:



Магний оксид входит и в состав цинкофосфатных цементов (порошок «фосфат») и поликарбосиликатных цементов, которые применяют в стоматологии в качестве постоянных пломбировочных материалов. Кроме того, MgO входит в состав пломбировочного материала «цемент фосфат для фиксации несъемных протезов». Этот материал быстро затвердевает, отличается прочностью, поэтому его используют для фиксации одиночных коронок, мостов и несъемных протезов.

В основе стоматологического применения MgO , как и других оксидов — ZnO , CaO , Al_2O_3 , лежит реакция образования малорастворимых фосфатов при перемешивании порошка фосфатных и поликарбосиликатных цементов с жидкой фазой — $\text{H}_3\text{PO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$:



В живых организмах из ионов кальция и фосфат-ионов образовался кристаллический минерал гидроксилapatит $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$ — основное вещество костной и зубной тканей.

Хотя магний является макроэлементом, его соединения не сыграли значительной роли в построении скелета. Очевидно, это связано с лучшей растворимостью магния фосфата $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ и основного карбоната $\text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 4\text{MgCO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ по сравнению с кальцием фосфатом и карбонатом.

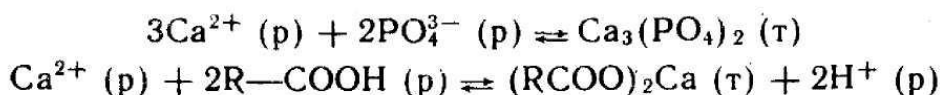
Многие соли кальция и магния находят применение в медицине. Антацидным и легким слабительным действием обладает магний карбонат основной $\text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 4\text{MgCO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (белая магнезия), механизм действия которого аналогичен магния оксиду MgO .

Магний сульфат (горькая соль) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ оказывает при парентеральном введении успокаивающее действие на центральную нервную систему. В зависимости от дозы может наблюдаться седативный, снотворный или наркотический эффект. Действие препарата основано на том, что ионы Mg^{2+} в зависимости от концентрации блокируют или обеспечивают нервно-мышечную передачу, они понижают возбудимость дыхательного центра, а также угнетают сосудодвигательный центр, вследствие чего снижают

артериальное давление. $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ применяют и как слабительное. При пероральном приеме магния сульфата из-за плохой его всасываемости, как и в случае $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, в просвете кишечника создается высокое осмотическое давление, что приводит к диффузии воды в просвет кишечника. В результате этого происходит разжижение и увеличение объема кишечного содержимого, что обуславливает акт дефекации.

В качестве адсорбирующего и обволакивающего средства в медицине широко применяют силикатное производное магния – тальк $2\text{MgSiO}_3 \cdot \text{Mg}(\text{HSiO}_3)_2$. Это соединение используют также в качестве компонента для приготовления лекарственных форм – паст и таблеток.

Кальций относится к макроэлементам. Общее содержание его в организме 1,4 %. Кальций содержится в каждой клетке человеческого организма. Основная масса кальция находится в костной и зубной тканях. В среднем взрослый человек в сутки должен потреблять 1 г кальция, хотя потребность в кальции составляет только 0,5 г. Это связано с тем, что кальций, вводимый с пищей, только на 50 % всасывается в кишечнике. Сравнительно плохое всасывание является следствием образования в желудочно-кишечном тракте труднорастворимых кальция фосфата $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и кальциевых солей жирных кислот:



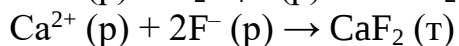
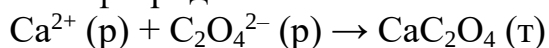
В организме концентрация ионов кальция регулируется гормонами. Узкие границы, в пределах которых колеблется содержание кальция в крови, обусловлены взаимодействием двух гормонов – паратгормона и тирокальцитонина. Падение уровня кальция в крови приводит к усилению внутренней секреции околощитовидных желез, что сопровождается увеличением поступления кальция в кровь из его костных депо. Наоборот, повышение содержания этого электролита в крови угнетает выделение паратгормона и усиливает образование тирокальцитонина из парафолликулярных клеток щитовидной железы, в результате чего снижается количество кальция в крови. У человека при недостаточной внутрисекреторной функции околощитовидных желез развивается гипопаратериоз с падением уровня кальция в крови. Это вызывает резкое повышение возбудимости центральной нервной системы, что сопровождается приступами судорог и может привести к смерти. Гиперфункция околощитовидных желез вызывает увеличение содержания кальция в крови и уменьшение неорганического фосфата, что сопровождается разрушением костной ткани (остеопороз), слабостью в мышцах и болями в конечностях.

В костях и зубах взрослого человека около 1 кг кальция находится в виде нерастворимого кристаллического минерала— гидроксилapatита $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$, образование которого происходит при взаимодействии ионов кальция с фосфат-ионами.

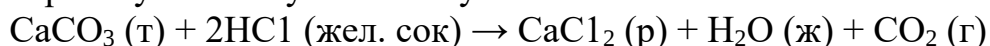
В крови и лимфе кальций находится как в ионизированном, так и в неионизированном состоянии — в соединениях с белками, углеводами и др. Механизм свертывания крови состоит из ряда этапов, многие из которых зависят от наличия ионизированного Ca^{2+} . Ионы кальция принимают активное участие в передаче нервных импульсов, сокращении мышц, регулировании работы сердечной мышцы.

Концентрации ионов кальция Ca^{2+} внутри и вне клетки соответственно составляют 10^{-6} и $(2,25-2,8) \cdot 10^{-3}$ моль/л. Поскольку кальций практически не используется внутри клетки, он выступает в качестве строительного материала в организме, в костях, зубах. Скелет — основное хранилище кальция в организме.

Используют кальций хлорид при отравлении солями магния, а также оксалат- и фторид-ионами. Применение препарата в первом случае основано на взаимозамещаемости ионов кальция и магния в организме, а во втором случае — на образовании нетоксичных малорастворимых соединений кальция оксалата и фторида:



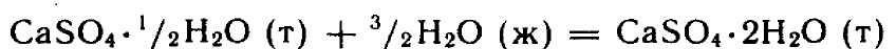
Антацидным и адсорбирующим действием обладает кальций карбонат CaCO_3 . Его назначают внутрь при повышенной кислотности желудка, так как он нейтрализует соляную кислоту:



Кальций сульфат (жженный гипс) $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ применяют для приготовления гипсовых повязок при переломах, а также в качестве слепочного материала при протезировании зубов. Получают жженный гипс обжигом гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ при температуре не выше 453 К:



При замешивании жженого гипса в небольшом количестве воды происходит образование гипса. Этот процесс называется схватыванием гипса:



Затвердевание гипсового теста сопровождается некоторым увеличением объема, что способствует получению хороших слепков.

Находит применение в медицине и радиоактивный изотоп ^{45}Ca . С помощью этого изотопа были изучены процессы всасывания и распределения кальция в организме, отложения его в костях и выведение при нормальной жизнедеятельности организма и различных патологиях.

Одним из таких природных средств является минерал *бишофит*, подземные залежи которого открыты в Прикаспийской впадине. Первоначально рассол бишофита использовался в качестве «народного» средства при артритах, в последующем усилиями сотрудников Волгоградского медицинского института был изучен состав (табл. 3) и

фармакологическое действие в эксперименте и в клинике и зарегистрирован в качестве бальнеологического средства в Фармакологическом комитете.

В последующем сотрудниками Волгоградской медицинской академии были изучены механизмы противовоспалительного действия, выявлены иммуномодулирующие и антибактериальные свойства, созданы лекарственные и бальнеологические (включая преформированные) средства, эффективность которых апробирована в клинических условиях.

Следует отметить фундаментальную значимость данных исследований, так как проведённые фармакологические и токсикологические исследования минерала бишофит позволили выявить ранее неизвестные свойства магнийсодержащего минерала – снижение флогестических свойств медиаторов воспаления, таких как гистамин и серотонин, установить стимулирующее действие на разные фазы фагоцитоза, подавление роста условно-патогенных грибков и патогенных микроорганизмов. На основании этих данных было зарегистрировано открытие «Свойства бишофита подавлять рост и размножение патогенных и условно-патогенных микроорганизмов».

В последние годы значительно вырос интерес к проблеме биологической роли Mg^{+2} в норме и при патологии. Показано, что ионы Mg^{2+} имеют важное значение в реализации иммунных реакций, в воспалении, в нервной и мышечной возбудимости, в регуляции сосудистого тонуса и обмена холестерина, более того, по-видимому, они являются физиологическими антагонистами Ca^{2+} . Отсюда следует перспективность клинического применения магнийсодержащих лекарственных препаратов.

Изучение биологической активности минерала бишофит проводится сотрудниками медицинского университета в течение почти 20 лет. Благодаря исследованиям, выполненным на кафедре фармакологии (академик А.А. Спасов) и в НИИ фармакологии (академик Петров В.И.), были установлены пределы безопасности при применении этого природного минерала и затем он был разрешён к медицинскому применению как бальнеологическое средство. Дальнейшие работы учёных были направлены на разработку фармакопейной статьи на бишофит (ВФС 42-2950-97. Регистрационное удостоверение № 98/133/6 от 23 апреля 1998г.) и создание на его основе лекарственных препаратов.

Таблица 3

Химический состав Волгоградского рассола бишофита

Показатель	Рассол бишофита
pH, ед.	5,5–6,8
Минерализация, г/л	400–450
Содержание солей (в %) к сухому остатку:	
$MgCl_2 \cdot 6H_2O$	90–96
$MgSO_4 \cdot H_2O$	0,1–2,5

MgBr ₂	0,4–0,95
NaCl	0,1–0,4
CaSO ₄	0,1–0,7
KCl·MgCl ₂ ·6H ₂ O	0,1–5,5
Микроэлементы (в %):	
Железо	0,003–0,03
Висмут	0,0005–0,001
Молибден	0,0005–0,001
Бор	0,002–0,08
Алюминий	0,001–0,02
Титан	0,0005–0,001
Медь	0,0001–0,0006
Кремний	0,02–0,2
Барий	0,0001–0,0006
Стронций	0,001–0,02
Кобальт	0,003–0,005
Рубидий	0,0001–0,002
Цезий	0,0001–0,001
Литий	0,0001–0,0003

Учитывая большой положительный опыт применения бишофита при различных заболеваниях, а также достаточно большой перечень препаратов в основном импортного производства, сходных по составу с бишофитом, представляется целесообразным активизировать работы по созданию и внедрению в клиническую практику новых лекарственных средств на основе этого природного минерала.

На основании полученных обнадеживающих результатов научных исследований и социальной значимости освоения месторождения бишофита в медицинских целях Волгоградская медицинская академия, при поддержке администрации Волгоградской области, приступила к реализации проекта «Российский магний», который позволит не только создавать препараты для местной терапии, но и проводить переработку минерала с получением фармакопейных органических и неорганических солей магния и препаратов на их основе для резорбтивного действия.

Стронций относится к примесным микроэлементам. Его содержание в организме 10^{-3} %. Концентрируется стронций главным образом в костях, частично замещая кальций. Важную роль играет стронций в процессах костеобразования (остеогенеза). При введении в организм радиоактивного изотопа ^{90}Sr установлено, что он в наибольшей степени накапливается в тех местах, где происходит интенсивный остеогенез. Определение содержания стронция в плазме и эритроцитах используют для диагностики и прогнозирования заболеваний лейкозом. Этот тест связан с тем, что при лейкозах содержание стронция в плазме крови уменьшается, а в эритроцитах увеличивается.

Образующийся при ядерных взрывах радиоактивный изотоп ^{90}Sr вызывает лучевую болезнь. Он поражает костную ткань, в особенности костный мозг. Накопление ^{90}Sr в атмосфере и организме человека способствует развитию лейкемии и рака костей. Применение кислоты этилендиаминтетраацетата (ЭДТА) для удаления ионов ^{90}Sr из организма приводит к дополнительному вымыванию кальция из костей. Поэтому в настоящее время в этих целях используют не кислоту, а ее комплекс $\text{Na}_2\text{CaЭДТА}$. Вместе с тем радиоактивные изотопы ^{89}Sr и ^{90}Sr применяют в лучевой терапии при лечении костных опухолей.

Барий также является примесным микроэлементом. Общее содержание его в организме составляет $10^{-5}\%$. Концентрируется барий преимущественно в сетчатке глаза. Биологическая роль его пока не выяснена. Так как при лейкозах содержание бария в эритроцитах и плазме крови увеличивается, количественное определение бария может служить диагностическим тестом на заболевание лейкозом. Как уже отмечалось, ионы бария являются токсичными для организма.

Поскольку ионы бария стронция обладают токсическим действием, их соединения практически не применяются в медицине. Исключение составляет барий сульфат, который не подвергается гидролизу и не растворяется в соляной кислоте желудочного сока, вследствие чего и отсутствует токсическое действие при приеме этого вещества внутрь. Применяют эту соль для рентгеновской диагностики заболеваний пищеварительного тракта в качестве контрастного вещества, так как BaSO_4 сильно поглощает рентгеновские лучи. Но следует учитывать, что отдельные люди обладают повышенной чувствительностью к этому соединению.

Радий относится к примесным микроэлементам. Общее содержание его в организме $10^{-11} - 10^{-12}$ %. Максимально допустимое содержание радия в организме человека 10^{-7} г. Концентрируется радий преимущественно в костной ткани. Препараты радия ^{226}Ra раньше применялись для лечения злокачественных опухолей.