

Федеральное агентство по образованию
Ульяновский государственный технический университет

Химия воды

Учебное пособие
для студентов нехимических специальностей

Составители: Л.В. Петрова,
Е.Н. Калюкова

Ульяновск 2004

УДК 541.1(075.8)

ББК 24 Я7
Х 46

Рецензенты:

Зав. научно-производственным отделом ООО «Трансстройкомплект», канд. техн. наук. И.А. Дорофеев,

Зав. кафедрой «Химия» УлГПУ, доцент, канд. хим. наук И. Т. Гусева

Утверждено редакционно-издательским советом университета в качестве учебного пособия

Х 46 **Химия** воды. Учебное пособие / сост.: Л.В. Петрова, Е.Н. Калюкова – Ульяновск: УлГТУ, 2004. – 48 с.
ISBN 5-89146-520-0

Написано в соответствии с программой курса «Химия» для инженерной подготовки студентов по направлению «Промышленное и гражданское строительство» и «Теплогазовентиляция».

Работа подготовлена на кафедре «Безопасность жизнедеятельности, экология и химия»

УДК 541.1(075.8)
ББК 24 Я7

Учебное издание

Химия воды

Учебное пособие

Петрова Людмила Васильевна
Калюкова Евгения Николаевна

Редактор Н.А. Евдокимова

Подписано в печать 31.08. 2004. Формат 60×84/16. Бумага писчая.

Печать трафаретная. Усл. печ. л. 2,79 .Уч.-изд.л. 2,50 .Тираж 200 экз. Заказ
Ульяновский государственный технический университет,
432027, Ульяновск, Сев. Венец 32.

Типография УлГТУ, 432027, Ульяновск, Сев. Венец, 32.

© Л.В. Петрова, Е.Н. Калюкова
составление, 2004
УлГТУ, 2004

ISBN 5-89146-520-0

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	4
1. Свойства воды.....	6
1.1. Состав воды и ее строение.....	6
1.2. Особенности физико-химических свойств воды.....	8
1.3. Диаграмма состояния воды.....	11
1.4. Структура и свойства льда.....	12
1.5. Физические свойства воды.....	13
1.6. Химические свойства воды.....	13
1.7. Вода в связанном состоянии.....	15
1.8. Замерзание воды и водных растворов в различных условиях.....	18
1.9. Показатели качества воды.....	19
2. Способы получения очищенной воды.....	22
2.1. Механическая очистка.....	22
2.2. Физико-химические методы очистки.....	23
2.3. Химические методы.....	25
3. Требования, предъявляемые к технической воде.....	27
4. Влияние различных примесей на человека.....	28
5. Лабораторная работа № 1. Жесткость воды. Определение жесткости воды и ее умягчение.....	30
5.1. Теоретическая часть.....	30
Экспериментальная часть.....	34
5.2.1. Опыт 1. Определение общей жесткости воды.....	34
5.2.2. Опыт 2. Определение карбонатной и некарбонатной жесткости воды.....	36
5.2.3. Опыт 3. Реагентное умягчение воды.....	37
5.2.4. Опыт 4. Умягчение воды методом катионирования.....	38
5.3. Примеры решения задач.....	38
5.4. Контрольные вопросы и задачи.....	41
6. Лабораторная работа № 2. Определение концентрации кислорода, растворенного в воде.....	42
6.1. Теоретическая часть.....	42
6.2. Экспериментальная часть.....	44
6.3. Примеры решения задач.....	44
6.4. Контрольные вопросы и задачи.....	45
7. Лабораторная работа № 3. Определение окисляемости воды титриметрическим методом.....	45
7.1. Теоретическая часть.....	45
7.2. Экспериментальная часть.....	46
7.3. Контрольные вопросы и задачи.....	48
Библиографический список.....	48

Введение

Одним из важнейших химических соединений для человечества является вода. Вода, занимая почти 75 % поверхности Земли, является самым обильным и ценным ресурсом. Мировые запасы воды огромны – около 1389 млн. км³. Если распределить их поровну, то на каждого жителя планеты пришлось бы по 280 млрд. литров. Однако 97 % водных ресурсов приходится на долю океанов и морей, в которых вода слишком соленая. Оставшиеся 3% – пресные воды. Вода составляет от 50-97 % веса всех растений и животных и около 70 % веса человеческого тела. Все химические реакции в организме протекают только в водной среде.

Из всей пресной воды человечество может использовать лишь 0,003%, так как она либо сильно загрязнена, либо залегает на больших глубинах и ее нельзя извлечь по приемлемым ценам, либо содержится в айсбергах, полярных льдах, в атмосфере и в почве.

Вода находится в постоянном круговороте (рис.1). Этот естественный процесс рециркуляции происходит до тех пор, пока потребление воды не становится интенсивнее, чем восполняются ее запасы и пока не превышен объем отходов, делающий воду непригодной. Существует два источника пресной воды: поверхностные воды и грунтовые воды.

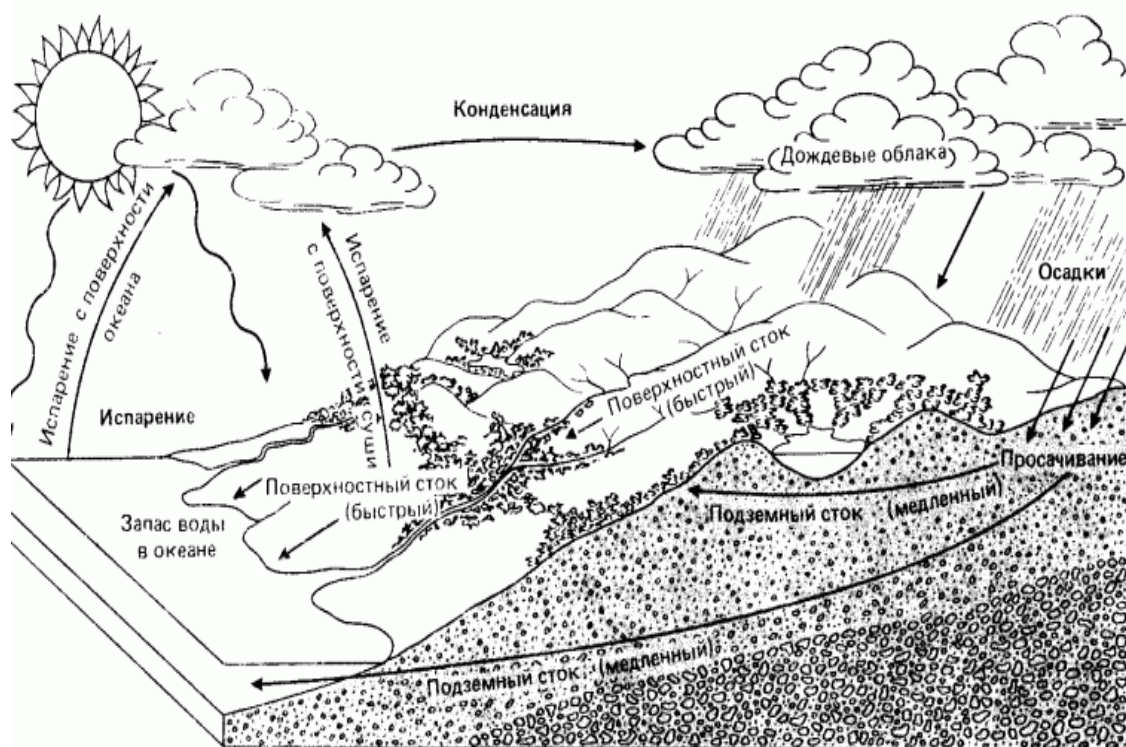


Рис. 1. Круговорот воды в биосфере

Критериями использования воды служат показатели водозабора и водопотребления. Почти три четверти добываемой в мире воды идет на орошение, остальная вода используется в промышленности и ком-

мунальном хозяйстве, для охлаждения оборудования на электростанциях и т.д.

На выращивание одной тонны пшеницы необходимо 1500 тонн воды, одной тонны риса – более 7000 тонн, одной тонны хлопка – 10000 тонн. Огромное количество воды требуется для производства продовольствия и различной промышленной продукции. Прежде чем в магазине появится литровая банка консервов из фруктов или овощей, на нее будет истрачено 40 литров воды. Для производства суточной нормы пищевых продуктов на одного человека требуется около 6 м³ воды.

Различают **природную, сточную и денатурированную** воду. **Природная вода** – это вода, которая качественно и количественно формируется под влиянием естественных процессов при отсутствии антропогенного воздействия и качественные показатели которой находятся на естественном среднемноголетнем уровне. **Сточная вода** – это вода, бывшая в бытовом, производственном или сельскохозяйственном употреблении, а также прошедшая через какую-либо загрязненную территорию, в том числе населенного пункта. Природная вода, подвергаемая антропогенному загрязнению, например, путем смешивания со сточной водой, называется **денатурированной** или природно-антропогенной.

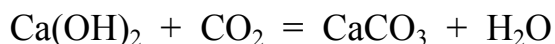
Человек может существовать без пищи несколько недель, а без воды лишь несколько дней. От поступления воды в живой организм зависит переваривание пищи, циркуляция крови, удаление распадающихся клеток, регуляция кислотно-основного баланса и температура тела. Несмотря на активное участие в процессах обмена вода инертна в физиологическом отношении. Вода участвует в таких процессах, как перестройка молекул и ионов, образование сложных органических молекул, выполняющих биохимические функции, диссоциация молекул, гидролиз соединений, окислительно-восстановительные реакции и т.д.

Для инженеров-строителей представляют интерес свойства жидкой воды и льда и особенности их внутреннего строения, формы связанной воды, образование кристаллогидратов и гидрогелей, составляющих основу при твердении вяжущих материалов.

В современном строительстве широко применяются различные вяжущие материалы (цемент, гипс, известь и др.). Вяжущие необходимы для изготовления бетона, строительных деталей и конструкций, скрепления отдельных элементов сооружений, камней, кирпичей. Строительные растворы готовят смешивая с водой вяжущие материалы, пластичность растворов которых обеспечивает их применение для различных строительных работ. Пластичная масса со временем загустевает и превращается в твердое камневидное тело. При замешивании порошкового гипса ($\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$) получают тесто, затвердевающее за счет присоединения воды и образования двухводного гипса:

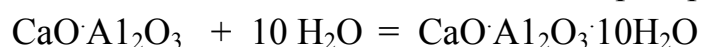


Этот процесс используется для получения перегородочных плит, панелей, слепков с различных предметов и получения известково-гипсовых растворов для штукатурных работ. Известковый раствор – смесь гашеной извести с песком и водой, также используют в качестве вяжущего материала. Но в отличие от гипса он затвердевает в результате отщепления воды и образования кристаллического карбоната кальция по схеме:

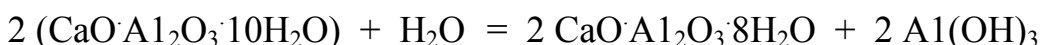


Сложные процессы гидратации и поликонденсации составных частей цементного клинкера происходят только при его смешивании с водой и способствуют постепенному затвердеванию и образованию высокомолекулярных силикатов и алюминатов кальция.

Например, однокальциевый алюминат сначала гидратируется:



Образовавшийся гидроалюминат кальция переходит в более устойчивый кристаллический двухкальциевый гидроалюминат с выделением гидроксида алюминия:



Прочность цементного камня нарастает с большой скоростью.

1. Свойства воды

1.1. Состав воды и ее строение

H_2O (оксид водорода) – устойчивое соединение, с массовой долей водорода 11,10 % и кислорода – 88,91 %. Известно до 36 разновидностей молекул воды, состоящих из сочетаний изотопов водорода (протия – ^1_1H ; дейтерия – ^2_1D и трития – ^3_1T) и кислорода с массовыми числами от 14 до 19. На долю стабильного изотопа H_2O (где кислород с массовым числом 16) приходится 99,73 % от массы воды.

Тяжелая вода D_2O получается в результате многократного электролиза обычной воды и отличается по свойствам от обычной воды.

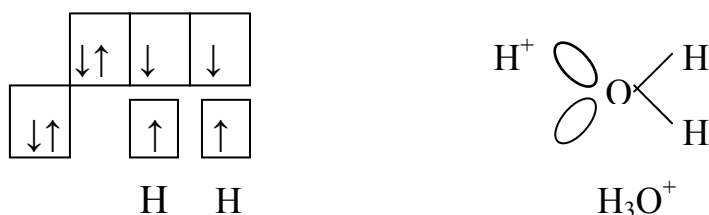
Таблица 1

Свойства обычной и тяжелой воды

Свойства воды	H_2O	D_2O
Молярная масса воды, г/моль	18	20
Температура замерзания, °С	0	3,8
Температура кипения, °С	100	101,4
Плотность при 20 °С, г/см ³	0,9982	1,150
Температура максимальной плотности, °С	4	11,6

Реакции с тяжелой водой происходят значительно медленнее, чем с обычной водой. Тяжелая вода оказывает сильное биологическое воздействие на живые организмы и непригодна для жизненных процессов, так как более прочные связи О – Д изменяют скорости биологических процессов и приводят к смещению равновесия этих процессов. Тяжелую воду применяют в качестве замедлителя нейтронов в ядерных реакторах, а также как источник дейтронов D^+ для ядерных и термоядерных реакций, для получения искусственных радиоактивных изотопов, используемых при исследовании механизмов протекания реакций.

Между атомами водорода ($1s^1$) и кислорода ($1s^2 2s^2 2p^4$) в молекуле воды образуются две ковалентные полярные связи по обменному механизму.



По методу ВС (валентных связей) атом кислорода в молекуле воды находится в состоянии sp^3 -гибридизации. Две гибридные орбитали атома кислорода перекрываются с s-орбиталями двух атомов водорода, а на двух других гибридных орбиталях кислорода располагаются две несвязывающие электронные пары (рис.2а). В результате отталкивания связывающих и несвязывающих электронных пар валентный угол в молекуле жидкой воды равен 105° .

Неподеленные пары электронов кислорода влияют на строение молекулы воды, придавая ей тетраэдрическую структуру (рис. 2б). Орбитали, с неподеленными электронными парами, направлены к противоположным от протонов вершинам тетраэдра. Поэтому около протонов создается пониженная электронная плотность (+), а вокруг орбиталей с неподеленной парой электронов – повышенная электронная плотность (-).

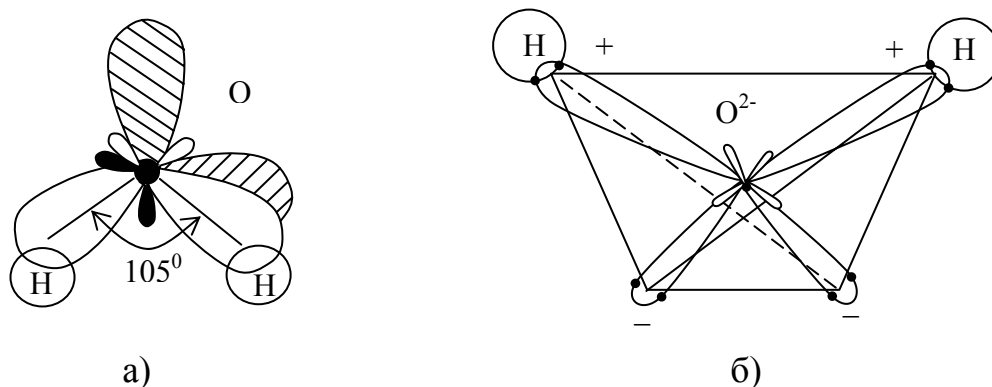


Рис. 2. Схема структуры молекулы воды

В молекуле воды ядерные центры атомов водорода и кислорода образуют равнобедренный треугольник (рис.3)

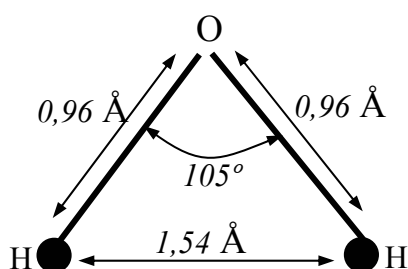


Рис. 3. Расстояние между ядрами и угол связи в молекуле жидкой воды
 Параметры молекул воды зависят от ее агрегатного состояния (табл. 2).

Таблица 2

Параметры молекул воды

Агрегатное состояние воды	Валентный угол	Длина связи Н-О, Å	Расстояние Н...Н, Å
Пар	104,27°	0,9564	1,515
Жидкость	105,03°	0,9568	1,540
Лед	109,5°	0,9900	1,620

1.2. Особенности физико-химических свойств воды

1. **Полярность.** Высокая полярность молекул воды объясняется несовпадением центров тяжести ее положительных и отрицательных зарядов. Благодаря необычно большому дипольному моменту (μ (H_2O) = 1,85 Д) вода является химически активным соединением, обуславливающим электролитическую диссоциацию солей кислот, оснований и имеет аномально большую диэлектрическую постоянную, равную 79,5 при 25 °С, т.е. в воде два электрических заряда притягиваются или отталкиваются с силой приблизительно в 80 раз меньшей, чем в вакууме.

2. **Наличие водородных связей.** Молекулы воды связаны между собой водородными связями. По прочности они занимают промежуточное положение между ковалентными и межмолекулярными связями. Причиной образования водородной связи является смещение единственного электрона водорода к сильно электроотрицательному атому кислорода. При этом водород превращается в частицу с уникальными свойствами:

а) не имеет электрона, а поэтому не отталкивается, а притягивается электронными оболочками других частиц;

б) обладает ничтожно малым размером и, следовательно, большим поляризующим действием.

Энергия водородной связи в воде равна 29 кДж/моль. Водородные связи объединяют молекулы воды в ассоциаты (рис.4.)

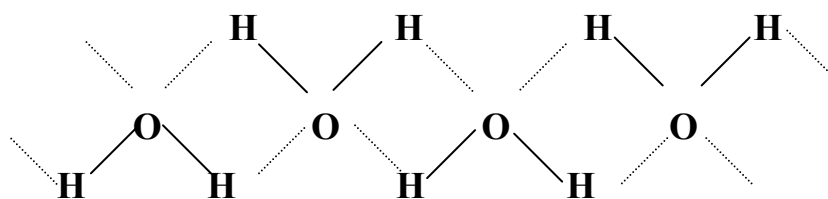


Рис. 4. Ассоциированные молекулы воды
(— ковалентная связь, водородная связь)

Ассоциация молекул воды является причиной аномально высоких температур ее кипения, плавления, теплоты парообразования. Известно, что в ряду аналогичных соединений с увеличением молярной массы возрастают температуры плавления и кипения. Однако в случае воды при сопоставлении ее с аналогами эта закономерность нарушается (рис. 5).

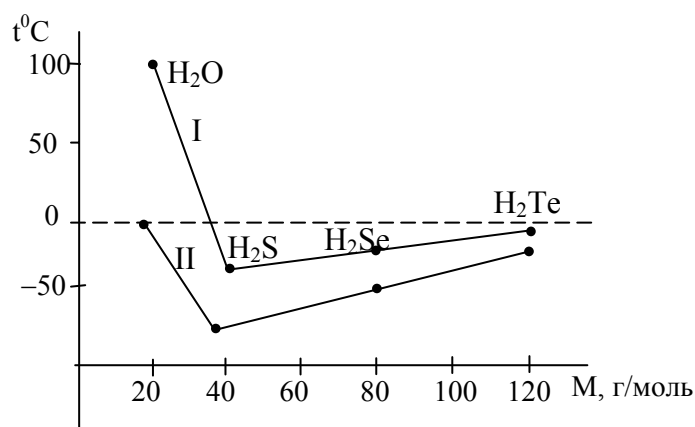


Рис. 5. Зависимость температур кипения (I) и замерзания (II) от величины молярной массы вещества для водородных соединений р-элементов (VI) группы

Молекулы воды не образуют ассоциатов в парообразном состоянии. В жидкой воде ассоциированные молекулы могут находиться в равновесии с неассоциированными молекулами. Среднее координационное число молекул в жидкой фазе близко к четырем.

В 1932 году Бернал и Фаулер (Англия), основываясь на данных рентгеноструктурного анализа, установили, что связь между молекулами и относительное расположение их в жидкой воде подобно расположению молекул воды в структуре льда. Определить процентное содержание свободных молекул не удалось. Очевидно, что с повышением температуры усиливается тепловое движение и уменьшается степень связанности молекул.

Притяжение молекул воды друг к другу обуславливает большую величину поверхностного натяжения $72,7 \text{ мДж/м}^2$. Это значит, что для разрыва водяного столбика диаметром 2,5 см потребуется усилие в 90 тонн. Схема возникновения поверхностного натяжения такова:

молекула А, расположенная внутри жидкости, притягивается соседними частицами с одинаковой силой, т.е. межмолекулярные силы, действующие на молекулу воды, расположенную в объеме фазы, распределены равномерно со стороны соседних молекул;

молекула Б, расположенная на поверхности жидкости, испытывает действие межмолекулярных сил в большей степени со стороны жидкой фазы и почти не взаимодействует с молекулами газообразной фазы. Поэтому каждая отдельная молекула на поверхности жидкости обладает большей энергией по сравнению с энергией молекулы в объеме фазы. Она находится в неравновесном состоянии и стремится втянуться в объем жидкости (рис. 6).

Поэтому небольшие количества воды принимают шарообразную форму, так как из всех геометрических тел одинакового объема шар имеет наименьшую поверхность.

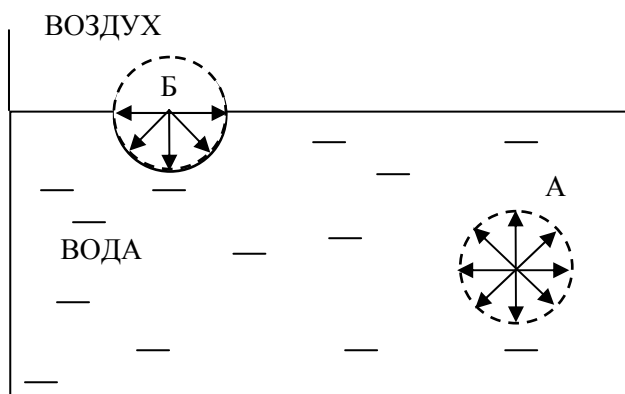


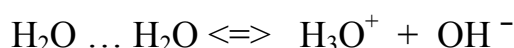
Рис. 6. Схема возникновения поверхностного натяжения на границе раздела двух фаз

Водородные связи влияют на растворимость веществ. В воде хорошо растворяются вещества, имеющие в составе полярные группы или ионную связь, например, спирты, амины, сахара, соли, кислоты, основания, а также некоторые газы NH_3 , CO_2 , SO_2 и другие.

Структура льда и его свойства также обусловлены водородными связями.

3. Способность к донорно-акцепторному взаимодействию. Вода проявляет свойства донора за счет неподеленной пары электронов атома кислорода. Этим объясняется высокая химическая активность воды и способность ее к комплексообразованию в качестве лигандов. Вода от-

носится к слабым электролитам и поэтому ионизирует в небольшой степени по следующей схеме:



или упрощенно



При 24 °С константа диссоциации воды равна:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,86 \cdot 10^{-16}$$

В одной тонне чистой воды содержится 0,1 мг-иона водорода и 1,7 мг-иона гидроксила. Время пребывания водорода в одной из молекул не превышает 10^{-8} сек, что указывает на большую скорость диссоциации.

1.3. Диаграмма состояния воды

Вода при 0 °С и давлении насыщенного пара 600,5 Па образует три фазы в состоянии равновесия (рис. 7):



С повышением температуры исчезает твердая фаза – лед, с понижением температуры – жидкая фаза – вода. Система из трехфазной системы становится двухфазной. Тройная точка (0) – место пересечения трех кривых 1, 2, 3 – соответствует невариантной системе, т.е. число ее степеней свободы равно нулю. Изобара с давлением $1,013 \cdot 10^5$ Па пересекает кривую I при температуре кипения воды. Точки кривой I соответствуют таким значениям температуры и давления, при которых жидкая вода и водяной пар находятся в равновесии (кривая кипения). Аналогично кривая II – кривая плавления, III – кривая сублимации.

Отклонение кривой II к оси ординат с повышением давления указывает на снижение температуры плавления, что обусловлено меньшей плотностью льда по сравнению с водой.

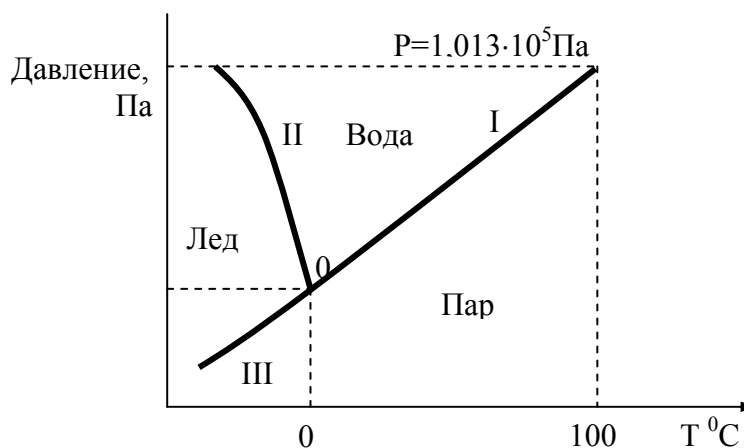


Рис. 7. Схема фазовой диаграммы воды

1.4. Структура и свойства льда

Кристаллы льда имеют гексагональную структуру (рис. 8,а)

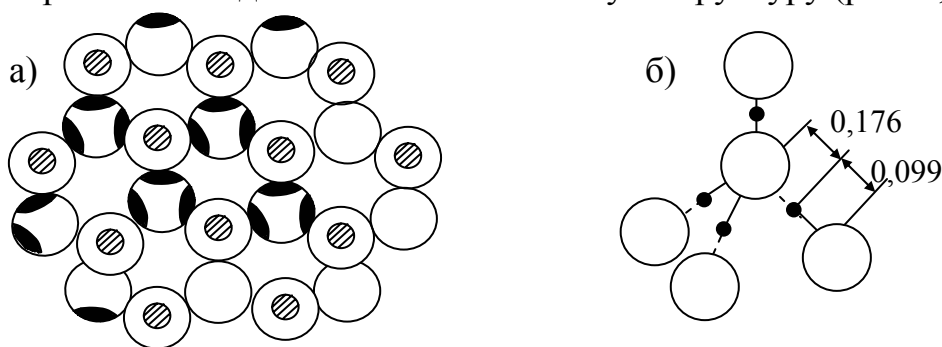


Рис. 8. Структура льда

а) - атом водорода, - атом кислорода; - водородная связь;
б) молекула воды в структуре льда (– атом водорода)

Как видно из рисунка 8а в структуре льда есть пустоты, которые могут заполняться другими соединениями, например, одноатомными молекулами газов с образованием соединений включения или клатратов. Каждый атом кислорода тетраэдрически связан с четырьмя другими атомами кислорода (рис. 8б). Между ними располагаются атомы водорода. Два атома водорода соединены с атомом кислорода ковалентной полярной связью (длина связи – 0,099 нм), а два других – соединены водородной связью (длина связи – 0,176 нм), т.е. принадлежат двум другим молекулам воды. В результате образуется рыхлая структура с небольшой плотностью. При плавлении льда водородные связи частично разрушаются (примерно на 10 %), молекулы воды сближаются и плотность воды немного возрастает. При нагревании воды происходит ее расширение, увеличивается расстояние между молекулами и одновременно разрушаются водородные связи, что приводит к уменьшению объема. Поэтому плотность воды проходит через максимум при температуре 3,98 °С (рис. 9).

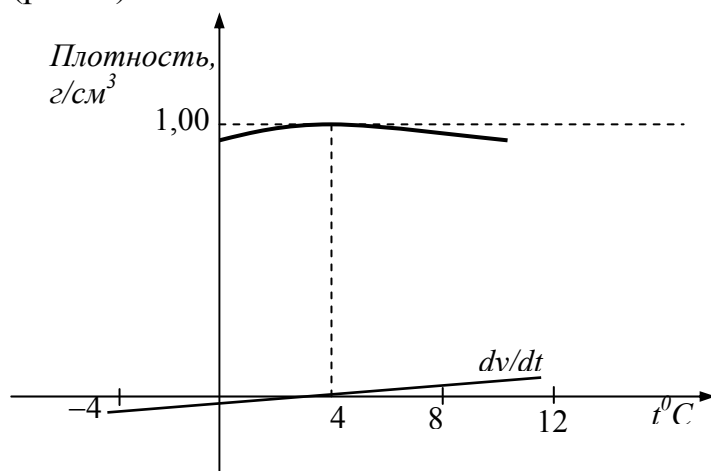


Рис. 9. Изменение плотности воды с температурой (dv/dt – изменение объема данного количества воды с температурой)

Благодаря аномалии в плотности лед плавает на воде. При замерзании на глубине водоемов сохраняется относительно теплая вода (не ниже $4\text{ }^{\circ}\text{C}$), что позволяет существовать живым организмам.

По мере замерзания воды происходит увеличение ее объема ($\sim 10\%$). Это может привести к нежелательным последствиям, например, к разрыву стальных труб, развитию трещин в скальных породах, разрушению стройматериалов. Наибольший вред приносит периодическое замораживание и оттаивание воды. Учитывая свойства воды, строительные материалы и сооружения из них защищают различными способами.

Необычным свойством льда является его пластичность. Примером проявления пластичности может служить течение горных ледников. Это свойство льда объясняется наличием в его структуре таких сечений, вдоль которых снежные слои кристалла оказываются слабее связанными водородными связями.

1.5. Физические свойства воды

Вода – прозрачная текучая жидкость, не имеющая в чистом виде вкуса, запаха, цвета. Синий цвет морей, озер обусловлен присутствием в воде тонко измельченных твердых веществ.

Некоторые свойства воды используются для определения единиц измерения фундаментальных физических величин. Например, в основу стоградусной термометрической шкалы положен интервал между точками замерзания ($0\text{ }^{\circ}\text{C}$) и кипения ($100\text{ }^{\circ}\text{C}$) воды при давлении $101,3\text{ кПа}$. Плотность веществ сравнивают с плотностью воды, выбранной в качестве стандартной. Плотность чистой воды равна 1 г/см^3 при $3,98\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Благодаря высокой теплоемкости воды $4,18\text{ кДж/(г} \cdot \text{град)}$, она выполняет функции регулятора температуры на земном шаре. Вода медленно нагревается и медленно остывает. Поэтому, например, отсутствие воды в пустыне приводит к резким суточным колебаниям температуры (жара днем и холод ночью).

1.6. Химические свойства воды

Наличие неподеленных пар электронов и высокий дипольный момент воды придают ей химическую активность. Вода взаимодействует с большим количеством разнообразных веществ:

1. *С инертными газами.* При пропускании инертных газов над переохлажденной водой под давлением 150 атм . образуются клатраты или соединения включения типа $\text{Ar} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Xe} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Kr} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, устойчивые при низких температурах.

2. *С галогенами.* Реакции галогенов с водой зависят от окислительной активности галогенов. В ряду $\text{F}_2 - \text{Cl}_2 - \text{Br}_2 - \text{I}_2$ окислительные свойства уменьшаются, поэтому реакции взаимодействия с водой протекают следующим образом:

$\text{H}_2\text{O} + \text{F}_2 = 2 \text{HF} + \text{O}$ (реакция протекает при обычной температуре)

$\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO}$ (система находится в равновесии)

$\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 (\text{I}_2) \rightleftharpoons \text{HBr} + \text{HBrO}$ (равновесие смещено в сторону исходных веществ)

$2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 = 4 \text{HCl} + \text{O}_2$ (при нагревании)

3. С атомарным кислородом.



4. С фосфором.



5. С углеродом и его соединениями. В промышленности эти реакции используются для получения водорода.

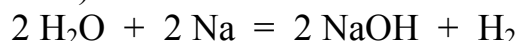
$\text{H}_2\text{O} (\text{пар}) + \text{C} (\text{раскаленный}) = \text{CO} + \text{H}_2$ (смесь $\text{CO} + \text{H}_2$ – водяной газ)

$\text{H}_2\text{O} + \text{CO} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$ (катализатор – Fe, 450 °C)

$\text{H}_2\text{O} + \text{CH}_4 = \text{CO} + 3 \text{H}_2$ (1200 – 1400 °C)

6. С металлами.

а) С s-элементами. Реакция протекает при обычных условиях (кроме магния, с которым реакция протекает при 100 °C, и бериллия, покрытого прочной оксидной пленкой)

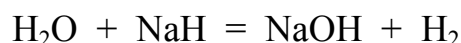


б) С металлами средней активности (Fe, Cd, Co, Ni т.д.)

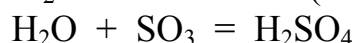
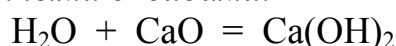
$\text{H}_2\text{O} + \text{Fe} = \text{FeO} + 3 \text{H}_2$ (при температуре красного каления)

в) С благородными металлами (Ag, Au, Pt) и ртутью вода не взаимодействует.

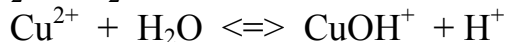
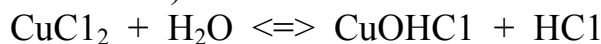
7. С гидридами s-элементов.



8. С основными и кислотными оксидами.



9. С солями (гидролиз солей)



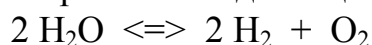
10. С различными веществами с образованием гидратов



11. С органическими веществами (реакции гидратирования)



Термическая устойчивость воды. Вода устойчива к нагреванию, но выше 1000 °C происходит ее термическая диссоциация.



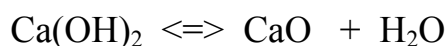
Каталитические свойства воды. Некоторые металлы не реагируют с сухим хлором, натрий не окисляется в атмосфере воздуха без следов влаги. Фтороводород в отсутствие влаги не разъедает стекло и т. д.

1.7. Вода в связанном состоянии

Формы состояния связанной воды довольно многообразны. Для строительных специальностей интерес представляют следующие формы: химически связанная вода, вода в кристаллогидратах, вода в гидрогелях, вода, адсорбированная на поверхности твердых тел и капиллярная вода.

Рассмотрим более подробно состояния связанной воды без учета переходных форм.

1. Химически связанная вода. В такой форме вода не существует самостоятельно, но может выделиться в свободном виде. Например, при нагревании гидроксида кальция происходит диссоциация по следующей схеме:



Это гетерогенная реакция с участием твердых веществ - Ca(OH)_2 , CaO и паров воды. Поэтому константа равновесия определяется концентрацией паров воды или их давлением

$$K = C(\text{H}_2\text{O}) \quad \text{или} \quad K = P(\text{H}_2\text{O})$$

Иными словами при любой температуре равновесное давление водяного пара является постоянной величиной и не зависит от количеств Ca(OH)_2 и CaO .

Согласно принципу Ле-Шателье равновесие смещается в сторону прямой реакции как при повышении температуры (прямая реакция – эндотермическая), так и при уменьшении влажности воздуха.

Зависимость давления диссоциации Ca(OH)_2 от температуры смещена в сторону высоких температур, что свидетельствует о больших затратах энергии для выделения водяного пара из Ca(OH)_2 , чем из свободной воды (рис. 10)

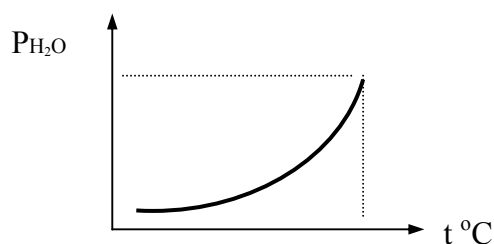
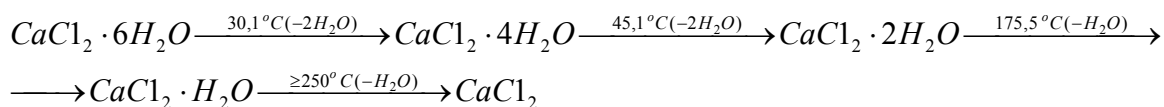


Рис. 10. Влияние температуры на давление диссоциации Ca(OH)_2

Химически связанная вода содержится в большинстве вяжущих строительных материалов, во многих горных породах, а также в кислородсодержащих кислотах, основных и кислых солях.

2. Вода в кристаллогидратах. Вода, содержащаяся в кристаллогидратах называется кристаллизационной. Количество кристаллизационной воды влияет на устойчивость соединения. Кристаллогидрат с

большим содержанием воды устойчив при низких температурах и разлагается при ее повышении, образуя менее гидратированные соединения. Например, при дегидратации гексагидрата хлорида кальция происходят следующие процессы:



В кристаллической решетке молекулы воды связаны и с анионами, и с катионами, кроме того они могут располагаться между слоями, одновременно взаимодействуя с двумя-тремя ионами. Так, слоистая структура двухводного гипса $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ состоит из небольших по размеру катионов Ca^{2+} и крупных анионов SO_4^{2-} . Молекулы воды располагаются в этом «шахматном поле» через два слоя. С ионом Ca^{2+} вода связывается через атом кислорода (донор), а через водород (акцептор) с кислородом, содержащимся в ионах SO_4^{2-} .

В условиях высокой температуры устойчивы менее гидратированные или безводные соединения, поэтому при получении вяжущих материалов образуются именно такие формы. При обычной температуре идет гидратация вяжущих материалов в результате взаимодействия как с жидкой водой или водными растворами, так и с водяным паром. Этот процесс способствует образованию пластичной массы вяжущих материалов. Со временем вяжущие материалы превращаются в камневидное тело, твердеют, так как образуются кристаллогидраты (гипс, портландцемент и др.).

3. Вода в гидрогелях. Твердение вяжущих строительных материалов проходит через стадию образования геля – студнеобразной массы. Это полужидкое – полутвердое состояние. Дегидратация геля (его обезвоживание) происходит по-разному: при обычной температуре или при нагревании вода испаряется или вступает в химическое взаимодействие с другими веществами. При этом давление водяного пара над гелем по мере его обезвоживания понижается непрерывно. При одинаковом количестве воды в геле давление водяного пара зависит от его структуры, которая может измениться со временем.

По мере обезвоживания геля изменяются его свойства, пористость. Постепенно гель переходит в твердое камневидное тело с высокой прочностью. Некоторые гели обладают способностью разжижаться при механических воздействиях – перемешивании, вибрировании и т.п. Неоднократное обратимое разжижение геля называют тиксотропией. Процесс тиксотропии используют при твердении бетона.

4. Адсорбированная вода. Многие строительные материалы поглощают своей поверхностью влагу из окружающей среды, в первую очередь из воздуха. Это явление называют адсорбцией. Адсорбция зави-

сит от химического состава, состояния поверхности и от внешних условий (температуры, влажности и т.д.).

Если молекулы воды вступают в химическое взаимодействие с веществами поверхности, то это способствует образованию прочных соединений – хемосорбция. Однако в таком процессе участвует лишь часть воды, так как он ограничен доступной частью поверхности. С помощью специальной обработки состояние поверхности твердого вещества можно изменить таким образом, что оно будет отличаться от внутренних слоев. Это изменение называют химическим модифицированием. Вещества разделяют по отношению к воде на гидрофильные (хорошо смачиваются водой) и гидрофобные (не смачиваются водой) вещества. Соответствующая обработка строительных материалов изменяет их свойства по отношению к воде. С помощью химически модифицированных поверхностей уменьшают или увеличивают гидрофильность или гидрофобность поверхности строительной конструкции, что широко используется в строительной промышленности.

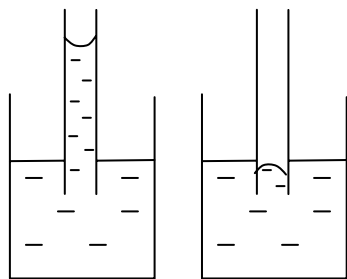
Под влиянием физических факторов вода непрочно адсорбируется поверхностью твердого вещества (физическая адсорбция). Поверхностные частицы твердого вещества (атомы, ионы, молекулы) притягивают подобные им частицы из окружающей среды, создавая силовое поле. Выход частиц из этого поля требует затраты энергии, т.е. «испарение» частиц с поверхности не является свободным. Так как поверхность твердого вещества неоднородна и имеет более или менее активные участки, по отношению к водяным парам, то при небольшой концентрации паров именно они участвуют в поглощении. Однако при повышении концентрации водяных паров оказываются задействованными и другие участки. Следовательно, повышение концентрации водяных паров в окружающей среде способствует увеличению количества адсорбированной воды, которое сильно различается для разных веществ.

Адсорбция – экзотермический процесс, поэтому с повышением температуры количество адсорбированной воды уменьшается. При хемосорбции влияние температуры может быть незначительным.

Увеличение поверхности (внутренние поры, капилляры, повышение степени дисперсности) способствует увеличению количества адсорбированной воды, что следует учитывать при использовании строительных материалов.

5. Капиллярная вода. Жидкость, находящаяся в трубке, взаимодействует с ее поверхностью. В стеклянной трубке, опущенной одним концом в воду, столбик воды поднимается выше уровня воды в сосуде, образуя вогнутый мениск (рис. 11). Ртуть в таких же условиях опускается ниже своего уровня в сосуде, образуя выпуклый мениск. Это означает, что поверхность стекла смачивается водой и не смачивается ртутью. Чем меньше диаметр трубки, тем значительнее вышеописанный эффект.

Различие уровней воды в трубке и сосуде означает, что давление ее



а)

б)

Рис.11. Стекло́нная трубка, опущенная в воду (а) и ртуть(б)

насыщенного пара над этими поверхностями неодинаково. Давление пара над вогнутым мениском в капилляре, стенки которого смачиваются водой, меньше, чем над плоской поверхностью воды во внешнем сосуде. Это приводит к тому, что пар не конденсируется в жидкость на ее плоской поверхности, но конденсируется в капилляре, являясь насыщенным или перенасыщенным по отношению к вогнутой поверхности мениска. Это явление называют капиллярной конденсацией, и оно возможно для любой жидкости.

На практике роль капилляров могут выполнять поры разного размера и формы. Способность поверхности смачиваться той или иной жидкостью играет решающую роль в капиллярной конденсации.

Перемещение влаги (миграция) в пористых и сыпучих материалах, грунте возможно за счет капиллярной конденсации. При этом в результате миграции система в естественных условиях переходит в более равновесное состояние. Внутри системы достигается одинаковое парциальное давление водяного пара. Если подвергнуть нагреванию часть системы, то происходит перенос конденсированной влаги в более холодные части системы.

1.8. Замерзание воды и водных растворов в различных условиях

В строительстве необходимо учитывать климатические условия и зависимость от них процессов замерзания воды или таяния льда. Замерзание воды в порах строительных материалов при бетонировании, кирпичной кладке и т.п. влияет на их морозостойкость. Природная вода, содержащая различные примеси, при низких температурах ведет себя иначе, чем чистая вода, представляя собой растворы разбавленных электролитов. Следует учитывать и то, что большая часть воды в твердеющих вяжущих материалах находится в связанном состоянии и условия ее замерзания также отличаются от обычной воды.

В результате исследований было доказано, что часть воды в мерзлых грунтах при температуре более низкой, чем 0°C , находится в жидком состоянии, и при нагревании в области низких температур количество такой воды обратимо возрастает. Это свидетельствует о том, что в процессе участвует как свободная, так и связанная вода.

В отличие от чистой воды кристаллизация природной воды происходит в некотором интервале низких температур, который может достигать несколько десятков градусов.

Между различными формами состояния воды возможно достижение равновесия. Связанная вода обладает давлением равновесного пара (P),

но более низким давлением, чем давление насыщенного пара свободной воды ($P_{\text{нас.}}$) при той же температуре. Поэтому температура, при которой связанная вода может находиться в равновесии со льдом, всегда ниже $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (рис.12). Чем сильнее связана вода и, чем ниже поэтому давление равновесного с ней пара, тем ниже температура ее замерзания.

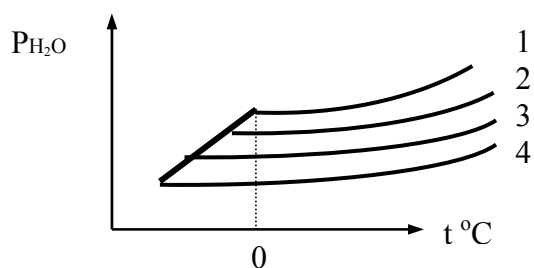


Рис. 12. Зависимость температур замерзания капиллярной воды от степени насыщенного пара, равновесного с ней: 1 – свободная вода; 2,3,4 – капиллярная вода

Капиллярная вода обладает давлением пара P , близким к $P_{\text{нас.}}$ и замерзает почти при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ в относительно широких капиллярах. В более узких капиллярах этот эффект еще заметнее. Можно утверждать, что чем больше отношение $P/P_{\text{нас.}}$ отличается от единицы, тем больше понижается температура замерзания воды. То же происходит и с адсорбированной водой. При

этом следует учесть, что и капиллярная, и адсорбированная вода, находясь в жидком состоянии при температуре ниже $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, является устойчивой равновесной системой и никакие «затравки» в виде льда не способствуют ее кристаллизации. Количество жидкой воды зависит от температуры, а также и от химического состава и структуры грунта. Вода находясь на расстоянии полмикрона от поверхности грунтовых частиц, является свободной и может замерзнуть и оттаивать почти при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Исследования показали, что образующаяся при твердении цемента вода в гидрогелях увеличивается в объеме при охлаждении в интервалах $5 - 8\text{ }^{\circ}\text{C}$ и $-20 - 50\text{ }^{\circ}\text{C}$.

1.9. Показатели качества воды

Основными показателями качества воды различных источников являются: физические, химические, биологические и бактериологические.

Физические показатели характеризуются как общесанитарные. К ним относятся:

- 1) содержание взвешенных веществ (частиц песка, ила, планктона), которые определяются взвешиванием осадка после его выпаривания, мг/л;
- 2) цветность (окраска) оценивается в условных единицах;
- 3) вкус и запах (обуславливаются растворенными солями, газами, органическими соединениями) оцениваются в баллах (органолептически), либо по порогу разбавления.

Химические показатели условно делятся на пять групп:

1) **Основные ионы.** Наиболее распространены в природных водах анионы HCO_3^- , SO_4^{2-} , Cl^- , CO_3^{2-} , HSiO_3^- и катионы Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} , они составляют 90-95% от общего содержания ионов в воде.

Содержание в воде растворимых солей кальция и магния характеризуют жесткость воды. Различают жесткость карбонатную ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$) и некарбонатную (CaSO_4 , MgSO_4 , CaCl_2 , MgCl_2 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$).

2) **Растворенные газы** : O_2 , CO_2 , H_2S и др. Содержание кислорода в воде определяется поступлением его из воздуха и образованием в результате фотосинтеза. Растворимость кислорода зависит от температуры воды, и его концентрация в воде зимой меньше. CO_2 находится как в растворенном виде, так и в виде угольной кислоты. Основными источниками CO_2 являются процессы распада биохимических веществ. H_2S бывает органического (продукт распада) и неорганического (растворение минеральных солей) происхождения. H_2S придает воде неприятный запах и вызывает коррозию металла.

3) **Биогенные вещества.** К этой группе относятся необходимые для жизнедеятельности водных организмов и образующиеся в процессе обмена веществ соединения азота и фосфора.

4) **Микроэлементы** - элементы, содержание которых в воде менее 1 мг/л. Наиболее важные из них йод и фтор.

5) **Органические вещества** присутствуют в виде гуминовых соединений образующихся при разложении растительных остатков и органических соединений, поступающих со стоком. Их определяют показателями: ХПК (химическое потребление кислорода) и БПК (биологическое потребление кислорода). ХПК – это количество кислорода, которое идет на окисление органики химическим путем в присутствии катализатора (сульфата серебра или дихромата калия), мг/л. БПК – это количество кислорода, которое идет на окисление органики естественным путем (биологическое окисление веществ), мг/л.

К химическим показателям воды относится водородный показатель – рН.

Биологическими показателями качества воды являются гидробионты и гидрофлора.

Гидробионты – обитатели от дна до поверхности.

Гидрофлора – растительность макро- и микрофиты. Макрофиты – высшая форма растительности. Микрофиты – водоросли. При отмирании макрофитов вода обогащается органическими веществами, ухудшающими органолептические показатели. Микрофиты – продуцируют кислород.

Бактериологические показатели – присутствие болезнетворных микроорганизмов (кишечной палочки). Содержание бактерий группы кишечной палочки в 1 литре воды определяет ее коли-индекс. наимень-

ший объем воды (мл), приходящийся на 1 кишечную палочку называется коли-титром.

Природная вода, как правило, содержит различные примеси: грубодисперсные (песок, глина и т.д.) и коллоидные частицы, органического и минерального происхождения, растворимые и нерастворимые соединения, в том числе и соли. Для получения питьевой и технической воды, используемой в различных отраслях народного хозяйства, необходимо провести ее обработку. Процесс обработки воды обусловлен ее целевым назначением. Так питьевая вода должна соответствовать стандартным требованиям: полная безвредность, приятные органолептические свойства, бактериальная безопасность, жесткость не более 7 ммоль/л. К воде, применяемой для промышленных целей предъявляются менее жесткие требования.

Требования к качеству воды зависят от цели ее использования. В табл. 3 приведены требования к качеству питьевых вод.

Таблица 3

Требования, предъявляемые к качеству воды

Показатели	Цели водопользования	
	Хозяйственно-питьевые нужды населения	Коммунально-бытовые нужды населения
Взвешенные вещества	При сбросе сточных вод и др. работах на водном объекте содержание взвешенных веществ в контрольном растворе не должно увеличиваться по сравнению с естественными условиями более, чем на	
	0,25 г/м ³	0,75 г/м ³
Плавающие примеси (вещества)	На поверхности воды не должны обнаруживаться пленки нефтепродуктов, масел, жиров и скопления др. примесей.	
Окраска	Не должна обнаруживаться в столбике	
	20 см	10 см
Запахи, привкусы	Вода не должна приобретать запахи интенсивности > 1 балла, обнаруживаемые:	
	непосредственно, при хлорировании и др. способах обработки	непосредственно
Температура	Летняя температура воды после сброса не должна превышать более, чем на 3 ⁰ С по сравнению со среднемесячной температурой воды самого жаркого месяца за последние 10 лет.	
Водородный показатель(рН)	Не должен выходить за пределы 6,5-8,5.	

Показатели	Цели водопользования	
	Хозяйственно-питьевые нужды населения	Коммунально-бытовые нужды населения
Минерализация	Не более 1000 мг/л, в том числе хлоридов 350мг/л, сульфатов 500 мг/л, железа не более 0,3 мг/л, общая жесткость 0,7 мг-экв/л	Нормируется по показателю "привкуса"
Растворенный кислород	Не должен быть менее 4 мг/л в любой период года	
	3 мг O ₂ /л	6 мг O ₂ /л
Химическое потребление кислорода, ХПК	Не должно превышать	
	15 мг O ₂ /л	30 мг O ₂ /л
Химические вещества	Не должны содержаться в концентрациях, превышающих нормативы	

2. Способы получения очищенной воды

Вредные химические элементы и вещества попадают в водоемы, ухудшая их санитарное состояние и вызывая необходимость специальной глубокой очистки воды перед использованием ее для хозяйственно-питьевых и некоторых промышленных целей

Способы очистки сточных вод делятся на **механические, физико-химические, электрохимические, биохимические способы.**

2.1. Механическая очистка

Процеживание. Для извлечения крупных примесей, во избежание засорения труб и каналов, используют решетки.

Для удаления более мелких взвешенных частиц применяют сита, отверстия, которых зависят от улавливаемых примесей (0,5-1 мм).

Для очистки от грубодисперсных примесей используется отстаивание в песколовках, отстойниках, нефтеловушках, осветлителях и др.

Песколовки предназначены для удаления механических примесей, размером более 250 мкм (песка, окалины). Принцип действия песколовки основан на изменении скорости движения твердых тяжелых частиц в потоке жидкости. Песколовки могут быть различных конструкций (с горизонтальным, вертикальным или круговым движением воды).

Диаметр удаляемых частиц 0,2-0,25 мм, продолжительность протекания вод не более 30 с, глубина песколовки 0,25-1 м, ширина определяется расчетным путем.

Нефтеловушки. Применяются для выделения из сточных вод нефтепродуктов, масел и жиров. Принцип работы основан на всплывании частиц с меньшей, чем вода, плотностью.

Скорость движения воды в нефтеловушке от 0,005-0,01 м/с, при этом всплывает 96-98% нефти. Скорость всплывания частиц зависит от их размера, плотности и вязкости раствора. Всплывают частицы 80-100 мкм. Время отстоя около 2 часов. Глубина нефтеловушки 1,5-4 м, ширина 3-6 м, длина около 12 м, количество секций не менее двух, соединенных последовательно.

Фильтрование. Применяется для выделения из сточных вод тонкодисперсных твердых и жидких частиц, которые не отстаиваются. В качестве фильтрующих материалов используются металлические сетки, тканевые фильтры (хлопчато-бумажные, из стекло- и искусственного волокна), керамические, иногда используются зернистые материалы (песок, гравий, торф, уголь и др.). Это, как правило, резервуар, в нижней части которого устроен дренаж для отвода очищенной воды. Скорость фильтрования 0,1-0,3 м/ч. Очистка фильтров проводится путем продувки воздухом или промывкой.

Гидроциклоны очищают сточные воды от взвешенных частиц под действием центробежной силы. Вода с высокой скоростью тангенциально подается в гидроциклон. При вращении в нем жидкости на частицы действуют центробежные силы, отбрасывающие тяжелые частицы к периферии потока. Чем больше разность плотностей, тем лучше разделение.

2.2. Физико-химические методы очистки.

Флотация применяется для удаления из сточных вод нерастворимых диспергированных примесей, которые плохо отстаиваются. Для этого в воду подают воздух под давлением через перфорированные трубы с мелкими отверстиями. При движении через слой жидкости, пузырьки воздуха сливаются с частичками загрязнений и поднимают их на поверхность воды, где они собираются в виде пены. Эффект очистки зависит от величины пузырьков воздуха, которые должны иметь размер 10-15 мкм. Степень очистки составляет 95-98%. Для увеличения степени очистки в воду можно добавить коагулянты. Иногда во флотаторе одновременно проводится и окисление, тогда воду насыщают воздухом, обогащенным кислородом или озоном. В других случаях для устранения окисления флотацию осуществляют инертными газами. Флотация бывает напорная и вакуумная.

Адсорбционная очистка (очистка на твердых сорбентах) применяется для глубокой очистки сточных вод при незначительной концентрации загрязнителей, если они биологически не разлагаются или являются сильными ядами (фенолы, гербициды, пестициды, ароматические и нитросоединения, СПАВы, красители и т.д.).

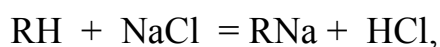
Адсорбция может быть реагентной, т.е. с извлечением вещества из адсорбента и деструктивной, с уничтожением извлекаемого вещества вместе с адсорбентом. Эффективность очистки, в зависимости от применяемого адсорбента, 80-95%. В качестве адсорбентов используют активированный уголь, золу, шлаки, синтетические сорбенты, глины, силикогели, алюмогели, гидраты окислов металлов. Наиболее универсальны активированные угли с радиусом пор 0,8-5 нм. Процесс адсорбции проводят либо при интенсивном перемешивании адсорбента и воды, с последующим отстаиванием, либо фильтрованием через слой адсорбента. Отработанный адсорбент регенерируют перегретым паром или нагретым инертным газом.

Ионообменная очистка применяется для извлечения из сточных вод металлов (Zn, Cu, Cr, Ni, Pb, Hg, Cd, Va, Mn и др.), а также соединений мышьяка, фосфора, цианистых соединений и радиоактивных веществ. Метод позволяет рекуперировать ценные вещества. Суть метода состоит в том, что существуют природные и синтетические вещества (иониты), нерастворимые в воде, которые при смешивании с водой обменивают свои ионы на ионы, содержащиеся в воде. Иониты, способные поглощать из воды положительные ионы называют катионитами, а отрицательные – анионитами. Иониты, обменивающие и катионы и анионы, называются амфотерными. К неорганическим природным ионитам относятся цеолиты, глинистые минералы, полевые шпаты, различные слюды. К неорганическим синтетическим относятся силикагели, труднорастворимые оксиды и гидроксиды некоторых металлов (алюминия, хрома, циркония и др.).

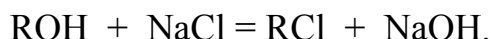
Органические природные иониты – это гуминовые кислоты почв и углей. К органическим искусственным ионитам относятся ионообменные смолы. Упрощенно формулу катионита можно записать RH , а анионита – ROH , где R – сложный радикал.

Реакция ионного обмена протекает следующим образом:

при контакте с катионитом



при контакте с анионитом



Процессы ионообменной очистки сточных вод проводят на установках периодического и непрерывного действия.

Экстракция применяется для очистки сточных вод, содержащих фенолы, масла, органические кислоты, ионы металлов и др. Экстракция выгодна, если стоимость извлекаемых веществ компенсирует затраты на ее проведение. При концентрации 3-4 г/л экстракция выгоднее адсорбции.

Экстракция проводится в 3 стадии:

1. интенсивное смешивание сточной воды с экстрагентом (органическим растворителем). При этом образуются две жидкие фазы; одна фаза - экстракт, содержащий извлекаемые вещества и экстрагент, другая – рафинат - сточную воду и экстрагент;
2. разделение экстракта и рафината;
3. регенерация экстрагента из экстракта и рафината.

Экстрагент из экстракта выделяется выпариванием, дистилляцией, химическим взаимодействием и осаждением.

Ультрафильтрация – процессы фильтрования растворов через полупроницаемые мембраны под давлением, превышающим осмотическое. Мембраны пропускают молекулы растворителя, задерживая растворенные вещества, размером $< 0,5$ мкм.

2.3. Химические методы.

К химическим методам очистки сточных вод относят нейтрализацию, коагулирование и флокулирование, окисление и восстановление. Химическая очистка проводится как доочистка вод перед биологической очисткой или после нее.

Нейтрализация. Сточные воды, содержащие кислоты или щелочи, перед сбросом в водоемы или перед технологическим использованием подвергаются нейтрализации. Практически нейтральными считаются воды, имеющие рН 6,5 – 8,5. Для нейтрализации кислых стоков используют щелочи, для нейтрализации щелочных – кислоты.

Нейтрализацию можно проводить различными путями: смешением кислых и щелочных сточных вод, добавлением реагентов, фильтрованием через нейтрализующие материалы. Для нейтрализации кислых вод используют щелочи (NaOH, KOH), соду (Na_2CO_3), аммиачную воду (NH_4OH), карбонаты кальция и магния (CaCO_3 и MgCO_3), доломит ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$), цемент. Однако наиболее дешевым реагентом является известковое молоко ($\text{Ca}(\text{OH})_2$).

Для нейтрализации щелочных сточных вод используют магнезит, доломит, известняк, шлак, золу, а также применяют отходящие газы, содержащие CO_2 , SO_2 , NO_2 , N_2O_3 и др. При этом происходит очистка дымовых газов от кислых компонентов.

Коагуляция – это процесс укрупнения дисперсных частиц при их взаимодействии и объединения в агрегаты. В очистке сточных вод ее применяют для ускорения процесса осаждения тонкодисперсных примесей и эмульгированных веществ. Коагулянты в воде образуют хлопья гидратов окисей металлов, которые быстро оседают под действием силы тяжести и улавливают коллоидные и взвешенные частицы.

Флокуляция – это процесс агрегации взвешенных частиц при добавлении в сточную воду высокомолекулярных соединений, называемых флокулянтами. В отличие от коагуляции агрегатизация происходит не

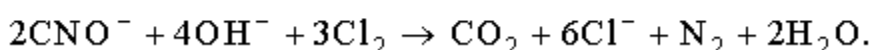
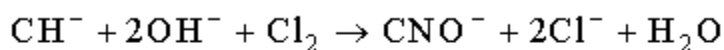
только в результате контакта, но и в результате взаимодействия флокулянта и извлекаемого вещества. Для очистки используют природные и синтетические флокулянты (полиакриламид, крахмал, целлюлозы).

Очистка окислением и восстановлением. Для очистки сточных вод используют следующие окислители: газообразный и сжиженный хлор, диоксид хлора, хлорную известь, гипохлориты кальция и натрия, перманганат калия, дихромат калия, перекись водорода, кислород воздуха, озон и др.

При окислении токсичные загрязнения переходят в менее токсичные с последующим удалением из воды. Очистка окислением связана с большим расходом реагентов, поэтому окисление используется тогда, когда загрязнители трудно извлечь другими способами.

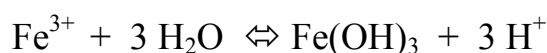
Окисление хлором. Хлор и вещества, содержащие активный хлор являются наиболее распространенными окислителями. Их используют для очистки сточных вод от сероводорода, фенолов, цианидов и бактерий.

При обеззараживании вод от цианидов их окисляют до азота и диоксида углерода:



При хлорировании воды бактерии, находящиеся в воде, погибают в результате окисления веществ, входящих в состав протоплазмы клеток.

Окисление кислородом воздуха используется при очистке воды от железа, для окисления двухвалентного железа в трехвалентное и последующего отделения гидроксида железа(III):



Очистка восстановлением применяется в тех случаях, когда вода содержит легко восстанавливаемые вещества (соединения ртути, хрома, мышьяка). При этом их восстанавливают до металлов, а затем удаляют фильтрованием или флотацией.

Электрохимические методы очистки. Для очистки вод от различных растворенных и диспергированных примесей применяют анодное окисление, катодное восстановление, электрокоагуляцию, электрофлотацию, электродиализ. Все эти процессы протекают на электродах при пропускании через сточную воду постоянного электрического тока.

Питьевую воду готовят с особой тщательностью. Ее осветляют и обесцвечивают, пропускают через решетки и сита, освобождают от взвесей и коллоидных частиц с помощью коагулянтов, таких как сульфаты алюминия и железа. Обеззараживают воду хлорированием или озонированием. Окисляя соли двухвалентного железа в трехвалентное состояние

с меньшей растворимостью, воду обезжелезивают. Кроме того, воду дегазируют, дезодорируют, т.е. удаляют запахи и привкусы, фторируют при недостатке фтора, опресняют путем термообработки электрохимическим методом или методом ионного обмена.

3. Требования, предъявляемые к технической воде

К технической воде требования иные. Они обусловлены особенностями производства. Основные этапы при подготовке технической воды:

1. Осветление.

Коагуляция грубодисперсных и коллоидных примесей с помощью коагулянтов (сульфаты алюминия и железа, хлорид железа). При этом образуются нерастворимые гидроксиды железа и алюминия, которые удаляют фильтрацией через кварцевый песок, антрацит.

2. Умягчение.

Умягчение воды – это осаждение или удаление из воды солей жесткости, солей содержащих катионы кальция и магния. Осаждение осуществляют термическим или реагентным способами.

3. Кроме вышеуказанных основных этапов водоподготовки, производят **обескремнивание воды, более тщательное обессоливание, дегазацию** и др.

Для различных научных исследований и химических лабораторных работ применяют дистиллированную воду, полученную путем перегонки питьевой воды. Показатель чистоты дистиллята – удельная электропроводность воды порядка $10^{-6} \text{ ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$, бидистиллята (особо чистой воды) – $4,6 \cdot 10^{-8} \text{ ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$ при 18°C .

Несмотря на обилие воды на земной поверхности и в атмосфере источников чистой воды становится все меньше и меньше. Это вызвано колоссальным развитием производства, химизацией многих его отраслей и сельского хозяйства, увеличением количества вредных отходов и недостаточной их очисткой. В некоторых странах уже сейчас ощущается недостаток питьевой воды. Водный ресурс России один из самых больших в мире, однако, и этот ресурс должен расходоваться разумно. В связи с этим необходимо усилить меры по охране водоемов, более тщательно проводить очистку использованной воды, сбрасываемой в реки и озера.

При определении условий спуска сточных вод в водоем в первую очередь рассматриваются следующие возможности:

1. Совершенствование технологии производства, направленное на сокращение водопотребления и сброса сточных вод в водоем (вплоть до его устранения); использование сточных вод в системах оборотного водоснабжения, а также уменьшение степени загрязнения сточных вод.

2. Использование очищенных и обезвреженных городских сточных вод в технологическом водоснабжении предприятий.
3. Использования сточных вод данного предприятия для технического водоснабжения других предприятий.
4. Совместная очистка и обезвреживание сточных вод данного предприятия со сточными водами других предприятий и с городскими сточными водами.
5. Самостоятельная очистка и отведение сточных вод.

Сброс сточных вод не допускается:

1. При размещении предприятия на маломощном водоеме, когда возможность разбавления в нем сточных вод и его самоочищение ограничено.
2. При наличии в сточных водах высокотоксичных веществ, ПДК которых в водоеме чрезвычайно низки.
3. Когда на водоеме расположены другие объекты, создающие в водоеме высокий уровень загрязнения.

4. Влияние различных примесей на человека

Употребление неочищенной воды человеком, по научным данным, может приводить к разнообразным негативным последствиям. Поэтому питьевую воду необходимо особенно тщательно очищать.

Таблица 4

Влияние различных примесей на организм человека

Тип примесей; санитарно-гигиенические и медицинские последствия	Норма по СанПиН (мг/л)	Тип и назначение фильтра
Посторонние примеси Потребление человеком вредных посторонних примесей недопустимо. Вода не пригодна для приготовления пищи и хозяйственно-бытовых нужд	Мутность – не более 1,5 мг/л Цветность – не более 20 градусов	Фильтр-осветлитель Удаление из воды суспензированных частиц, гидроксидов, металлов, песка, глины, ила, планктона, коллоидных образований
Fe Mn Избыток железа вызывает заболевание печени, увеличение риска инфаркта. Снижение репродуктивной функции организма, заболевание костной системы. Появление желтых и рыжих трудноудаляемых пятен на белье и синтетических изделиях.	Железо – не более 0,3 мг/л Марганец – не более 0,1 мг/л	Фильтр-обезжелезиватель Удаление из воды избытка железа и марганца

Тип примесей; санитарно-гигиенические и медицинские последствия	Норма по СанПиН (мг/л)	Тип и назначение фильтра
<p>Соли жесткости и тяжелых металлов Вода не пригодна для хозяйственно-бытовых нужд, сильное образование накипи, чрезмерный расход мыла, стирального порошка. Плохое разваривание мяса и овощей. Тяжелые металлы способствуют заболеваниям нервной системы и почек. Повышается риск заболевания раком.</p>	<p>Общая жесткость не более 7 ммоль/л Ртуть – не более 0,001 мг/л Свинец – не более 0,1 мг/л</p>	<p>Фильтр-умягчитель Удаление из воды солей жесткости: кальция, магния, ртути, свинца и др. тяжелых металлов</p>
<p>Cu, Zn и т.д. Медь – раздражение желудка, цирроз печени. Цинк – вяжущий вкус воды, угнетает окислительные процессы в организме, вызывает анемию. Мышьяк – токсичное вещество, канцероген, провоцирует рак кожи. Недостаток фтора приводит к кариесу зубов. Избыток фтора – к флюорозу зубов. Нитриты и нитраты повышают риск рака желудка.</p>	<p>Медь – не более 1 мг/л Цинк – не более 5,0 мг/л Мышьяк – не более 0,05 мг/л Фтор – в пределах 0,7-1,5 мг/л Нитраты – не более 15 мг/л</p>	<p>Фильтр ионитовый Очистка воды от меди, цинка, молибдена, мышьяка, нитратов, фтора</p>
<p>Нефтепродукты, пестициды и радионуклиды Нефтепродукты – толуол, бензол повышают риск рака крови, являются токсичными для кроветворной системы человека. Придают воде неприятный запах. Пестициды – канцерогены. Радионуклиды вызывают рак.</p>	<p>Бензол, толуол – не более 0,5 мг/л Фенол – не более 0,001 градусов Стронций-90 – не более 410-10 Ки/л Радий-226 – не более 1,210-10 Ки/л</p>	<p>Фильтр угольный тонкой очистки Удаление запаха. Очистка воды от следов хлоры, нефтепродуктов, фенола, поверхностно-активных веществ (ПАВ), хлороорганических пестицидов, частично от мышьяка, свинца, ртути, радионуклидов и др. примесей.</p>
<p>Биологическое заражение Заражение воды патогенными бактериями и вирусами вызывает тяжелые заболевания.</p>	<p>Общее число бактерий – 10/1 мг/л Коли-индекс – не более 3</p>	<p>УФО (ультрафиолетовая обработка воды) Обеззараживание воды от патогенных бактерий и вирусов использованием бактерицидного излучения.</p>

Тип примесей; санитарно-гигиенические и медицинские последствия	Норма по СанПиН (мг/л)	Тип и назначение фильтра
Хлороорганика приводит к поражению печени, почек, нервной, иммунной и сердечно-сосудистой систем.	Запах – не более двух баллов Привкус – не более двух баллов Цветность – не более 20 градусов	Дезодоратор-обеззараживатель Обеззараживание, дезодорация, разрушение хлороорганики и окрашенных коллоидов.
Недостаток фтора и йода Флюороз скелета и зубов, остеохондроз.	Фтор – в пределах 0,7-1,5 мг/л Йод – по медицинским нормам	Иодирование и фторирование воды Обеззараживание при эпидемиях, отсутствии в эндемических районах, при базедовой болезни, введение в воду недостающих компонентов, например фтора.

5. Лабораторная работа № 1. Жесткость воды. Определение жесткости воды и ее умягчение

Цель работы. Познакомиться с методами определения жесткости воды и способами устранения жесткости воды.

5.1. Теоретическая часть

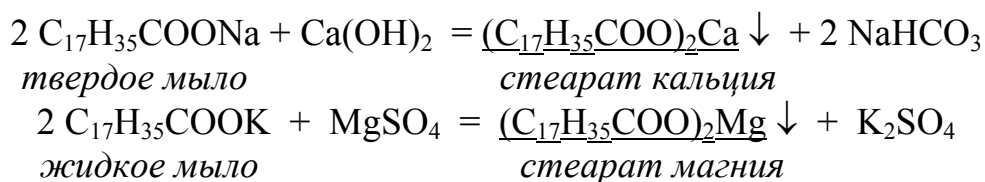
Большее влияние на качество воды оказывают содержащиеся в ней соли кальция, магния и железа(II), которые и обуславливают жесткость воды.

Нерастворимые карбонаты металлов под действием углекислого газа и воды переходят в растворимые гидрокарбонаты и растворяются в грунтовых водах:



Природная вода, проходя через известковые горные породы и почвы, обогащается солями кальция и магния и становится жесткой. Жесткая вода непригодна для многих технологических процессов. Нерастворимые соли кальция и магния осаждаются на внутренних стенках паровых котлов и трубопроводов, образуя слой накипи, который плохо проводит теплоту. Это вызывает перерасход топлива и преждевременный износ котлов. В результате перегрева котлов могут происходить аварии. В жесткой воде значительно быстрее протекает процесс коррозии.

В жесткой воде при стирке белья увеличивается расход мыла (мыло - натриевая или калиевая соль высших карбоновых кислот), так как образуется осадок стеарата кальция и магния:



Этим и объясняется незначительное пенообразование и снижение моющего действия мыла. Калиевые соли по сравнению с натриевыми солями лучше растворимы в воде и поэтому обладают более сильными моющими свойствами. При стирке белья жесткая вода ухудшает качество тканей. Ткань, впитывая нерастворимые соли, желтеет и быстро ветшает.

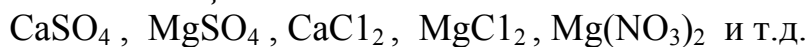
В жесткой воде хуже и дольше варятся овощи, плохо заваривается чай и ухудшается его вкус. Вода с большим содержанием катионов магния (Mg^{2+}) горьковата на вкус.

Жесткость воды бывает двух видов: **временная жесткость** и **постоянная жесткость**.

Временная или **карбонатная жесткость воды** (J_K) обусловлена содержанием в воде гидрокарбонатов кальция, магния и железа:



Постоянная или **некарбонатная жесткость воды** (J_{HK}) обуславливается присутствием в воде сульфатов, хлоридов, нитратов и других растворимых солей кальция и магния:



Общая жесткость воды (J_O) равна сумме карбонатной и некарбонатной жесткости.

$$J_O = J_K + J_{HK}$$

Количественно жесткость воды определяется суммой молярных концентраций эквивалентов ионов кальция и магния, выраженных в миллимоль на литр (ммоль/л).

$$\begin{aligned}
 J &= \left[\frac{v\left(\frac{1}{z^*} \text{Ca}^{2+}\right)}{V(\text{H}_2\text{O})} + \frac{v\left(\frac{1}{z^*} \text{Mg}^{2+}\right)}{V(\text{H}_2\text{O})} \right] \cdot 10^3 \quad (\text{ммоль/л}) \\
 J &= \frac{v\left(\frac{1}{z^*} X\right)}{V(\text{H}_2\text{O})} \cdot 10^3 = \frac{m(X)}{M\left(\frac{1}{z^*} X\right) \cdot V(\text{H}_2\text{O})} \cdot 10^3 \quad (\text{ммоль/л})
 \end{aligned}$$

где $v(1/z^*X)$ - количество вещества эквивалента ионов кальция или магния (или их солей), моль;

$m(X)$ - масса ионов кальция или магния (или их солей), г;

$M(1/z^*X)$ - молярная масса эквивалента ионов кальция или магния (или их солей), г/моль;

$V(\text{H}_2\text{O})$ - объем воды, л.

По величине жесткости природную воду делят на:

очень мягкую	— до 1,5 ммоль/л,
мягкую	— от 1,5 до 4 ммоль/л,
средней жесткости	— от 4 до 8 ммоль/л,
жесткую	— от 8 до 12 ммоль/л,
очень жесткую	— свыше 12 ммоль/л.

В зависимости от конкретных условий на различных производствах допускаемая жесткость воды может быть различной. Жесткость воды хозяйственно-питьевых водопроводов не должна превышать 7 ммоль/л.

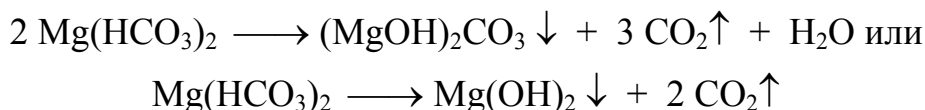
Для умягчения воды в промышленности и в быту используют следующие методы: **термический, реагентный и ионообменный методы.**

Термический метод

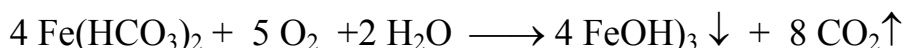
Этот метод применим для устранения карбонатной (временной) жесткости воды. При кипячении гидрокарбонаты металлов разрушаются, образуя трудно растворимые вещества:



Разложение гидрокарбонатов магния может идти и другим путем за счет гидролиза солей:



Разложение гидрокарбонатов железа сопровождается полным гидролизом солей с одновременным окислением:

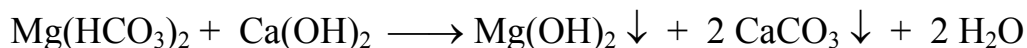
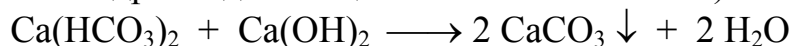


При кипячении жесткость воды уменьшается на величину карбонатной жесткости, поэтому карбонатную жесткость называют временной.

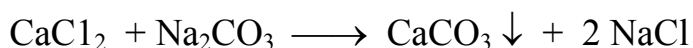
Реагентный метод

К воде добавляются различные химические вещества (реагенты), которые осаждают ионы кальция и магния и тем самым смягчают воду.

Карбонатную жесткость воды можно устранить добавлением к воде щелочи (обычно гидроксида кальция - гашеной извести):

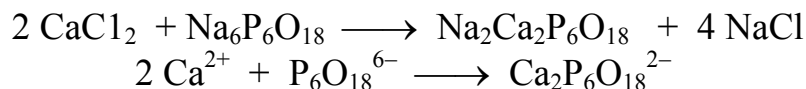


При одновременном добавлении извести и соды (Na_2CO_3 - кальцинированная сода) можно избавиться и от карбонатной, и от некарбонатной жесткости. Это известково-содовый способ. Карбонатная жесткость устраняется известью, некарбонатная - содой.





Другим часто используемым смягчителем воды является гексаметафосфат натрия:



Гексаметафосфат натрия $\text{Na}_2\text{Ca}_2\text{P}_6\text{O}_{18}$ уменьшает концентрацию ионов кальция и магния не за счет образования осадка, а за счет образования аниона большого размера, не взаимодействующего с мылом.

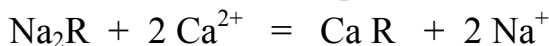
Ионообменный метод

Этот метод широко применяется в промышленности. Жесткость воды устраняют с помощью ионитов (ионообменных смол) - сложных веществ, способных связывать содержащиеся в воде ионы: катионы (катиониты) или анионы (аниониты). В качестве катионитов используют алюмосиликаты типа:



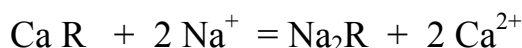
Воду пропускают через ионообменные смолы (катиониты), при этом ионы кальция и магния замещаются на катионы H^+ , NH_4^+ , Na^+ , образуя растворимые соединения, не обуславливающие жесткость воды.

Таким образом, жесткая вода, проходя через слой катионита, освобождается от ионов кальция и магния за счет обмена с катионитом на ионы натрия. Процесс ионного обмена можно представить схемой:



где Na_2R – условное обозначение катионита в Na – форме.

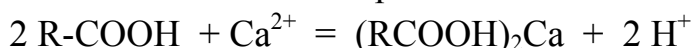
Ионы натрия не образуют накипь в трубах и водяных котлах и не образуют с мылом нерастворимых соединений. После насыщения смолы ионами кальция или магния ее регенерируют (восстанавливают), пропуская через смолу концентрированный раствор хлорида натрия:



Регенерированный катионит снова можно использовать для умягчения новых порций жесткой воды.

Наиболее совершенным методом очистки воды является катионный и анионный обмен на полимерных смолах. Смолы, сорбирующие (поглощающие) катионы, содержат группы: $-\text{COOH}$, $-\text{SO}_3\text{H}$ и другие.

H-катиониты обменивают ионы водорода на ионы металлов:

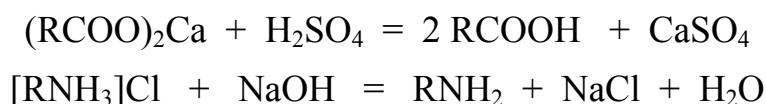


Для удаления ионов водорода воду пропускают через анионит-смолу, содержащую аминогруппу (R-NH_2) и сорбирующую эти ионы



Пользуясь ионообменными смолами, можно добиться полного обес-соливания воды. Отработанные H-катиониты и аниониты регенерируют

обработкой концентрированными растворами серной кислоты и гидроксида натрия соответственно:



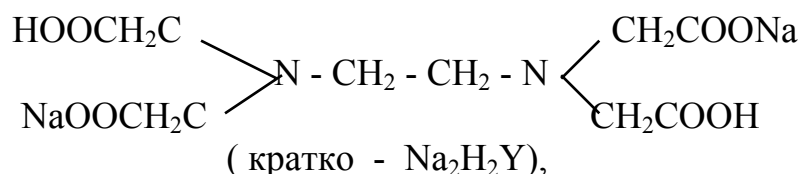
Экспериментальная часть

Реактивы:

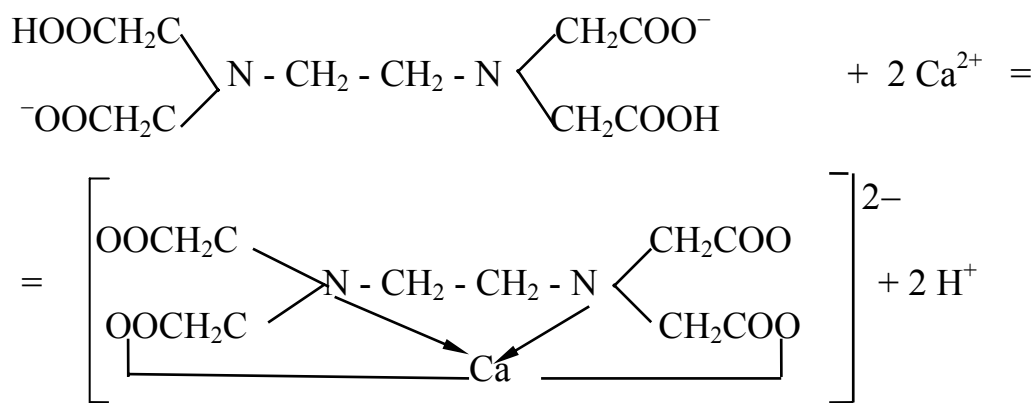
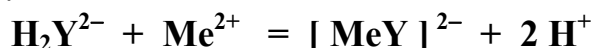
Стандартный раствор ЭДТА, (Трилон Б), 0,05 н. титрованный раствор;
аммиачный буферный раствор с рН 10;
соляная кислота, 0,01н. титрованный раствор;
металлоиндикатор – эриохромовый черный Т (смесь с хлоридом натрия в соотношении 1 : 100) или хромтемносиний ;
фосфат натрия, 0,03 н.;
карбонат натрия, 0,03 н.;

5.2.1. Опыт 1. Определение общей жесткости воды

Общую жесткость воды (J_0) определяют комплексонометрическим методом. Этот метод основан на способности двухзамещенной натриевой соли этилендиаминтетрауксусной кислоты (комплексона III или трилона Б):



образовывать с ионами магния и кальция малодиссоциированные комплексные соединения.



Для определения общей жесткости воду титруют раствором трилона Б в присутствии индикатора (кислотный хромтемносиний или эриохромчерный Т). В точке эквивалентности при титровании индикатор изменяет окраску розовую (в присутствии ионов жесткости - Ca^{2+} и Mg^{2+}) на синюю (в отсутствии этих ионов).

Комплексообразование ионов кальция и магния с трилоном Б происходит в щелочной среде ($pH \approx 10$), поэтому при выполнении работы используют буферный раствор.

Буферными называют растворы, содержащие слабую кислоту и ее соль ($CH_3COOH + NaCH_3COO$) или слабое основание и его соль ($NH_4OH + NH_4Cl$). Такие растворы сохраняют постоянную концентрацию ионов водорода, или pH раствора, как при разбавлении, так и при добавлении небольших количеств сильных кислот и или щелочей, т.е. оказывают буферное действие.

В две конические колбы влейте по 100 мл жесткой (или водопроводной) воды, отмеренной с помощью мерной колбы.

Добавьте к исследуемой воде 5 мл аммиачного буферного раствора, поддерживающего $pH \approx 10$ и 3-5 капель индикатора кислотного хромтемносинего или несколько кристалликов (на кончике шпателя) эриохром-черного и перемешайте.

Бюретку заполните трилоном Б, предварительно промойте ее этим же раствором. Оттитруйте воду раствором трилона Б до перехода розовой или винно-красной окраски раствора в сине-сиреневый цвет.

Измерив объем трилона Б, пошедший на титрование данной порции воды, результат титрования запишите и внесите в таблицу 5. Если результаты титрования совпадают ($\Delta V \leq 0,1$ мл), то рассчитайте общую жесткость воды. В противном случае оттитруйте еще одну пробу воды. Найдите среднее значение объема раствора трилона Б и по закону эквивалентов рассчитайте общую жесткость воды (ммоль/л):

$$Ж_о = \frac{V_2 \cdot C_2}{V_1} \cdot 10^3 \text{ (ммоль / л)},$$

где V_1 – объем анализируемой воды, мл;

V_2 - объем раствора трилона Б, мл;

C_2 – молярная концентрация эквивалента раствора трилона Б, моль/л;

10^3 – коэффициент перевода моль/л в ммоль/л.

Таблица 5.

Результаты определения общей жесткости воды

Номер опыта	Объем раствора трилона Б	Молярная концентрация эквивалента трилона Б	Объем исследуемой пробы воды	Общая жесткость воды
	V_2	C_2	V_1	$Ж_о$
	мл	моль/л	мл	ммоль/л
1				
2				
3				

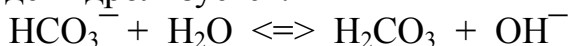
5.2.2. Опыт 2. Определение карбонатной и некарбонатной жесткости воды

Карбонатную жесткость воды (J_K) определяют титрованием исследуемой воды раствором соляной кислоты. При этом растворенные в воде гидрокарбонаты количественно реагируют с соляной кислотой по уравнению:



В две конические колбы с помощью мерной колбы (мерного цилиндра) отмерьте по 100 мл жесткой воды или водопроводной воды. Добавьте к исследуемой воде 2-3 капли раствора индикатора метилового оранжевого. Метилоранжевый изменяет свою окраску от красной при $pH < 3,1$ до желтой при $pH > 4,4$. В точке перехода метилоранжевый имеет оранжевую окраску.

Анион HCO_3^- в воде гидролизуеться:



Поэтому вода, содержащая гидрокарбонаты кальция и магния, имеет щелочную реакцию среды. Добавленный к воде метилоранжевый окрашивает ее в желтый цвет. При титровании исследуемой воды раствором соляной кислоты протекает реакция нейтрализации:



Количество ионов OH^- эквивалентно концентрации ионов HCO_3^- , следовательно, и концентрации гидрокарбонатов кальция и магния.

Оттитруйте подготовленную пробу раствором соляной (хлороводородной) кислоты известной концентрации при постоянном перемешивании до тех пор, пока раствор не приобретет оранжевую окраску (но не розовую). Результат титрования запишите. Оттитруйте исследуемую воду во второй колбе. Если результаты двух титрований совпадут ($\Delta V \leq 0,1$ мл), то вычислите карбонатную жесткость воды. Если результаты двух титрований не совпадают, то оттитруйте еще одну или две пробы воды.

Карбонатную, или временную, жесткость воды (ммоль/л) рассчитайте, используя закон эквивалентов:

$$J_K = \frac{V_2 \cdot C_2}{V_1} \cdot 10^3 \text{ (ммоль/л)},$$

где V_1 – объем анализируемой воды, мл;

V_2 - объем раствора соляной кислоты, мл;

C_2 – молярная концентрация эквивалента или молярная концентрация раствора, моль/л;

10^3 – коэффициент перевода моль/л в ммоль/л.

Некарбонатную жесткость воды ($J_{НК}$) определяют по разности:

$$J_{НК} = J_0 - J_K$$

Результаты опыта сведите в таблицу 6.

Экспериментальные данные определения различных видов жесткости воды

Номер опыта	Объем исследуемой пробы воды	Объем раствора соляной кислоты	Молярная концентрация соляной кислоты	Жесткость воды		
				карбонатная	некарбонатная	общая
	V_1 мл	V_2 мл	C_2 моль/л	J_k	$J_{нк}$	J_0
1						
2						
3						

5.2.3. Опыт 3. Реагентное умягчение воды

По заданию преподавателя проведите умягчение воды с помощью карбоната натрия или фосфата натрия. Количество вещества соды или фосфата натрия берется в избытке против эквивалентного по жесткости на 1 ммоль/л. Поэтому количество реагента, необходимого для умягчения 100 мл воды, рассчитывается таким образом:

$$v(\text{соли}) = \frac{J_0 + 1}{10} (\text{ммоль} / \text{л})$$

Для проведения эксперимента используется раствор солей с молярной концентрацией эквивалента, равной 0,03 моль/л, следовательно, объем раствора соли, необходимый для умягчения исследуемой пробы воды, будет равен:

$$V(p - pa) = \frac{J_0 + 1}{10 \cdot 0,03} (\text{мл})$$

К 100 мл исследуемой воды прилейте рассчитанный объем раствора карбоната натрия, нагрейте на электроплитке с асбестированной сеткой до 40-50 °С. Затем раствор охладите и отфильтруйте. Фильтр предварительно трижды промойте дистиллированной водой над раковиной.

Пробу отфильтруйте в коническую колбу. Фильтр промойте один раз дистиллированной водой и присоедините эту воду к фильтрату. Затем определите общую жесткость, как это описано в опыте 2.1.

При умягчении воды фосфатом натрия произведите те же действия, что и с карбонатом натрия, но без нагревания. Результаты опыта внесите в таблицу 7.

Результаты умягчения воды реагентным способом

Объем исследуемой пробы воды	Объем раствора трилона Б	Молярная концентрация эквивалента трилона Б	Общая жесткость воды	
			после умягчения	до умягчения
V_1	V_2	C_2	J_0	J_0
мл	мл	моль/л	ммоль/л	

5.2.4. Опыт 4. Умягчение воды методом катионирования

Из трубки с катионитом слейте избыток воды. При этом следите за тем, чтобы уровень воды в трубке был выше слоя катионита во избежание появления воздушных пузырьков внутри катионита. Залейте катионит исследуемой водой, жесткость которой необходимо определить. Медленно пропускайте воду через слой катионита так, чтобы быть виден отрыв капель, и следите за уровнем воды в трубке. Первые 20-30 мл фильтрата отбросьте. Затем отмерьте 100 мл воды, пропущенной через слой катионита, перенесите пробу в коническую колбу для титрования и определите общую жесткость воды по методике, приведенной в опыте 2.1. Сравните жесткость воды до ее умягчения и жесткость воды после умягчения. А также результаты, полученные при умягчении воды реагентным и ионообменным методами. Сделайте соответствующие выводы. Результаты опыта сведите в таблицу 8.

Таблица 8.

Результаты умягчения воды ионообменным способом

Объем исследуемой пробы воды	Объем раствора трилона Б	Молярная концентрация эквивалента трилона Б	Общая жесткость воды	
			после катионирования	до катионирования
V_1	V_2	C_2	J_0	J_0
мл	мл	моль/л	ммоль/л	

5.3. Примеры решения задач

Задача 1. Сравните жесткость природной воды озера Байкал и Каспийского моря, если содержание ионов кальция (в мг/л) в озере – 15,2, а в море – 36,0; а содержание ионов магния соответственно – 4,2 и 730.

Дано: $V(H_2O) = 1$ л
 $m_1(Ca^{2+}) = 15,2$; $m_1(Mg^{2+}) = 4,2$
 $m_2(Ca^{2+}) = 36,0$; $m_2(Mg^{2+}) = 730$
 Найти: $Ж_1 = ?$; $Ж_2 = ?$

Решение. Жесткость воды определяется молярной концентрацией эквивалента ионов кальция и магния, но выражается в ммоль/л:

$$Ж = \left[\frac{\nu(1/z * Ca^{2+}) + \nu(1/z * Mg^{2+})}{V(H_2O)} \right] \cdot 10^3 \text{ (ммоль / л)}$$

Если учесть, что концентрация дана в мг/л, то объем раствора (воды) можно взять равным 1 л, получим:

$$Ж_1 = \left[\frac{15,2 \cdot 10^{-3} \text{ г}}{20 \text{ г / моль}} + \frac{4,2 \cdot 10^{-3} \text{ г}}{12 \text{ г / моль}} \right] \cdot 10^3 = 1,11 \text{ ммоль / л}$$

$$Ж_2 = \left[\frac{36,0 \cdot 10^{-3} \text{ г}}{20 \text{ г / моль}} + \frac{730 \cdot 10^{-3} \text{ г}}{12 \text{ г / моль}} \right] \cdot 10^3 = 58,5 \text{ ммоль / л}$$

Жесткость воды Каспийского моря значительно больше жесткости воды озера Байкал.

Задача 2. Вода обладает некарбонатной жесткостью: содержит сульфат кальция (массовая доля 0,02 %) и хлорид магния (массовая доля 0,01%). Какой объем раствора карбоната натрия с массовой долей 15 % ($\rho = 1,16$ г/см³) надо добавить к 100 л воды для устранения постоянной жесткости?

Дано: $\omega[CaSO_4] = 0,02$ %
 $\omega[MgCl_2] = 0,01$ %
 $V(H_2O) = 100$ л
 $\rho(\text{р-ра } Na_2CO_3) = 1,16$ г/см³
 Найти: $Ж = ?$, $V(\text{р-ра } Na_2CO_3) = ?$

Решение.

Жесткость воды показывает, какое количество вещества эквивалента солей кальция (в ммоль/л) содержится в 1 л воды. Поэтому сначала определим массу солей кальция и магния, содержащихся в 1л воды, и жесткость этой воды:

$$m[CaSO_4] = V \cdot \rho \cdot \omega[CaSO_4] = 1000 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} \cdot 0,02/100 = 0,2 \text{ г}$$

$$m[MgCl_2] = V \cdot \rho \cdot \omega[MgCl_2] = 1000 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} \cdot 0,01/100 = 0,1 \text{ г}$$

$$Ж = \frac{\left(\frac{m(CaSO_4)}{M(1/z * CaSO_4)} + \frac{m(MgCl_2)}{M(1/z * MgCl_2)} \right)}{V(H_2O)} \cdot 10^3 = \frac{\left(\frac{0,2}{68} + \frac{0,1}{47,5} \right)}{1} \cdot 10^3 =$$

$$= 2,94 + 2,10 = 5,04 \text{ ммоль / л}$$

По закону эквивалентов определим массу соды и объем раствора соды, который потребуется на умягчение воды объемом, равным 100 л:

$$\nu[1/z * Na_2CO_3] = \nu[1/z * CaSO_4] + \nu[1/z * MgCl_2] \text{ или}$$

$$\frac{m[Na_2CO_3]}{M[1/z * Na_2CO_3]} = \frac{Ж_{пост} \cdot V(H_2O)}{10^3}$$

$$\frac{V(p - pa Na_2CO_3) \cdot \rho \cdot \omega (Na_2CO_3)}{M[1/z * Na_2CO_3]} = \frac{Ж_{пост} \cdot V(H_2O)}{10^3}$$

$$V(Na_2CO_3) = \frac{5,04 \text{ ммоль/л} \cdot 100 \text{ л} \cdot 53 \text{ г/моль}}{10^3 \cdot 1,16 \text{ г/мл} \cdot 0,15} = 153,5 \text{ мл}$$

Задача 3. Для устранения общей жесткости воды по известково-содовому методу к 100 л воды было прибавлено 16,65 г гидроксида кальция и 15,9 г соды (карбоната натрия). Рассчитайте общую, временную и постоянную жесткость данной воды.

Дано: $V(H_2O) = 100 \text{ л}$

$m(Na_2CO_3) = 15,9 \text{ г}$

$m(Ca(OH)_2) = 16,65 \text{ г}$

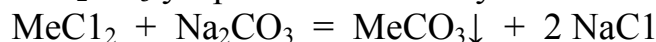
Найти: $Ж_0 = ? Ж_{вр.} = ? Ж_{пост.} = ?$

Решение.

Добавленный к воде гидроксид кальция $Ca(OH)_2$, идет на устранение временной жесткости воды:



Карбонат натрия Na_2CO_3 устраняет постоянную жесткость воды:



Задачу решаем по закону эквивалентов. Временную жесткость воды определяем по количеству прибавленного гидроксида кальция. Количество вещества эквивалента гидроксида кальция и количество вещества эквивалента солей, обуславливающих временную жесткость воды, должно быть одинаково:

$$\nu[1/z * Ca(OH)_2] = \nu[1/z * Me(HCO_3)_2]$$

$$\frac{m[Ca(OH)_2]}{M[1/z * Ca(OH)_2]} = \frac{Ж_{вр} \cdot V(H_2O)}{10^3}$$

$$Ж_{вр} = \frac{16,65 \text{ г} \cdot 10^3}{37 \text{ г/моль} \cdot 100 \text{ л}} = 4,5 \text{ ммоль/л}$$

Постоянную жесткость воды находим по количеству добавленной к раствору соды:

$$\nu[1/z * Na_2CO_3] = \nu[1/z * MeCl_2]$$

$$\frac{m[Na_2CO_3]}{M[1/z * Na_2CO_3]} = \frac{Ж_{пост} \cdot V(H_2O)}{10^3}$$

$$Ж_{пост} = \frac{15,9 \text{ г} \cdot 10^3}{53 \text{ г/моль} \cdot 100 \text{ л}} = 3 \text{ ммоль/л}$$

Общая жесткость воды равна:

$$Ж_0 = Ж_{вр} + Ж_{пост} = 4,5 + 3 = 7,5 \text{ ммоль/л}$$

Задача 4. При определении временной жесткости воды на титрование 100 мл воды израсходовано 5,25 мл раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,101 моль/л. Чему равна карбонатная жесткость воды?

Дано: $V(\text{H}_2\text{O}) = 100$ мл

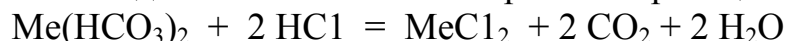
$V(\text{р-ра HCl}) = 5,25$ мл

$C(\text{HCl}) = 0,101$ моль/л

Найти: $J_{\text{вр.}} = ?$

Решение.

При титровании воды соляной кислотой протекает реакция:



В соответствии с законом эквивалентов число моль эквивалентов соляной кислоты, пошедшей на титрование, равно количеству моль эквивалентов солей, обуславливающих временную жесткость воды:

$$\nu[1/z * \text{Me}(\text{HCO}_3)_2] = \nu[1/z * \text{HCl}] \quad \text{или}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) \cdot C(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{р-ра HCl}) \cdot C(\text{HCl})$$

$$J_{\text{вр}} = C(\text{H}_2\text{O}) \cdot 10^3 = \frac{5,25 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot 0,101 \text{ моль/л}}{100 \cdot 10^{-3} \text{ л}} \cdot 10^3 \text{ ммоль/л} = 5,3 \text{ ммоль/л}$$

Исследуемая вода средней жесткости.

Задача 5. Определите жесткость воды, если на титрование 100 мл воды израсходовано 8,5 мл раствора трилона Б с молярной концентрацией эквивалента 0,05 моль/л.

Решение.

При взаимодействии трилона Б с солями кальция и магния выполняется закон эквивалентов, следовательно общая жесткость воды будет равна:

$$J_o = \frac{V(\text{тр.Б}) \cdot C(\text{тр.Б})}{V(\text{H}_2\text{O})} \cdot 10^3 = \frac{8,5 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot 0,05 \text{ моль/л}}{100 \cdot 10^{-3} \text{ л}} \cdot 10^3 = 4,25 \text{ (ммоль/л)}$$

5.4. Контрольные вопросы и задачи

1. Что называют жесткостью воды? Почему жесткость воды следует устранять?
2. Каким образом в природе может образовываться жесткая вода?
3. Какие виды жесткой воды различают? Чем обуславливается временная и постоянная жесткость воды?
4. Какие способы устранения жесткости воды могут использоваться?
5. Какой метод умягчения воды называют термическим? Какие химические реакции протекают при умягчении воды этим методом?
6. В чем суть реагентного метода умягчения воды? Какие реагенты при этом могут быть использованы? Какие реакции протекают?

7. Можно ли умягчать воду с помощью ионного обмена? Каким образом?
8. Как определяют общую, карбонатную и некарбонатную жесткость воды?
9. Чему равна жесткость раствора хлорида кальция с молярной концентрацией эквивалента 0,05 моль/л?
10. В 100 л воды содержится 2 г сульфата кальция, 1,5 г сульфата магния и 4,6 г гидрокарбоната магния. Какова общая, временная и постоянная жесткость воды?
11. При определении общей жесткости воды на титрование 100 мл воды пошло 9,5 мл раствора трилона Б с молярной концентрацией эквивалента 0,05 моль/л. Вычислите общую жесткость воды.
12. Жесткость воды равна 4,5 ммоль/л. Какую массу воды необходимо добавить к 2 м³ воды, чтобы устранить эту жесткость?
13. К 3 м³ воды для устранения жесткости добавили 468 г карбоната натрия. Какова жесткость данной воды?
14. Жесткость воды равна 5,4 ммоль/л. Какую массу фосфата натрия необходимо добавить к 1 м³ воды, чтобы устранить эту жесткость?
15. Временная жесткость воды равна 3,0 ммоль/л. Вычислите, какая масса гидрокарбоната кальция содержится в 10 л этой воды?
16. Для определения временной жесткости воды к 100 мл ее было прилито 12 мл раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,01 моль/л до полной нейтрализации. Чему равна жесткость воды?
17. Какую массу гашеной извести надо прибавить к 2 м³ воды, чтобы устранить ее временную жесткость, равную 5,2 ммоль/л?
18. Для устранения временной жесткости воды к 200 л ее было добавлено 8 г гидроксида натрия. Чему равна жесткость воды?
19. Для устранения жесткости воды объемом 2 м³ добавлено 2 кг золы, содержащей 20 % поташа (K₂CO₃). Чему равна жесткость данной воды?

6. Лабораторная работа № 2. Определение концентрации кислорода, растворенного в воде

Цель работы. *Определить содержание растворенного кислорода в воде титриметрическим методом.*

6.1. Теоретическая часть

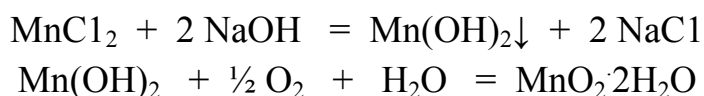
Природная вода находится в постоянном взаимодействии с окружающей средой, она растворяет различные органические и неорганические вещества, содержащиеся в атмосфере и почве. Кислород O₂ – газ без цвета, запаха и вкуса. Кислород плохо растворим в воде: при 20 °С в 100 объемах воды растворяется около 3 объемов кислорода. Хотя растворимость кислорода в воде выше, чем у азота и водорода. В воде обя-

зательно присутствует растворенный кислород, содержание которого в воде строго регламентируется и контролируется.

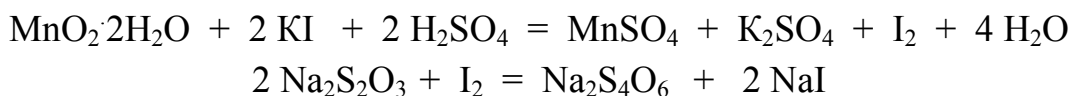
Кислород – сильный окислитель, его присутствие влияет на процессы, протекающие в воде. Например, присутствие кислорода в воде значительно увеличивает скорость коррозии металлов, находящихся в контакте с водой. Действующие нормы на тепловых электростанциях предусматривают для воды, из которой образуется водяной пар, содержание кислорода в зависимости от типа генератора 5 – 40 мкг/кг.

В подземных водах, практически не содержащих растворенного кислорода, железо содержится в воде в виде ионов Fe^{2+} , поэтому подземная вода, содержащая железо сперва прозрачна и чиста на вид. При стоянии на воздухе вода обогащается кислородом и приобретает бурый оттенок. В случае обогащения воды растворенным кислородом двухвалентное железо окисляется до трехвалентного (Fe^{3+}), гидролизуется и образует малорастворимый осадок гидроксида железа(III) - $Fe(OH)_3$, который находится в воде в виде коллоидного раствора, придавая воде желтовато-бурую окраску.

Для определения содержания кислорода в воде может быть использован объемный йодометрический метод, основанный на способности соединений марганца ($MnCl_2$, $MnSO_4$) количественно связывать кислород в щелочной среде:



$MnO_2 \cdot 2H_2O$ – малорастворимое соединение коричневого цвета, образуется в количестве строго эквивалентном содержанию растворенного кислорода в воде. Дигидрат диоксида марганца является сильным окислителем, поэтому его определение может быть основано на реакции взаимодействия его с иодидом калия в кислой среде и последующим определением свободного иода титрованием раствором тиосульфата натрия в присутствии крахмала до исчезновения синей окраски:



Концентрацию растворенного кислорода определяют по закону эквивалентов:

$$v(1/z * O_2) = v(1/z * Na_2S_2O_3)$$

$$V_1 \cdot C_1(1/z * O_2) = V_2 \cdot C_2(1/z * Na_2S_2O_3)$$

где V_1 – объем анализируемой пробы воды, мл;

V_2 – объем раствора $Na_2S_2O_3$, израсходованный на титрование пробы воды, мл;

$C_1(1/z * O_2)$ – молярная концентрация эквивалента кислорода, растворенного в воде, моль/л;

$C_2(1/z * Na_2S_2O_3)$ – молярная концентрация эквивалента тиосульфата натрия, моль/л.

6.2. Экспериментальная часть

Реактивы:

Тиосульфат натрия, 0,01 н. титрованный раствор (2,48 г $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ + 0,04 г Na_2CO_3 в 1 л раствора);

Хлорид марганца или сульфат марганца (425 г $\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ или 400 г $\text{MnSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ в 1 л раствора);

Иодид калия (150 г KI + 700 г KOH в 1 л раствора);

Серная кислота (1 : 4)

Ход определения. В коническую колбу вместимостью 250 мл налейте 100 мл исследуемой воды. Пипеткой отмерьте 1 мл раствора хлорида или сульфата марганца и 1 мл щелочного раствора иодида калия, внесите эти растворы в анализируемую пробу воды. Колбу закройте пробкой и осторожно и тщательно перемешайте. Через 3 – 4 минуты добавьте в колбу 3 мл раствора серной кислоты. Закрыв колбу пробкой, тщательно перемешайте раствор, добившись полного растворения осадка. Через 2 – 3 минуты пробу оттитруйте раствором тиосульфата натрия до бледно-желтой окраски раствора. Затем добавьте несколько капель раствора крахмала и продолжите медленно титровать до исчезновения синей окраски раствора. Повторите титрование 2-3 раза. Результаты титрования представьте в виде таблицы 9.

Таблица 9

Результаты экспериментальных данных

Номер опыта	Объем анализируемой воды V_1 , мл	Объем раствора тиосульфата натрия V_2 , мл	Молярная концентрация эквивалента тиосульфата натрия $C_2(1/z^* \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$, моль/л	Молярная концентрация эквивалента кислорода $C_1(1/z^* \text{O}_2)$, моль/л	Масса кислорода, мг/л
1					
2					
3					
среднее					

6.3. Примеры решения задач

Задача 1. При определении содержания кислорода к исследуемой воде, объемом 100 мл, был добавлен хлорид марганца и иодид калия. На титрование избытка иодида калия было израсходовано 15,9 мл раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с молярной концентрацией 0,01 моль/л. Определите содержание кислорода в исследуемой воде в моль/л и мг/л.

Решение.

Концентрацию растворенного кислорода определяют по закону эквивалентов:

$$\nu(1/z^* \text{O}_2) = \nu(1/z^* \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

$$V_1 \cdot C_1(1/z \cdot O_2) = V_2 \cdot C_2(1/z \cdot Na_2S_2O_3)$$

Для тиосульфата в данной реакции молярная концентрация равна молярной концентрации эквивалента.

$$C_1(1/z \cdot O_2) = \frac{15,9 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot 0,01 \text{ моль/л}}{100 \cdot 10^{-3} \text{ л}} = 1,59 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$\begin{aligned} m(1/z \cdot O_2) &= C_1(1/z \cdot O_2) \cdot M(1/z \cdot O_2) = 1,59 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л} \cdot 8 \text{ г/моль} = \\ &= 12,72 \cdot 10^{-3} \text{ г/л} = 12,72 \text{ мг/л.} \end{aligned}$$

6.4. Контрольные вопросы и задачи

1. Какие свойства характерны для кислорода? Какова его растворимость в воде?
2. Почему нормируется содержание кислорода в воде? Чем вызвана необходимость контроля содержания кислорода в воде на тепловых электрических станциях?
3. Какое значение ПДК кислорода в воде?
4. Какие реакции лежат в основе метода определения кислорода в воде? Для чего к исследуемому раствору прибавляют растворы солей марганца(II)?
5. Составьте электронно-ионные уравнения к реакциям образования йода и его окисления.
6. Как можно определить точку эквивалентности (конец титрования) при титровании анализируемого раствора иодидом калия в кислой среде?
7. Как определяют конец титрования при определении концентрации свободного йода с помощью тиосульфата?
8. Какой закон лежит в основе расчета определения содержания кислорода в воде?
9. При определении содержания кислорода к исследуемой воде, объемом 50 мл, был добавлен хлорид марганца и щелочной раствор иодид калия. На титрование избытка иодида калия было израсходовано 8,2 мл раствора тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ с молярной концентрацией 0,015 моль/л. Определите содержание кислорода в исследуемой воде в моль/л и мг/л.

7. Лабораторная работа № 3. Определение окисляемости воды титриметрическим методом

Цель работы. *Определить окисляемость воды перманганатометрическим титрованием.*

7.1. Теоретическая часть

Окисляемость воды или химическое потребление кислорода (ХПК) характеризует количество содержащихся в ней восстановителей. Эту величину выражают в мг/л кислорода, необходимого для окисления различных восстановителей, содержащихся в воде. В качестве восстанови-

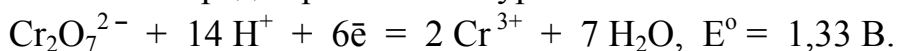
телей в воде могут выступать как неорганические вещества (ионы железа(II), нитрит-ионы, сероводород и т.д.), так и органические вещества (органические сульфиды и дисульфиды, фенол, меркаптаны и т.д.). Экспериментально окисляемость воды определяют с помощью таких сильных окислителей, как перманганат калия KMnO_4 или дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Определение окисляемости воды с помощью перманганата основано на способности его восстанавливаться в кислой среде до ионов двухвалентного марганца:



Существенным недостатком перманганата калия, как окислителя, является неполное окисление им веществ, находящихся в воде. Кроме того при кипячении перманганат калия разлагается с образованием диоксида марганца. Образующийся MnO_2 , как катализатор, ускоряет процесс разложения перманганата калия. Поэтому воспроизводимость результатов анализа не всегда достаточна.

Наибольший эффект окисления веществ, содержащихся в воде, достигается при использовании в качестве окислителя дихромата калия в присутствии катализатора (ионов серебра). Раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ является стандартным раствором и долго сохраняется. Его можно приготовить по точной навеске дихромата калия. Процесс восстановления дихромата калия в кислой среде протекает по уравнению:



При использовании дихромата калия окисляются многие органические вещества с образованием диоксида углерода, воды и азота. Исключение составляют такие соединения, как бензол, толуол, пиридин и некоторые другие, которые не окисляются даже в присутствии катализатора – сульфата серебра.

7.2. Экспериментальная часть

Реактивы:

Вода дистиллированная (без окислителей)

Титрованный раствор перманганата калия KMnO_4 , 0,01н.;

Раствор щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,01н. раствор готовят в H_2SO_4 (1:15);

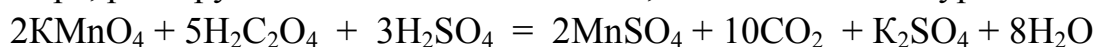
Раствор серной кислоты H_2SO_4 (1:3);

Раствор серной кислоты H_2SO_4 (1:15)

Установка титра KMnO_4 . К 100 мл дистиллированной воды прибавляют 10 мл раствора щавелевой кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,01 моль/л и 5 мл серной кислоты (1: 3). Смесь нагревают до кипения, охлаждают до 80 – 90°C и титруют раствором перманганата калия. В начале титрования следующую каплю раствора KMnO_4 прибавляют после того, как исчезла окраска от предыдущей капли. Затем, уве

личив скорость титрования, титруют до появления бледно-розовой окраски, устойчивой в течение 30 секунд.

Ход определения. В коническую колбу вместимостью 250 мл налейте 10 мл исследуемой воды, 90 мл дистиллированной воды, 5 мл раствора серной кислоты и из бюретки 10 мл 0,01 н. раствора перманганата калия. Полученную смесь нагревают на плитке. Для равномерного кипения в колбу помещают бусинки или кипелки. Раствор кипятят в течение 10 минут (с момента закипания раствора). Если при нагревании раствор обесцвечивается, то опыт повторяют с меньшим количеством анализируемой воды. В горячий раствор приливают из бюретки 10 мл 0,01 н. раствора щавелевой кислоты. Избыток перманганата калия, образовавшийся в пробе после окисления восстановителей из исследуемого раствора, реагирует со щавелевой кислотой, в соответствии с уравнением:



В результате реакции раствор обесцвечивается. Избыток щавелевой кислоты оттитровывают раствором перманганата калия до появления слабо розового окрашивания, сохраняющегося примерно 30 секунд.

Аналогично проводят холостой опыт со 100 мл дистиллированной воды.

Окисляемость воды или химическое поглощение кислорода в мгО₂/л вычисляют по формуле:

$$\text{ХПК} = \frac{(V_2 - V_1) \cdot C \left(\frac{1}{z^*} \text{KMnO}_4 \right) \cdot 8 \cdot 10^3}{V(\text{H}_2\text{O})}$$

где V_1 – объем раствора перманганата калия, пошедшего на титрование в холостом опыте, мл;

V_2 – объем раствора перманганата калия, израсходованного на титрование исследуемой пробы, мл;

$C_1(1/z^* \text{KMnO}_4)$ – молярная концентрация эквивалента перманганата калия, моль/л;

$V(\text{H}_2\text{O})$ – объем анализируемой воды, мл;

8 – молярная масса эквивалента кислорода, г/моль.

Результаты эксперимента представьте в виде таблицы 10.

Таблица 10

Результаты экспериментальных данных

Номер опыта	Объем анализируемой воды V , мл	Объем раствора KMnO_4 V_1 , мл	Объем раствора KMnO_4 V_2 , мл	Молярная концентрация эквивалента перманганата калия $C_1(1/z^* \text{KMnO}_4)$, моль/л	ХПК мг/л
1					
2					
3					
среднее					

7.3. Контрольные вопросы и задачи

1. Что такое окисляемость воды? Присутствием каких веществ в воде обуславливается ХПК воды?
2. В каких единицах выражают окисляемость воды?
3. Какое влияние оказывает на живые организмы повышенная окисляемость воды?
4. С помощью каких окислителей экспериментально определяют окисляемость воды? Использование какого окислителя приводит к лучшим результатам?
5. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции взаимодействия дихромата калия со щавелевой кислотой в присутствии серной кислоты.
6. Составьте электронные уравнения к окислительно-восстановительной реакции взаимодействия перманганата калия со щавелевой кислотой в присутствии серной кислоты.

Библиографический список

1. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – Л. : Химия, 1987. – С. 596–599 с.
2. Курс общей химии / под ред. Н. В. Коровина. – М. : Высшая школа, 1990. – 446 с.
3. Коровин, Н. В. Общая химия / Н. В. Коровин. – М. : Высшая школа, 1998. – 558 с.
4. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Л. : Химия, 1985. – 351 с.
5. Романцева, Л. М. Сборник задач и упражнений по общей химии / Л. М. Романцева, З. Л. Лещинская, В. А. Суханова. – М. : Высшая школа, 1991. – 288 с.
6. Синюков, В. В. Вода известная и неизвестная / В. В. Синюков. – М. : Знание, 1987. – 174 с.
7. Николадзе, Г. И. Подготовка воды для питьевого и промышленного водоснабжения / Г. И. Николадзе, А. А. Кастальский, Д. М. Минц. – М. : Стройиздат, 1984. – 476 с.
8. Фрог, Б. Н. Водоподготовка / Б. Н. Фрог, А. П. Левченко. – М. : Издательство МГУ, 1996. – 680 с.
9. Николадзе, Г. И. Водоснабжение / Г. И. Николадзе. – М. : Стройиздат, 1989. – 419 с.
10. Основные понятия и законы химии. Растворы : методические указания по химии для индивидуальной и самостоятельной работы студентов всех специальностей и форм обучения / сост. Е. Н. Калюкова, В. Д. Бычков. – Ульяновск : УлПИ, 1991. – 44 с.
11. Задания для самостоятельной работы по курсу химии: Основные понятия и некоторые законы химии. Часть I : методические указания по химии для студентов всех специальностей / сост. Е. Н. Калюкова. – Ульяновск : УлГТУ, 1998. – 56 с.

