ГОУ ВПО «Донбасская Национальная академия строительства и архитектуры»,
кафедра «Прикладная химия»
Курс лекций по дисциплине «Химия»
для студентов 1 курса
Направление подготовки – **08.03.01 Строительство**

Лекция №7
«Свойства кальция и магния. Жёсткость воды»

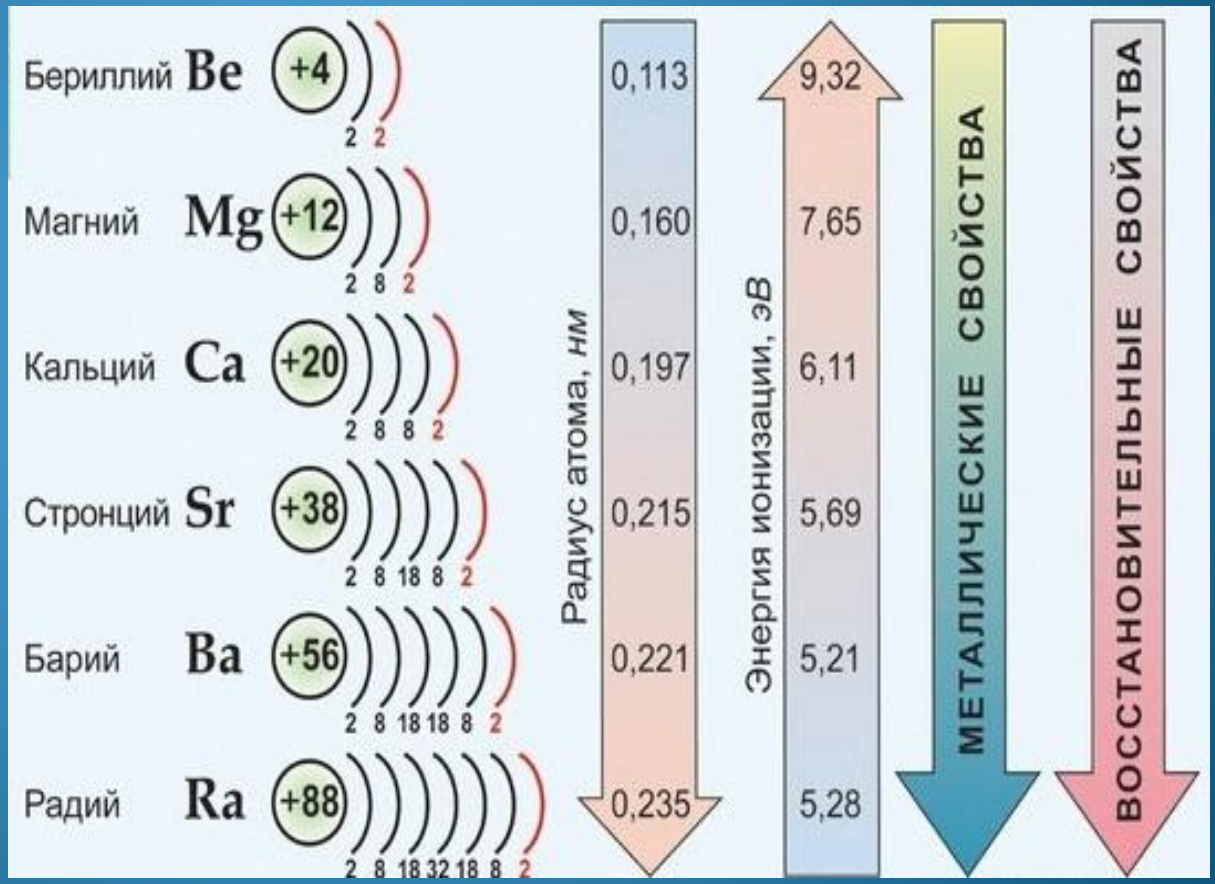
Составил:
Ташкинов Ю.А.

Макеевка, 2020

Характеристика металлов главной подгруппы II группы

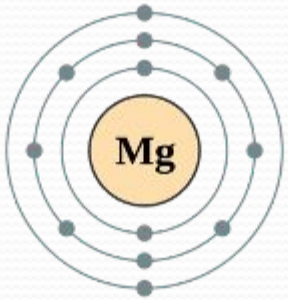
Атомы этих элементов имеют на внешнем электронном уровне два s-электрона: ns^2.

В реакциях атомы элементов подгруппы легко отдают оба электрона внешнего энергетического уровня и образуют соединения, в которых степень окисления элемента равна +2.

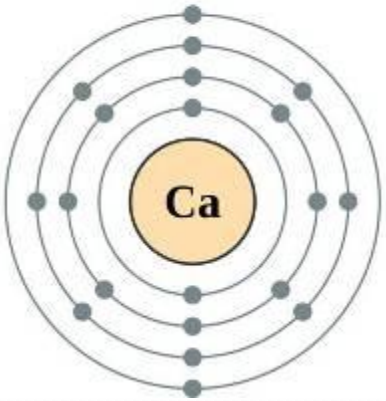


Строение атома

12: Magnesium 2,8,2



20: Calcium 2,8,8,2

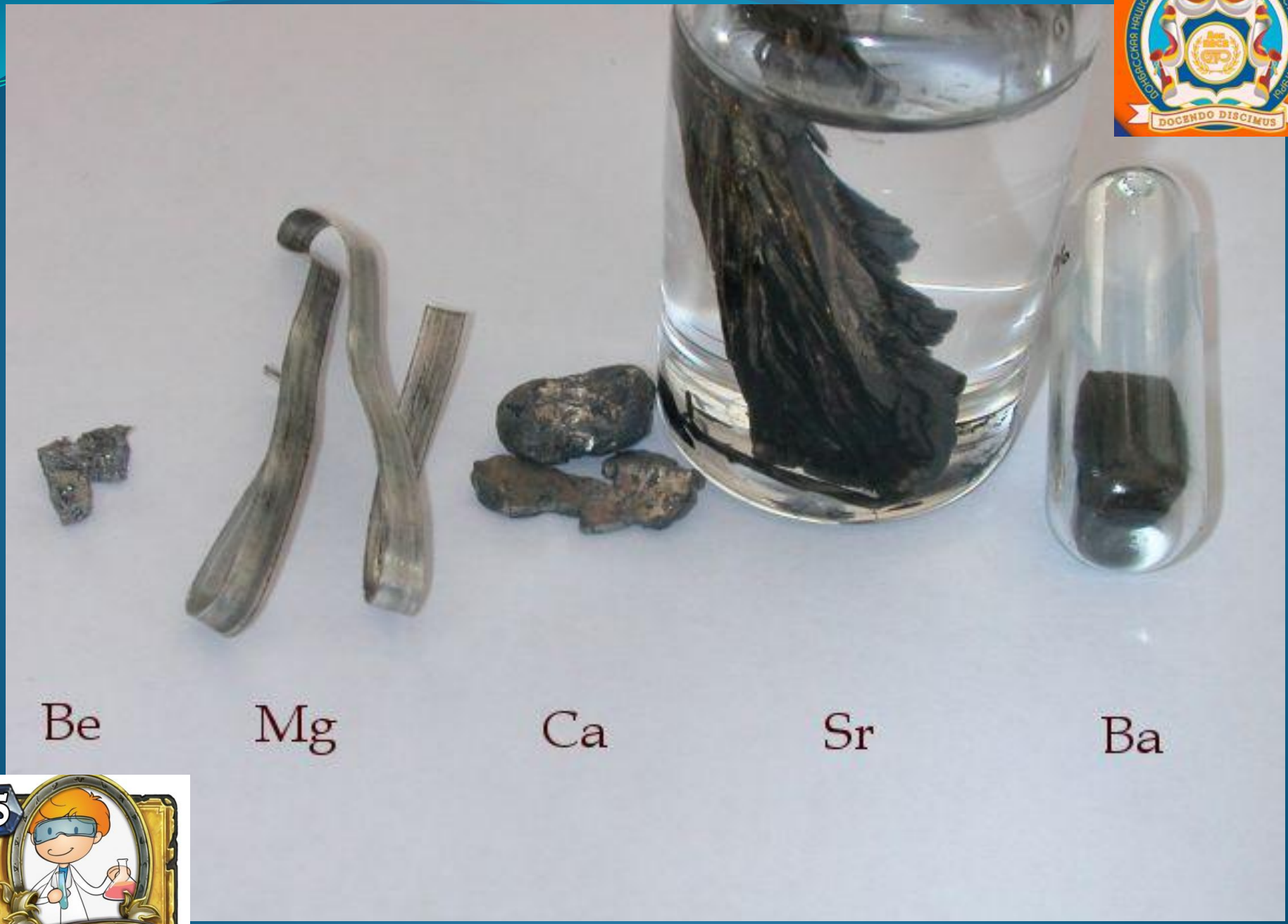


- Это s-элементы. В виде простых веществ типичные металлы. На внешнем уровне имеют по два электрона. Отдавая их, они проявляют в соединениях степень окисления +2. В окислительно-восстановительных реакциях все металлы подгруппы ведут себя как сильные восстановители, однако несколько более слабые, чем щелочные металлы. Это объясняется тем, что атомы металлов II группы имеют меньшие атомные радиусы, чем атомы соответствующих щелочных металлов, расположенных в тех же периодах. Это связано с некоторым сжатием электронных оболочек, так как s-подуровень внешнего электронного слоя у них завершен, поэтому электроны ими удерживаются сильнее.

Щелочноземельные металлы

Be 4 Бериллий 9,01218 $2s^2$	**Mg** 12 Магний 24,305 $3s^2$	**Ca** 20 Кальций 40,078 $4s^2$	**Sr** 38 Стронций 87,62 $5s^2$
	Ba 56 Барий 137,33 $6s^2$	**Ra** 88 Радий 226,0254 $7s^2$	

- В главную подгруппу II группы входят бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba, радий Ra. Из них кальций, стронций, барий относятся к семейству щелочноземельных металлов.


Be
Mg
Ca
Sr
Ba

Получение щелочноземельных металлов

***Электролизом** расплавов их хлоридов или **термическим восстановлением** их соединений:*

$$BeF_2 + Mg = Be + MgF_2$$

$$MgO + C = Mg + CO$$

$$3CaO + 2Al = 2Ca + Al_2O_3$$

$$3BaO + 2Al = 3Ba + Al_2O_3$$

имические свойств

Щелочноземельные элементы - *химически активные металлы. Они являются сильными восстановителями*. Из металлов этой подгруппы несколько менее активен бериллий, что обусловлено образованием на поверхности этого металла защитной оксидной пленки.

кальций

магний

бериллий

Нахождение в природе

- Все щёлочноземельные металлы имеются (в разных количествах) в природе. Ввиду своей высокой химической активности все они в свободном состоянии не встречаются. Самым распространённым щелочноземельным металлом является кальций, количество которого равно 3,38 % (от массы земной коры). Немногим ему уступает магний, количество которого равно 2,35 % (от массы земной коры). Распространены в природе также барий и стронций, которых соответственно 0,05 и 0,034 % от массы земной коры. Бериллий является редким элементом, количество которого составляет 6·10−4% от массы земной коры. Что касается радия, который радиоактивен, то это самый редкий из всех щёлочноземельных металлов, но он в небольшом количестве всегда содержится в урановых рудах. В частности, он может быть выделен оттуда химическим путём. Его содержание равно 1·10−10% (от массы земной коры).

Доломит

Доломит и магнезит

Формула $CaMg(CO_3)_2$

Примесь железо, марганец (до нескольких процентов).

Флюорит CaF2

Доломит

Доломит и магнезит

Формула $CaMg(CO_3)_2$

Примесь железо, марганец (до нескольких процентов).

Амезит

Формула $Mg_2Al(AlSiO_5)(OH)_4$

Ангидрит

Ангидрит из Чиуауа (Мексика)

Формула $CaSO_4$

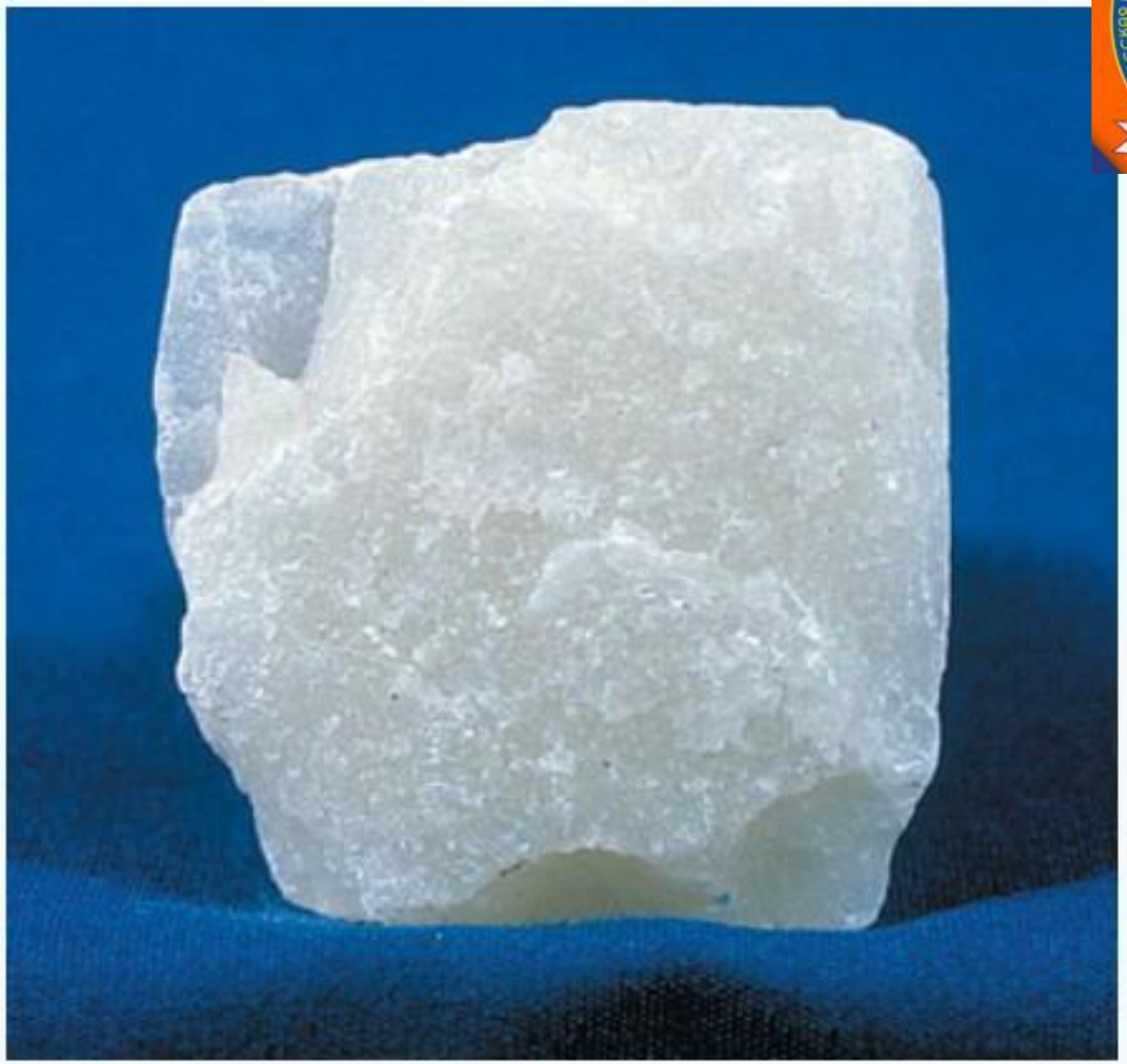
Физические свойства

Цвет Белый, голубой, серый, красный

Берилл

Формула $Al_2[Be_3(Si_6O_{18})]$

Тальк



Формула $Mg_3Si_4O_{10}(OH)_2$

Магнезит

Формула	$MgCO_3$
Примесь	Fe; Mn; Ca

Гипс

Гипсовая «роза пустыни», Сахара, длина 47 см.

Формула	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$
Физические свойства	
Цвет	Белый, оттенки серого и красного

Кальцит

Кальцит из Миссури, США

Формула $CaCO_3$

Бишофит

Бишофит (Антофагаста, Чили)

Формула $MgCl_2 \cdot 6H_2O$

Примесь Br (до 1%)

Апатит

Кристаллы апатита

Формула $Ca_5[PO_4]_3(F, Cl, OH)$

Физические свойства

Цвет Белый, зеленый, сине-зеленый, голубой, фиолетовый, редко красный

Кальций и его практическое значение.

кальцит

- Большая часть кальция содержится в составе силикатов и алюмосиликатов различных горных пород (граниты, гнейсы и т. п.), особенно в полевом шпате — анортите $Ca[Al_2Si_2O_8]$.
- В виде осадочных пород соединения кальция представлены мелом и известняками, состоящими в основном из минерала кальцита ($CaCO_3$). Кристаллическая форма кальцита — мрамор — встречается в природе гораздо реже.
- Довольно широко распространены такие минералы кальция, как кальцит $CaCO_3$, ангидрит $CaSO_4$, алебастр $CaSO_4 \cdot 0.5H_2O$ и гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, флюорит CaF_2, апатиты $Ca_5(PO_4)_3(F,Cl,OH)$, доломит $MgCO_3 \cdot CaCO_3$. Присутствием солей кальция и магния в природной воде определяется её жёсткость.
- Кальций, энергично мигрирующий в земной коре и накапливающийся в различных геохимических системах, образует 385 минералов (четвёртое место по числу минералов).

Изделия из гранита

Взаимодействие с простыми веществами

Все легко взаимодействуют с кислородом и серой, образуя оксиды и сульфаты:

$$2Be + O_2 = 2BeO$$

$$Ca + S = CaS$$

Бериллий и магний реагируют с кислородом и серой при нагревании, остальные металлы - при обычных условиях.

Все металлы этой группы легко реагируют с галогенами:

$$Mg + Cl_2 = MgCl_2$$

При нагревании все реагируют с водородом, азотом, углеродом, кремнием и другими неметаллами:

$$Ca + H_2 = CaH_2 \text{ (гидрид кальция)}$$

$$3Mg + N_2 = Mg_3N_2 \text{ (нитрид магния)}$$

$$Ca + 2C = CaC_2 \text{ (карбид кальция)}$$

Взаимодействие с кислотами

Все взаимодействуют с хлороводородной и разбавленной серной кислотами с выделением водорода:

$$Be + 2HCl = BeCl_2 + H_2$$

Разбавленную азотную кислоту металлы восстанавливают главным образом до аммиака или нитрата аммония:

$$2Ca + 10HNO_3(разб.) = 4Ca(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

В концентрированных азотной и серной кислотах (без нагревания) *бериллий пассивирует*, остальные металлы реагируют с этими кислотами.

Взаимодействие со щелочами

Бериллий **взаимодействует с водными растворами щелочей с образованием комплексной соли и выделением водорода:**

$$Be + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Be(OH)_4] + H_2$$

Остальные металлы II группы с щелочами <u>не реагируют.</u>

Влияние жесткости воды на здоровье человека

Повышенная жесткость воды негативно сказывается на здоровье человека при умывании. Соли жесткости взаимодействуют с моющими веществами и образуют нерастворимые шлаки. Эти шлаки высыхают и остаются в виде микроскопической корки на кожном и волосяном покрове человека. Разрушается естественная жировая пленка кожного и волосяного покрова человека, забиваются поры, появляется сухость, шелушение, перхоть. Признак повышенной жесткости воды – скрип чисто вымытой кожи и волос. Чувство повышенной мылкости, признак того, что защитная пленка на коже невредима, и жесткость воды небольшая. Поэтому косметологи советуют умываться дождевой или талой водой. С точки зрения применения воды для питьевых нужд, ее приемлемость по степени жесткости может существенно варьироваться в зависимости от местных условий. Высокая жесткость ухудшает органолептические свойства воды, придавая ей горьковатый вкус и оказывая отрицательное действие на органы пищеварения. Кроме того, при взаимодействии солей жесткости с моющими веществами происходит образование "мыльных шлаков" в виде пены, она после высыхания остается в виде налета на сантехнике, белье, человеческой коже, на волосах.

Жесткость воды

Общая жесткость воды

Карбонатная (временная)

Некарбонатная (постоянная)

$Ca(HCO_3)_2$
$Mg(HCO3)2$

$MgSO_4$, $CaSO_4$, $MgCl_2$, $CaCl_2$

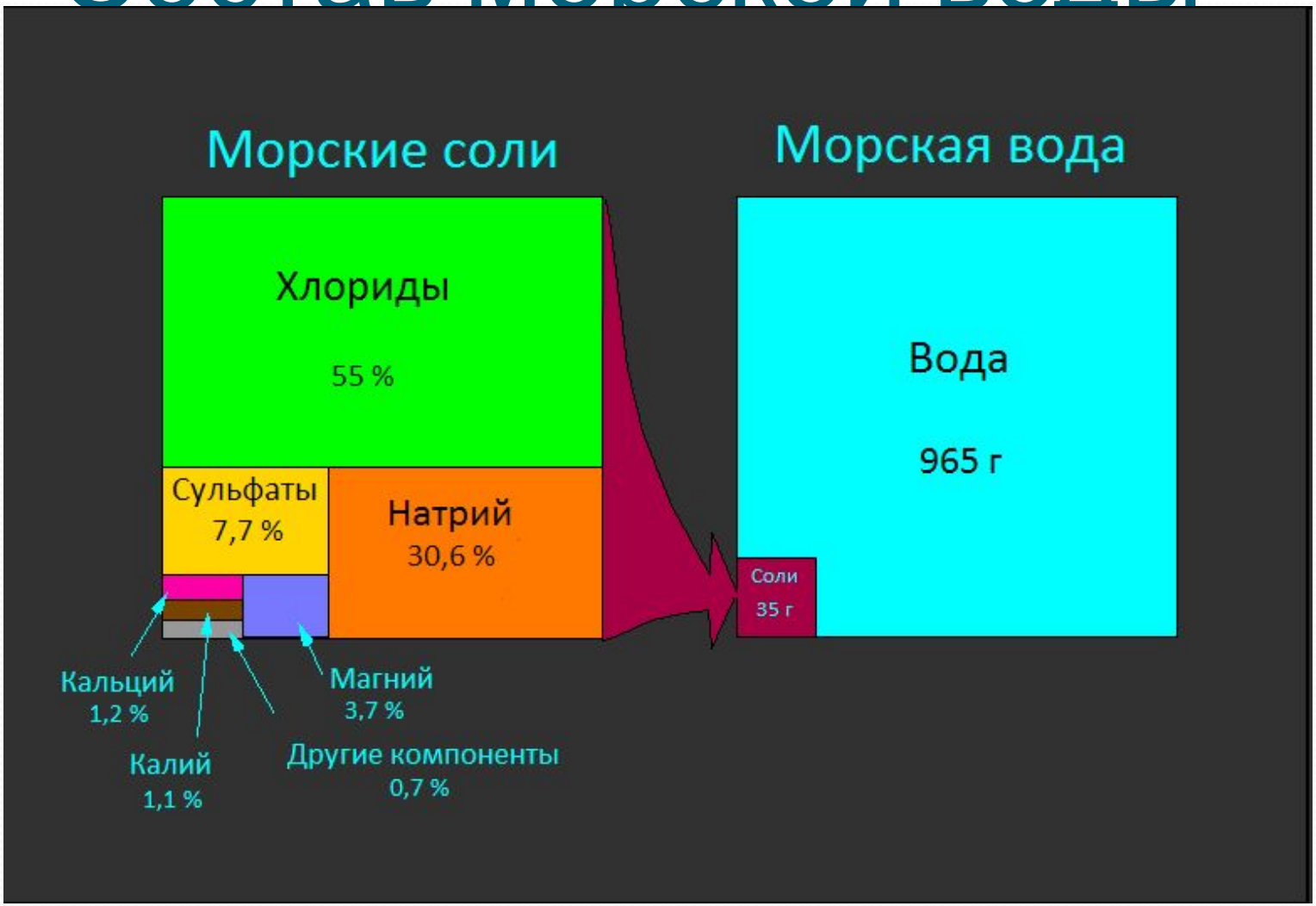
Жесткость воды

Жёсткость воды - свойство воды (не мылиться, давать накипь в паровых котлах), связанное с содержанием растворимых в ней соединений **кальция и магния** это параметр, показывающий содержание катионов кальция, магния в воде.

Жесткая вода образует накипь на стенках нагревательных котлов, батареях, чем существенно ухудшает их теплотехнические характеристики.

Жесткая вода мало пригодна для стирки. Накипь на нагревателях стиральных машин выводит их из строя, она ухудшает еще и моющие свойства мыла. **Катионы Ca^{2+} и Mg^{2+}** реагируют с жирными кислотами мыла, образуя малорастворимые соли, которые создают пленки и осадки, в итоге снижая качество стирки и повышая расход моющего средства, т.е. жесткая вода плохо мылится

Состав морской воды



Катионы	Анионы
Магний (Mg2+)	Сульфат (SO42-)
Кальций (Ca2+)	Гидрокарбонат (HCO3-)
Железо (Fe2+)	Нитрат (NO3-)
Стронций (Sr2+)	Хлорид (Cl-)
Марганец (Mn2+)	Силикат (SiO32-)

Методы устранения жесткости

- 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:
- $Ca + 2HCO_3 + Ca + 2OH = 2H_2O + 2CaCO_3\downarrow$
- $Ca + SO_4 + 2Na + CO_3 = 2Na + SO_4 + CaCO_3\downarrow$

Методы умягчения воды:

Реагентное умягчение воды, при этом способе очистки воды ионы Ca+2 и Mg+2 связываются различными веществами в нерастворимые соединения.

Электромагнитное воздействие на воду. Данный метод очистки воды не снижает ее жесткость, а предотвращает выпадение накипи, карбонатных отложений. Данный метод используется, где умягчение воды не является самоцелью.

Подробнее о химии жесткости воды.

Чтобы избавиться от временной жесткости необходимо просто вскипятить воду. При кипячении воды, гидрокарбонатные анионы вступают в реакцию с катионами и образуют с ними очень мало растворимые карбонатные соли, которые выпадают в осадок.

$Ca2 + 2HCO3- = CaCO3v + H2O + CO2^$

С постоянной жесткостью бороться труднее. Один из вариантов: вымораживание льда. Необходимо просто постепенно замораживать воду. Когда останется примерно 10 % жидкости от первоначального количества, необходимо слить не замершую воду, а лед превратить обратно в воду. Все соли, которые образую жесткость, остаются в не замершей воде.

Еде один способ – испарение воды с последующие ее конденсацией. Так как соли относятся к нелетучим соединениям, они остаются, а вода испаряется.

Но такие методы, как замораживание и перегонка пригодны только для смягчения небольшого количества воды. С последствием жесткости воды - накипью, с точки зрения химии можно бороться очень просто. Нужно на соль слабой кислоты воздействовать кислотой более сильной.

Устранение карбонатной жесткости

Кипячение

$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow;$

$Mg(HCO_3)_2 \rightarrow MgCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow.$

Действие известкового молока или соды:

$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O;$

$Mg(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow MgCO_3\downarrow + 2NaHCO_3$

Устранение некарбонатной (постоянной) жесткости

Действие раствора соды Na_2CO_3:

$CaSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 \downarrow + Na_2SO_4$;

$MgCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow MgCO_3 \downarrow + 2NaCl$;

О содержании железа в питьевой воде

Высокое содержание железа в воде вызывает отложение осадка в трубах и их зарастание, а также ухудшает вкус питьевой воды (присутствует привкус ржавчины), а также после "железной" воды остаются желтые разводы на сантехнике и пятна на одежде. Железо практически всегда встречается в поверхностных и подземных скважинных водах. Также вследствие коррозии труб ржавчина попадает в питьевую воду.

Соединения железа в воде присутствуют в растворенной и нерастворенной форме.

1. Для удаления ржавчины используют так называемые "механические" фильтры. Фильтрующие элементы представлены в виде промывающейся сетки из нержавеющей стали, также используются кварцевый песок, керамическая крошка.
2. Растворенное железо бывает в трехвалентной и в двухвалентной формах. Трехвалентная форма - это желтый раствор, двухвалентная - бесцветный раствор. В присутствии кислорода в воде двухвалентное железо очень быстро переходит в трехвалентную форму и образует малорастворимый гидроксид железа .

$$4Fe^{2+} + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3$$

При аэрировании происходит окисление двухвалентного железа в трехвалентную форму по следующей суммарной реакции:

$$4Fe^{2+} + O_2 + 10H_2O = 4Fe(OH)_3 + 8H^+$$

Также вместо кислорода воздуха для перевода Fe^{2+} в Fe^{3+} можно использовать и другие окислители, например, перманганат калия. Этими способами производят очистку воды от марганца (Mn^{2+}), который часто сопутствует двухвалентному железу:

$$3Fe(HCO_3)_3 + KMnO_3 + 2H_2O = 3Fe(OH)_3 + MnO_2 + 5CO_2 + KHCO_3$$

В случае двухвалентного марганца происходит такая реакция окисления:

$$3Mn^{2+} + 2MnO_4^- + 2H_2O = 5MnO_2 + 4H^+$$

Спасибо за внимание