

МЕЖГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКО-РОССИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Технологии металлов»

ХИМИЯ

*Методические рекомендации к практическим занятиям
для студентов всех специальностей и направлений
подготовки очной и заочной форм обучения*

ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ



Могилев 2021

УДК 54
ББК 24
Х46

Рекомендовано к изданию
учебно-методическим отделом
Белорусско-Российского университета

Одобрено кафедрой «Технологии металлов» «9» марта 2021 г., протокол № 8

Составитель канд. биол. наук, доц. И. А. Лисовая

Рецензент канд. техн. наук, доц. А. Е. Науменко

В методических рекомендациях представлены теоретические основы темы. Приведены уравнения соответствующих химических реакций. Раскрыты механизмы процессов формирования жесткости природных вод, причины отрицательного действия жесткости воды в промышленности, в строительной практике и в быту, а также методы ее устранения. Приведены примеры решения типовых задач с необходимыми пояснениями.

Учебно-методическое издание

ХИМИЯ

Ответственный за выпуск

Д. И. Якубович

Корректор

И. В. Голубцова

Компьютерная верстка

Н. П. Полевничая

Подписано в печать . Формат 60×84/16. Бумага офсетная. Гарнитура Таймс.
Печать трафаретная. Усл. печ. л. . Уч.-изд. л. . Тираж 66 экз. Заказ №

Издатель и полиграфическое исполнение:
Межгосударственное образовательное учреждение высшего образования
«Белорусско-Российский университет».

Свидетельство о государственной регистрации издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий
№ 1/156 от 07.03.2019.

Пр-т Мира, 43, 212022, г. Могилев.

© Белорусско-Российский
университет, 2021

Содержание

Введение	4
1 Состав природных вод	5
2 Жесткость природных вод	6
2.1 Виды жесткости	7
3 Отрицательное действие жесткости природных вод	8
4 Водоочистка и водоподготовка	9
5 Умягчение воды	10
5.1 Методы осаждения	10
5.2 Методы ионного обмена	12
6 Решение типовых задач	13
Список литературы	16

Введение

Вода – самое распространенное в природе вещество, на ее долю приходится около 71 % поверхности Земли. Вода представлена в литосфере, гидросфере, на суше в виде подземных вод, ледников, озер, почвенных вод, рек. В земной атмосфере содержится 13...15 тыс. км³ воды.

Физические свойства воды уникальны, а в сравнении с таковыми для веществ-аналогов (гидрид серы и селена) даже аномальны. Плавление льда при атмосферном давлении сопровождается уменьшением объема на 9 %. Теплоемкость при плавлении возрастает почти вдвое и в интервале 0...100 °С почти не зависит от температуры. Высокие диэлектрическая проницаемость и дипольный момент воды определяют ее хорошую растворяющую способность по отношению к полярным и ионогенным веществам. Благодаря высоким значениям теплоемкости, энтальпии плавления и испарения вода – важный регулятор климатических условий на земле, стабилизирующий температуру на ее поверхности. Кроме того, близость угла Н–О–Н к тетраэдрическому (109°28') обуславливает рыхлость структур льда и жидкой воды и, как следствие, аномальную зависимость плотности от температуры. Поэтому не промерзают до дна крупные водоемы, что делает возможным существование в них жизни.

Вода имеет очень большое значение в жизни растений, животных и человека. Во всяком организме вода представляет собой среду, в которой протекают химические процессы, обеспечивающие жизнедеятельность организма; кроме того, она сама принимает участие в целом ряде биохимических реакций.

В реальных условиях жизнедеятельности человека природная вода находит широчайшее применение в промышленности, быту, науке и технике.

Воду, расходуемую промышленными предприятиями, принято называть технической. Ее применяют главным образом в качестве охлаждающего агента, транспортирующей среды для сыпучих материалов (например, гидротранспорт золы на тепловых электростанциях), растворителя и др. В целом по всем отраслям промышленности 70...75 % от общего расхода воды применяют как хладагент по циркуляционной схеме. В этом случае вода лишь нагревается и почти не загрязняется. Главные источники загрязнения охлаждающей воды систем циркуляционного водоснабжения – вода, добавляемая в системы для восполнения неизбежных потерь, и атмосферный воздух, из которого вымываются в охладителях воды взвешенные вещества и газы, растворимые в воде.

1 Состав природных вод

Состав грунтовых, озерных, речных, морских и океанских вод может изменяться в широких пределах в зависимости от состава почв, пород, растительного мира, с которыми вода контактирует. Так, вода океанов содержит около 3,5 % растворенных веществ, вода Черного моря – 1,6 %, а Балтийского – 0,75 %. Главная составная часть морской воды – ионы Cl^- (55 % от общего количества ионов) и Na^+ (30,6 %). В морской воде содержатся также ионы Mg^{2+} (3,7 %), Ca^{2+} (1,16 %), K^+ (1,1 %); из анионов в наибольших количествах представлены SO_4^{2-} (7,7 %), HCO_3^- (0,4 %), Br^- (0,2 %).

В грунтовых и родниковых водах находятся главным образом ионы Ca^{2+} , Mg^{2+} , HCO_3^- , Cl^- , SO_4^{2-} , Na^+ , в меньшем количестве – ионы Fe^{2+} и др. В состав речных вод входят эти же вещества, но ионы HCO_3^- содержатся в небольшом количестве, т. к. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ разлагаются и CO_2 удаляется из воды в атмосферу:



Из газов в природной воде растворены в основном кислород, азот и углекислый газ, иногда сероводород и аммиак.

В целом примеси, содержащиеся в природной воде, можно разделить на следующие группы.

1 Образованные вследствие диссоциации растворенных в воде солей – катионы Na^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , реже Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} , следы Cu^{2+} , Zn^{2+} ; анионы HCO_3^- , Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^- , реже F^- .

2 Растворенные газы – CO_2 , O_2 , N_2 , NH_3 , H_2S . При растворении в воде оксидов азота и серы образуются кислоты, которые могут вступать во взаимодействие с другими растворенными в воде веществами.

3 Кремниевая кислота в коллоидной и ионной формах.

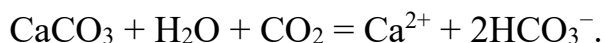
4 Продукты жизнедеятельности организмов (биогенные вещества) – различные соединения азота, фосфора, а также близкие к коллоидным (полуколлоидные) вещества типа белковых аминокислот и др.

5 Бактерии и другие микроорганизмы.

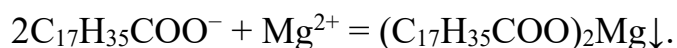
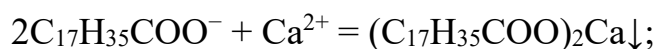
6 Микроэлементы (Co^{2+} , I^- , Ni^{2+} и др.).

2 Жесткость природных вод

Жесткость природных вод определяется содержанием в них ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , которые придают им специфические свойства. Эти ионы появляются в природных водах в результате взаимодействия с известняками (или доломитами) или в результате растворения гипса. Природные воды обычно содержат в растворенном состоянии диоксид углерода. При его достаточном содержании они могут растворять известняк, превращая карбонат кальция в гидрокарбонат:



В санитарно-гигиеническом отношении эти ионы не представляют опасности. Однако при большом их содержании (как в морской воде) вода горьковата на вкус и вызывает послабляющее действие на кишечник человека. Значительное содержание в воде этих ионов приводит к увеличению времени варки пищи, ухудшению вкуса овощей, чая. Выпадающие при кипячении соли кальция и магния вызывают раздражение и сухость кожи. При стирке белья жесткая вода не только ухудшает качество стираемых тканей, но и приводит к повышенным затратам мыла, которое расходуется на связывание ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , и пена образуется лишь после полного осаждения этих ионов:



Жесткость выражают обычно в миллиэквивалентах на литр. 1 мэкв/л соответствует содержанию в 1 л воды 20,04 мг кальция или 12,16 мг магния.

Наиболее мягкой является вода атмосферных осадков (0,07...0,1 мэкв/л). Грунтовые воды Карелии вследствие отсутствия в этих областях карбонатных горных пород и месторождений гипса имеют невысокую жесткость – около 0,7 мэкв/л, а воды Донбасса, формирующиеся в окружении меловых и доломитовых пород, имеют очень большую жесткость (18...20 мэкв/л). Еще выше жесткость океанской воды – 130 мэкв/л (таблица 1).

Таблица 1 – Классификация природных вод в зависимости от жесткости

Жесткость воды, мэкв/л	Группа
До 1,5	Очень мягкая вода
1,5...3,0	Мягкая
3,0...5,4	Средняя
5,4...10,7	Жесткая
Больше 10,7	Очень жесткая

Общая жесткость складывается из жесткости, обусловливаемой ионами Ca^{2+} и Mg^{2+} . Когда бывает нужно их различить, говорят о кальциевой и магниевой жесткости. В пресных водах содержание ионов кальция в той или иной степени больше, чем ионов магния, но в океанской воде это соотношение обратное, причем и общая жесткость в ней значительно выше (в среднем Ca^{2+} – 22,5 мэкв/л, Mg^{2+} – 108 мэкв/л).

2.1 Виды жесткости

Ионы Ca^{2+} обуславливают *кальциевую жесткость*, а ионы Mg^{2+} – *магние-вую жесткость*. Общая жесткость складывается из кальциевой и магниевой, т. е. из суммарной концентрации в воде ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} . По отношению к процессам умягчения воды различают *жесткость карбонатную* и *некарбонатную*.

2.1.1 *Карбонатной* называется жесткость, вызванная присутствием той части ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , которая эквивалентна содержащимся в воде гидрокарбонат-ионам (HCO_3^-). Иными словами, карбонатная жесткость вызвана присутствием гидрокарбонатов кальция и магния.

В воде, содержащей ионы HCO_3^- , устанавливается равновесие между диоксидом углерода, анионами угольной кислоты HCO_3^- и H_2CO_3 и ионами H^+ и OH^- , образующимися при диссоциации воды. HCO_3^- вступает во взаимодействие с водой, в результате чего происходят реакции:



Угольная кислота разлагается на CO_2 и H_2O :



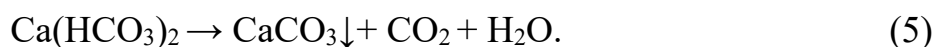
Наряду с этим протекает реакция диссоциации:



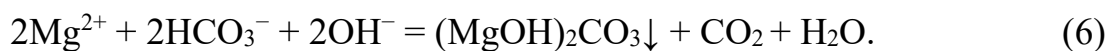
Равновесия в этих процессах взаимосвязаны между собой. При нагревании воды растворимость CO_2 уменьшается, часть его улетучивается, и равновесие смещается вправо. Равновесие в реакциях (1) и (2) также смещается вправо, создается избыток ионов OH^- , которые взаимодействуют с ионами H^+ , вызывая этим смещение равновесия вправо и в реакции (3). В результате данных реакций ионы HCO_3^- переходят в ионы CO_3^{2-} по суммарному уравнению



В молекулярном виде для гидрокарбоната кальция его можно записать в форме



Образующийся карбонат кальция имеет очень малую растворимость (14,45 мгэкв/л в дистиллированной воде при 25 °С). Магний осаждается в виде основного карбоната или в виде гидроокиси магния (при $\text{pH} > 10,3$):



Гидроксид-ионы (OH^-) образуются за счет взаимодействия гидрокарбонат-ионов с водой (см. уравнение реакции (1)).

Таким образом, при кипячении воды жесткость, вызванная присутствием гидрокарбонатов кальция и магния, устраняется и поэтому называется *временной (или устранимой)*.

2.1.2 Некарбонатная жесткость – это оставшаяся часть жесткости, сохраняющаяся после кипячения воды. Она определяется содержанием в воде кальциевых и магниевых солей сильных кислот, главным образом сульфатов, хлоридов, силикатов, нитратов и фосфатов. При кипячении эти соли не удаляются, и поэтому некарбонатную жесткость называют также *постоянной жесткостью*.

3 Отрицательное действие жесткости природных вод

Для промышленного водоснабжения жесткая вода почти всегда является нежелательной, а иногда и недопустимой, нежелательна она и для бытовых нужд. К тому же некоторые соли, обуславливающие постоянную жесткость природных вод, способствуют разрушению (коррозии) металлических и бетонных конструкций.

В промышленности жесткая вода, используемая для питания паросиловых установок, приносит особенно большой вред. При работе паровых котлов на жесткой воде, содержащей $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ или CaSO_4 , на внутренней поверхности стенок котла образуется слой накипи, уменьшающий их теплопроводность и тем самым понижающий коэффициент полезного действия установки. Достаточно сказать, что при расходе неумягченной воды до 1,5 млн $\text{м}^3/\text{сут}$ на современных установках может осесть 15...20 т/сут накипи. Замедленная теплопередача через стенки котла, кроме того, приводит к их перегреву и вследствие этого к ускоренной коррозии (окислению кислородом воздуха). В результате прочность стенок котла постепенно понижается, что может привести к его взрыву.

Образование осадка (накипи) при использовании воды, обладающей временной жесткостью, связано с разложением при ее нагревании гидрокарбонатов кальция и магния и выпадением в осадок малорастворимых карбонатов CaCO_3 и MgCO_3 . Если в воде присутствует сульфат кальция, то он выпадает в осадок из-за резкого понижения его растворимости при нагревании. Особенно прочная, но вместе с тем пористая, малотеплопроводная накипь в котлах образуется при одновременном содержании в воде гидрокарбонатов и сульфата кальция.

Соли магния (MgCl_2 и MgSO_4) и CaCl_2 , содержащиеся в воде, не приводят к образованию в котлах накипи, т. к. они хорошо растворимы в воде, но вызывают коррозию стенок и металлической арматуры. Эти соли как электролиты

способствуют протеканию электрохимических процессов на поверхности стали и тем самым ускоряют процесс ее коррозии под действием воды и кислорода. Кроме того, $MgCl_2$ и $MgSO_4$ как соли сравнительно слабого основания и сильных кислот в небольшой степени гидролизуются, повышая концентрацию водородных ионов в воде и создавая кислую среду, что также ускоряет процесс коррозии стали.

В химической промышленности использование жесткой воды может оказаться недопустимым в тех случаях, когда соли, придающие ей жесткость, препятствуют протеканию запланированных в данном производстве химических процессов или загрязняют получаемый продукт (полупроводниковое производство).

В строительной практике жесткость воды должна учитываться, если гидротехническое сооружение или фундаментальные части зданий подвергаются действию грунтовых вод. Разумеется, в этих случаях необходимо принимать во внимание и другие вещества, содержащиеся в воде (например, свободные кислоты и сульфат натрия). Из солей, придающих воде жесткость, вредное действие на бетон оказывают $MgCl_2$, $MgSO_4$ и $CaSO_4$. Первая соль вызывает так называемую магниальную коррозию бетона, вторая – сульфатно-магниальную, а третья – сульфатную. На стальные строительные конструкции, находящиеся в воде, вредное действие оказывают все четыре соли, обуславливающие постоянную жесткость. Причины ускорения коррозии стали те же, что и для паровых котлов.

Из вышеизложенного следует, что при наличии в данном районе жестких природных вод их использование для промышленных целей возможно в ряде случаев только после предварительной очистки, которая состоит в устранении их жесткости или водоумягчении. Нужно отметить, что водоумягчение – это лишь один из этапов так называемой водоподготовки.

4 Водоочистка и водоподготовка

В зависимости от характера использования природная вода проходит различные этапы обработки, главными из которых являются **водоочистка и водоподготовка**. **Водоочистка** заключается в удалении из воды растворенных и взвешенных примесей, а также бактерий, растительных и животных организмов. **Водоподготовка** состоит в обработке воды для приведения ее качества в соответствие с требованиями потребителя.

Водоочистка обычно включает в себя следующие стадии: осветление, обесцвечивание, обезжелезивание (удаление солей Fe^{2+} , Fe^{3+}), очистку от соединений Mn (MnO_2 , $MnCO_3$), обесфторирование (удаление NaF и других неорганических соединений фтора), обеззараживание, удаление растворенных в воде газов (CO_2 , H_2S), а также органических веществ, обуславливающих ее запах, привкус и т. д. Водоподготовка – более широкое понятие – предполагает очистку, стабилизацию воды (например, обеспечение постоянной концентрации $CaCO_3$ так, чтобы $CaCO_3$ не растворялся в воде и не выделялся из нее), хлори-

рование, фторирование (для питьевых целей), умягчение, опреснение и обессоливание.

Борьба с биологическими загрязнениями, а также обеззараживание воды ведется хлорированием (Cl_2 , $\text{Ca}(\text{ClO})_2$), фторированием или озонированием воды в зависимости от конкретных требований и нормативов. Действие хлора на биологические загрязнения зависит от величины рН среды. Для разрушения микроорганизмов, находящихся в природной воде при рН = 7, концентрация хлора должна быть порядка 0,6 мг/л; при повышении рН обеззараживающее действие хлора уменьшается.

5 Умягчение воды

Существуют разные способы умягчения воды. Их можно разделить прежде всего на *методы осаждения* и *методы ионного обмена*.

5.1 Методы осаждения

При использовании методов осаждения карбонатная жесткость может быть удалена с меньшими расходами, чем некарбонатная.

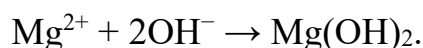
Карбонатную жесткость в этом случае устраняют *термическим* или *реагентными* методами. *Термический метод* основан на том, что при нагревании воды до 95...98 °С гидрокарбонатные ионы HCO_3^- по реакции (4) переходят в карбонатные ионы CO_3^{2-} , и последние при взаимодействии с ионами кальция образуют карбонат кальция, выделяющийся из раствора:



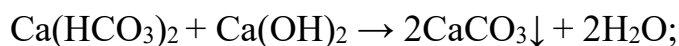
В молекулярной форме этот процесс в целом выражается уравнением (5). Термическое умягчение воды связано со значительными затратами, поэтому применяется на практике лишь в тех случаях, когда вода по условиям ее применения должна подвергаться соответствующему нагреву.

При *реагентных методах* удаление ионов Mg^{2+} и Ca^{2+} достигается тоже в результате перевода их в малорастворимые соединения, но не нагреванием, а действием соответствующих химических реагентов. При этом кальций удаляется большей частью в форме CaCO_3 , а магний – в виде $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Для устранения карбонатной жесткости наиболее простым реагентным методом является *метод известкования воды*, т. е. обработка воды гидроксидом кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Он образует в растворе ионы Ca^{2+} и OH^- . Последние связывают водородные ионы и вызывают этим смещение равновесия вправо в реакции (5), что приводит к образованию ионов CO_3^{2-} и связыванию ими ионов Ca^{2+} в малорастворимый CaCO_3 (реакция (7)).

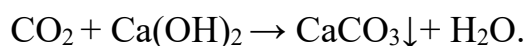
Вместе с тем введение в раствор ионов OH^- вызывает связывание ионов Mg^{2+} в малорастворимую гидроксид магния:



В молекулярной форме процесс образования осадка можно записать таким образом:

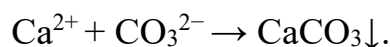


При этом происходит также удаление растворенного CO_2 :

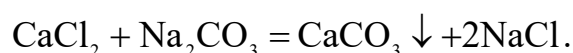
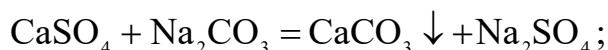


Известкование применяется только для воды с большой карбонатной жесткостью. Так как при известковании в воду вводят ионы Ca^{2+} , то применение избытка извести привело бы к повышению жесткости воды. Поэтому количество вводимой извести должно соответствовать результатам анализа данной воды.

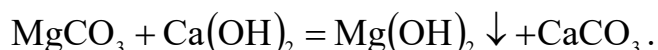
Для одновременного удаления карбонатной и некарбонатной жесткости в случаях, когда не требуется глубокое умягчение, применяется *содово-известковый метод*. Карбонатная жесткость устраняется при этом известью, как описано ранее, а некарбонатная – содой Na_2CO_3 :



В молекулярной форме реакции, приводящие к устранению некарбонатной жесткости, можно записать таким образом:

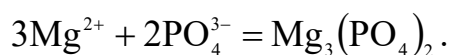
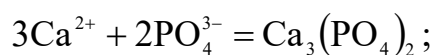


Образующийся карбонат магния взаимодействует с известью:



Количество остающейся жесткости составляет всего 0,3 мэкв/л. Еще лучшие результаты дает сочетание содово-известкового метода с термическим. Его применяют для умягчения воды, идущей на питание котлов низкого (до 15 атм) давления.

Иногда воду умягчают дополнительно с помощью фосфата натрия Na_3PO_4 – *фосфатным методом*. Остатки ионов Mg^{2+} и Ca^{2+} в воде связываются при этом в труднорастворимые фосфаты:



В результате жесткость снижается до 0,02...0,04 мэкв/л.

5.2 Методы ионного обмена

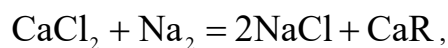
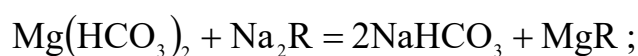
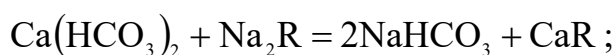
Рассмотренные методы все-таки не дают той степени умягчения, которая требуется для некоторых областей применения воды; кроме того, они громоздки и связаны со значительными расходами реагентов. В последние годы широкое распространение получили методы ионного обмена. Твердые материалы, способные к ионному обмену с окружающей средой, получили название ионитов. Сюда относятся различные вещества: неорганические и органические, природные или синтетические. Одним из простейших ионообменных материалов является сульфуголь, получаемый обработкой бурых углей концентрированной серной кислотой при нагревании. В настоящее время наибольшее значение приобрели различные ионообменные смолы, вырабатываемые на основе синтетических полимеров. В зависимости от того, какие ионы в этих смолах обмениваются (катионы или анионы), различают катиониты и аниониты. Иониты представляют собой твердые электролиты, у которых один поливалентный (двухвалентный и более) ион является нерастворимым, а ионы противоположного знака способны к обмену на ионы, находящиеся в окружающем растворе.

Функциональными группами у катионитов являются $-\text{SO}_3\text{H}$, $-\text{COOH}$, $-\text{OH}$. Водород, входящий в состав этих групп, способен обмениваться на ионы, содержащиеся в воде, т. е. катиониты обладают кислотными свойствами.

Функциональными группами анионитов являются аминогруппы $=\text{NH}$ (вторичные) и $\equiv\text{N}$ (третичные), четвертичные аммонийные основания $-\text{NR}_3$ или пиридиновые основания.

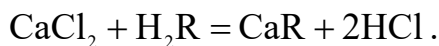
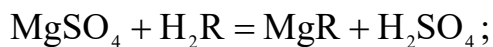
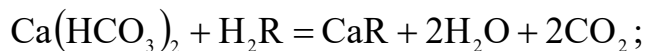
Методы ионного обмена применяются как для умягчения воды, так и для полного ее *обессоливания*. По виду обмениваемых ионов катиониты подразделяются на Na-катиониты, используемые для умягчения воды, и H-катиониты, используемые при ее обессоливании.

Сущность Na-катионирования, применяемого для воды с небольшой карбонатной жесткостью, состоит в том, что при пропускании воды через колонну, заполненную Na-катионитом (зерна 0,2...3,0 мм), происходят обменные реакции:



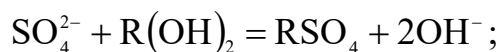
где R – практически нерастворимый поливалентный (условно двухвалентный) анион ионита.

Сущность Н-катионирования состоит в реакции обмена иона H^+ катионитами на ионы Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ в воде:



В результате в обработанной воде появляется эквивалентное количество свободной кислоты. Н-катионирование применимо для воды с небольшой некарбонатной жесткостью (до 1 мэкв/л).

Аниониты способны к обмену ионов только в кислой среде. С помощью анионитов осуществляется обмен всех кислотных анионов, содержащихся в воде, на ионы OH^- :



Пропуская воду последовательно через катионит и анионит, можно полностью удалить из нее содержащиеся в ней электролиты.

Такой путь обессоливания воды для котлов применяется только в случае, если сумма ионов $SO_4^{2-} + Cl^-$ не превышает 3...4 мэкв/л.

Кроме перечисленных химических методов умягчения и очистки, в практике водоподготовки применяют *физические методы* обработки воды, основанные на использовании различного рода воздействий на воду (магнитное и электрическое поле, ультразвук, быстрые нейтроны, другие виды излучений).

6 Решение типовых задач

Приведенные задачи решают, применяя формулу

$$Ж = \frac{m}{M_{\text{э}} \cdot V},$$

где m – масса вещества, обуславливающего жесткость воды или применяемого для устранения жесткости воды, мг;

$M_{\text{э}}$ – молярная масса эквивалента этого вещества, г/моль;

V – объем воды, л.

Пример 1 – Вычислите жесткость воды, зная, что в 500 л ее содержится 202,5 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Решение

$$Ж = \frac{m}{M_{\text{Э}} \cdot V} = 202500/81 \cdot 500 = 5 \text{ мэкв/л},$$

где 81 г/моль – молярная масса эквивалента $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, равная половине его молярной массы:

$$M_{\text{Э}}(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = f_{\text{Э}} \cdot M(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = \frac{1}{2} \cdot 162 = 81 \text{ г/моль}.$$

Следовательно, жесткость воды – 5 мэкв/л.

Ответ: $Ж = 5$ мэкв/л.

Пример 2 – Сколько граммов CaSO_4 содержится в 1 м³ воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 4 мэкв/л?

Решение

Молярная масса CaSO_4 равна 136,14 г/моль; молярная масса эквивалента $M_{\text{Э}}(\text{CaSO}_4) = f_{\text{Э}} \cdot M(\text{CaSO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 136,14 = 68,07$ г/моль. В 1 м³ воды содержится 1000 л. Из формулы $Ж = \frac{m}{M_{\text{Э}} \cdot V}$

$$m(\text{CaSO}_4) = 4 \cdot 68,07 \cdot 1000 = 272280 \text{ мг} = 272,280 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{CaSO}_4) = 272,280$ г.

Пример 3 – Какую массу соды надо добавить к 500 л воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 5 мэкв/л?

Решение

Сода, или Na_2CO_3 , – вещество, применяемое для устранения жесткости, следовательно, применима формула $Ж = \frac{m}{M_{\text{Э}} \cdot V}$, откуда

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5 \cdot 53 \cdot 500 = 132500 \text{ мг} = 132,5 \text{ г},$$

где 53 г/моль – молярная масса эквивалента Na_2CO_3 :

$$M_{\text{Э}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = f_{\text{Э}} \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2} \cdot 106 = 53 \text{ г/моль.}$$

Ответ: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 132,5 \text{ г.}$

Контрольные вопросы и задачи

1 Присутствие каких катионов в природной воде обуславливает ее жесткость? Объясните, в чем заключается различие между карбонатной и некарбонатной жесткостью. Запишите формулы солей, обуславливающих временную и постоянную жесткость воды.

2 Чем вызвано умягчение природной воды при ее кипячении? Временная или постоянная жесткость устраняется кипячением? Какие химические реакции при этом происходят? Какие соединения входят в состав накипи?

3 Введением каких ионов в природную воду можно устранить и временную, и постоянную жесткость? Ответ обоснуйте ионно-молекулярными уравнениями реакций.

4 Какие затруднения вызывает применение жесткой природной воды в быту? В промышленности?

5 Какие вещества используют при содовом, известковом и фосфатном способах устранения жесткости природной воды? Какая жесткость (временная или постоянная) устраняется каждым из этих методов? Ответ подтвердите уравнениями протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

6 В 600 л воды содержится 120 г сульфата магния. Вычислите жесткость этой воды.

7 Сколько граммов сульфата кальция содержится в 1 м³ воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 2,8 мэкв/л?

8 Для умягчения 700 л жесткой воды понадобилось 240 г извести. Рассчитайте, какой объем 0,05 н раствора HCl уходил на титрование 100 мл исходной воды.

9 К 1 м³ жесткой воды прибавили 154,5 г карбоната натрия. Насколько понизилась жесткость?

Список литературы

1 Химия : учебник для академического бакалавриата / Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общ. ред. Г. Н. Фадеева. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва : Юрайт, 2019. – 431 с.

2 **Росин, И. В.** Химия : учебник и задачник для прикладного бакалавриата / И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев. – Москва : Юрайт, 2019. – 420 с.