

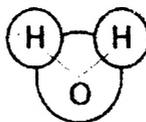
## МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

к лабораторным и практическим работам курсов «Химия» и  
«Основные технологии пищевых производств» по теме

### «Определение физико-химических показателей качества воды»

*для студентов специальностей:*

- 1-70 01 01 Производство строительных изделий и конструкций
- 1-70 02 01 Промышленное и гражданское строительство
- 1-70 02 02 Экспертиза и управление недвижимостью
- 1-70 03 01 Автомобильные дороги
- 1-36 01 01 Технология машиностроения
- 1-36 01 03 Технологическое оборудование машиностроительного производства
- 1-37 01 06 Техническая эксплуатация автомобилей
- 1-37 01 07 Автосервис
- 1-53 01 01 Автоматизация технологических процессов и производств
- 1-36 09 01 Машины и аппараты пищевых производств
- 1-70 04 03 Водоотведение, водоснабжение, очистка природных и сточных вод
- 1-74 05 01 Мелиорация и водное хозяйство
- 1-70 04 02 Теплоснабжение, вентиляция и охрана воздушного бассейна



УДК 543.3:628.16(07)

Методические указания содержат сведения о физических и химических свойствах воды, современных методах анализа. Особое внимание уделено анализу воды для использования в пищевой промышленности. В практической части приведены описания лабораторных работ по определению жёсткости, мутности, окисляемости воды. Составлены контрольные задания, способствующие закреплению у студентов полученных теоретических знаний.

Составитель: Тур Э.А., к.т.н., доцент

Рецензент: Голуб Н.М., к.х.н., доцент, декан биологического факультета УО «Брестский государственный университет имени А.С. Пушкина»

# ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

## СВОЙСТВА ВОДЫ

### 1. Современная информация о строении и свойствах воды

Многие столетия люди не знали, что представляет собой вода и как появилась она на планете. До XIX века не было известно, что вода - химическое соединение. Ее считали обычным химическим элементом. После этого свыше ста лет все и всюду считали, что вода - соединение, описываемое единственно возможной формулой  $H_2O$ . В 1932 году мир облетела сенсация: кроме обычной воды, в природе существует еще и тяжелая вода. Сегодня известно, что изотопных разновидностей воды может быть 135. Состав воды, даже полностью освобожденной от минеральных и органических примесей, сложен и многообразен.

Под *свойствами воды* понимают совокупность биохимических, органолептических, физико-химических, физических, химических и других свойств воды. Многие свойства воды аномальны, это вызвано особенностями строения молекулы воды. Молекула воды обладает угловым строением, ядра которого образуют равнобедренный треугольник.

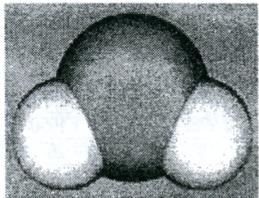


Рисунок1 – Молекулярная структура воды

Анализ данных, полученных из спектров поглощения, показал, что три атома в молекуле воды образуют равнобедренный треугольник с двумя атомами водорода в основании и кислородом в вершине: Валентный угол НОН равен  $104,31^\circ$ . Атомы водорода так глубоко "внедрены" в атом кислорода, что молекула оказывается почти сферической.

Вода ( $H_2O$ ) – это окись водорода, она является наиболее важным и распространенным веществом. В природе не существует чистой воды, в ней обязательно содержатся какие-либо примеси, чистая вода не имеет вкуса и запаха, прозрачна, ее получают в процессе перегонки, после этого она называется *дистиллированной*.

При переходе воды из твердого состояния в жидкое ее плотность не уменьшается, а возрастает, также плотность воды увеличивается при ее нагреве от 0 до  $+4^\circ C$ , максимальную плотность вода имеет при  $+4^\circ C$ . и только при последующем ее нагревании плотность уменьшается.

При  $+4^\circ C$  плотность воды превышает плотность льда, благодаря чему, охлаждаясь, сверху вода опускается на дно лишь до тех пор, пока ее температура не достигнет  $+4^\circ C$ , вследствие чего лед остается на поверхности водоемов, что делает возможным жизнь под слоем льда водной флоры и фауны.

Данные свойства воды связаны с существующими в ней водородными связями, связывающими между собой молекулы, как в жидком, так и в твердом состоянии.

Еще одним свойством воды является то, что она обладает высокой теплоемкостью (4,1868 кДж/кг), это объясняет, почему в ночное время и при переходе от лета к зиме вода остывает медленно, а днем или во время перехода от зимы к лету также медленно нагревается. Благодаря этому свойству вода является регулятором температуры на Земле. Вода обладает большой удельной теплоемкостью и является хорошим теплоносителем.

Среди всех жидкостей вода имеет самое высокое поверхностное натяжение, исключение составляет только ртуть. Дистиллированная вода не проводит электрический ток, так как она является слабым электролитом и диссоциирует в малой степени. Однако вода способна стать хорошим проводником при условии растворения в ней даже малого количества различных соединений, способных диссоциировать на ионы.

По массе в состав воды входит 88,81% кислорода и 11,19% водорода, вода кипит при температуре +100°C, а замерзает при 0°C, она плохой проводник для электричества и теплоты, но хороший растворитель.

Вода является *растворителем*, необходимым для протекания биохимических реакций, она хорошо растворяет ионные и многие ковалентные соединения. Своими способностями к растворению многих веществ вода обязана полярности своих молекул (при растворении ионных веществ молекулы воды ориентируются вокруг ионов).

*Тяжелой* (D<sub>2</sub>O) называется вода, в состав которой входит изотоп водорода дейтерий; химические реакции с такой водой протекают медленнее, чем с обычной.

Таблица 1 – Физические свойства обычной и тяжелой воды

Физические свойства	H <sub>2</sub> O	D <sub>2</sub> O
Температура кипения (°C)	100	101,4
Температура кристаллизации (°C)	0	3,8
Плотность при 20°C (г/см <sup>3</sup> )	0,9982	1,1050
Молекулярная масса	18	20

Физические свойства воды аномальны, вода является единственным веществом на Земле, существующим в жидком, твердом и газообразном состояниях.

## 2. Плотность воды

Одно из важнейших свойств воды - ее плотность. Максимальную плотность пресная вода имеет при 4 °С. При этой температуре один килограмм воды занимает минимальный объем. При понижении температуры от 4 °С до 0 плотность уменьшается, т. е. вода с температурой 4°C находится внизу, а более холодная поднимается наверх, где и замерзает, превращаясь в лед. Плотность обычного льда - твердой кристаллической фазы воды - меньше плотности воды, поэтому лед плавает на поверхности, предохраняя воду от дальнейшего охлаждения. Он выступает в роли ледяной «шубы», защищающей пресноводный объект от полного промерзания. Таким образом, формируются условия для жизни обитателей водоемов при низких температурах.

В морской воде растворено значительное количество солей, и она ведет себя при охлаждении совершенно по-другому. Температура ее замерзания зависит от содержания, но в среднем составляет - 1,9°C. Максимальная плотность такой воды - при температуре -3,5°C. Морская вода превращается в лед, не достигая максимальной плотности. Поэтому происходит вертикальное перемешивание морской воды при ее охлаждении от плюсовой температуры до температуры замерзания. Благодаря такой циркуляции нижние горизонты океана обогащаются кислородом, а в верхние слои из нижней поступает вода, богатая питательными веществами. Необходимо отметить, что как морской, так и пресный лед легче воды и плавает на ее поверхности, предохраняя глубинные слои воды в морях и океанах от непосредственного контакта с холодными массами воздуха и способствуя тем самым сохранению тепла

### 3. Термодинамические константы воды

Вода имеет особенные, аномальные свойства. В первую очередь это касается таких термодинамических констант, как теплоемкость воды, теплота парообразования, скрытая теплота плавления льда. Аномальный характер этих величин определяет большинство физико-химических и биологических процессов на Земле.

Удельная теплоемкость воды составляет 4,1868 кДж/(кг·К), что почти вдвое превышает удельную теплоемкость таких веществ, как этиловый спирт (2,847), растительное масло (2,091), парафин (2,911) и многие другие. А это значит, что при нагревании на одинаковое количество градусов вода способна воспринять почти вдвое больше тепла, чем перечисленные жидкости. Но и при остывании вода отдает больше тепла, чем другие жидкости. Поэтому при нагревании вод Мирового океана под воздействием солнечных лучей и их остывании при отсутствии энергии солнечной радиации теплоемкость выступает как свойство, обеспечивающее минимальные колебания температуры воды днем и ночью, летом и зимой.

Аномально высокое значение имеет теплота парообразования воды. Эта величина более чем вдвое превышает теплоту парообразования этанола, серной кислоты, анилина, ацетона и других веществ. Поэтому даже в самое жаркое время вода испаряется крайне медленно, что способствует ее сохранению и, следовательно, сохранению жизни на Земле.

Высокое значение скрытой теплоты плавления льда также обеспечивает стабильность температурного режима на планете.

Одно из интересных свойств воды заключается в том, что ее наименьшая теплоемкость приходится на температуру (+37)°С, а это значит, что при данной температуре необходимы минимальные энергетические затраты для ее изменения. Вода имеет аномально высокие значения и других констант. Вещества, образованные соединением водорода со стоящими в одном ряду периодической таблицы кислородом, серой, селеном, теллуrom, называются гидридами. Гидрид кислорода называется водой. Необычность свойств гидрида кислорода, по сравнению со свойствами других гидридов, заключается в том, что, в отличие от них, вода в обычных условиях (при нормальном давлении и температуре от 0 до 100 °С) находится в жидком состоянии, а не в газообразном.

Если бы вода не обладала аномальными значениями температуры кипения и замерзания, то эти процессы происходили бы при значительно более низких отрицательных температурах, и вода в жидком виде присутствовала бы на более холодных планетах. Следовательно, жизнь на земле в этом случае не могла бы существовать без воды.

### 4. Основные свойства воды при различном атмосферном давлении

#### 4.1 Свойства чистой воды

Чистая вода представляет собой прозрачную жидкость без цвета и запаха. При давлении 1 атм. вода замерзает при температуре 0°С, а кипит при 100°С. При повышении давления вдвое вода закипает при температуре 120°С, а при понижении вдвое - при 81°С. Однако при уменьшении давления температура плавления льда (или замерзания воды) повышается.

Очевидно, что при низких давлениях вода может существовать только в виде льда или пара, а при высоких температурах - только в виде пара. Существуют также критические значения давления и температуры воды. При давлении свыше 22,1 атм. и температуре свыше 374,4°С исчезает разница между жидкостью и паром - вода существует в газообразном состоянии.

#### 4.2 Способность воды к растворению

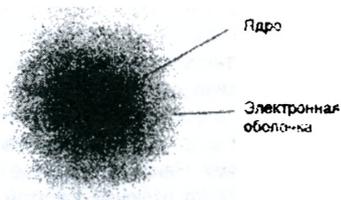
Основная особенность воды - ее способность растворять другие вещества. Способность веществ к растворению зависит от их диэлектрической постоянной. Чем она выше, тем больше способно вещество растворять другие вещества. Для воды эта величина выше, чем для воздуха или вакуума в 9 раз. Поэтому химически чистые воды практически не встречаются в природе. В воде всегда растворены какие-либо вещества или химические соединения. Считается, что в водах Мирового океана могут быть растворены все элементы таблицы периодической системы Д.И. Менделеева; на настоящее время их обнаружено более 80. Даже редкие и радиоактивные элементы находятся в водах морей и океанов. В наибольшем количестве содержатся хлор, натрий, магний, сера, кальций, калий, бром, углерод, стронций, бор. Золото растворено в водах Мирового океана по 3 кг на душу населения Земли.

#### 4.3 Строение атома водорода

Наиболее распространенным во Вселенной элементом является водород. Атом водорода состоит из одного положительного заряда - протона, который находится в ядре, и одного отрицательного - электрона, который располагается на орбите. В ядре атома водорода может также находиться несколько нейтральных частиц - нейтронов. На рис. 1.5 представлено схематическое изображение атома водорода. Водород имеет три изотопа: протий  ${}^1\text{H}$ , дейтерий  ${}^2\text{H}$  (или  $\text{D}$ ) и тритий  ${}^3\text{H}$  (или  $\text{T}$ ). Массовое число, обозначаемое верхним индексом, характеризует количество тяжелых частиц - нуклонов (протонов и нейтронов) - в ядре. Например, у протия в ядре один протон, у дейтерия - один протон и один нейтрон, у трития - один протон и два нейтрона. В природной воде протий и дейтерий содержатся в соотношении 6800:1. Трития в природе ничтожно мало. Хотя положительный заряд ядра равен отрицательному заряду электрона, тем не менее один атом водорода способен заполнять свою единственную оболочку двумя электронами (создавать так называемые водородные связи) или отдавать этот электрон и становиться положительно заряженным ионом. Ион водорода постоянно присутствует в воде, и его концентрация определяет один из важнейших показателей качества воды - кислотность  $\text{pH}$ .

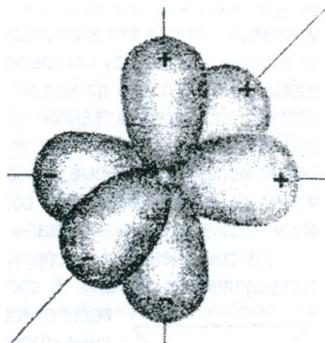
#### 4.4 Строение атома кислорода

Благодаря незаполненности электронной оболочки, на которой не хватает двух электронов, кислород обладает способностью вступать в реакции с другими элементами, являясь одним из самых активных химических элементов. Связанный кислород составляет более 85% гидросферы, более 45% литосферы и более 23% атмосферы. Кислород стоит на первом месте по числу образуемых минералов (1364), в живых организмах содержится около 70% кислорода, он входит в состав важнейших органических соединений - белков, жиров, аминокислот. Исключительно велика роль кислорода в биохимических и физиологических процессах. Практически все животные, растения и микроорганизмы (за исключением микробов-анаэробов) получают необходимую для жизнедеятельности энергию за счет биологического окисления различных веществ при помощи кислорода. Все окислительные процессы в природных водах, приводящие к самоочищению водных объектов, также протекают благодаря присутствию в воде кислорода. В природе известны три разновидности кислорода - три стабильных изотопа кислорода:  ${}^{16}\text{O}$ ,  ${}^{18}\text{O}$  (тяжелый) и  ${}^{17}\text{O}$ , среднее содержание которых составляет соответственно 99,759; 0,204 и 0,037% от общего числа атомов кислорода на Земле. Изотопы различаются количеством нейтральных частиц (нейтронов), входящих в состав ядра, при этом количество протонов в ядре одинаково и равно восьми. На рис. 2 приведено схематическое изображение атома кислорода.



**Рисунок 3** Схематическое изображение атома кислорода

**Рисунок 2** – Схематическое изображение атома водорода

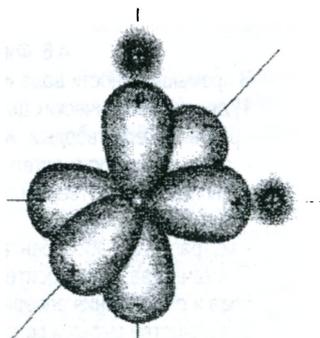


Особенностью атома кислорода является незаполненность внешней электронной оболочки; для этого не хватает двух электронов. Конфигурация атома кислорода записывается как  $1s^2 2s^2 2p^4$ . Число электронов в атоме кислорода равно сумме верхних индексов при обозначении *s*- и *p*-орбиталей. На *s*-орбитали может присутствовать не более 2 электронов, на трех *p*-орбиталях - не более 6. *S*-орбитали у атома кислорода заняты полностью, на одной *p*-орбитали расположены два парных электрона, а двум *p*-орбиталям до заполнения не хватает 2 электронов. Способность атома кислорода к взаимодействию с другими веществами определяется именно этим.

#### 4.5 Строение молекулы воды

Водород и кислород - являются антагонистами. Один из них господствует в Космосе, другой - на Земле. Один (водород) стремится отдать единственный электрон своей электронной оболочки, а другой (кислород) стремится заполучить два электрона от других химических элементов. Схематическое строение молекулы воды представлено на рис. 4

Химическая формула воды записывается как  $H_2O$ . Однако 99,97% всей воды в гидросфере представлено обычной водой вида  $^1H_2^{16}O$ ; доля тяжелой воды  $^2H_2^{16}O$  составляет менее 0,02%. Современной науке известно несколько моделей, с помощью которых можно разрешить многие аномальные свойства воды. Считается, что некоторые свойства определяются количеством ассоциаций молекул мономеров  $(H_2O)_1$ , димеров  $(H_2O)_2$  и тримеров  $(H_2O)_3$ , которые преимущественно присутствуют в воде при различных температурах.



**Рисунок 4** – Схематическое изображение молекулы воды

Современной науке известно несколько моделей, с помощью которых можно разрешить многие anomальные свойства воды. Считается, что некоторые свойства определяются количеством ассоциаций молекул мономеров  $(\text{H}_2\text{O})_1$ , димеров  $(\text{H}_2\text{O})_2$  и тримеров  $(\text{H}_2\text{O})_3$ , которые преимущественно присутствуют в воде при различных температурах.

Так, при температуре около 0 в воде присутствуют в основном тримеры, при температуре около 4°C - димеры, а в газообразном состоянии вода содержит главным образом момеры. Иногда эти ассоциации называют тригидролями. Некоторые ученые предлагают рассматривать воду как совокупность ассоциаций молекул, включая при этом в каждую ассоциацию от одной до восьми молекул. Другие считают, что структура воды представляет собой пространственное «кружево», образованное различными «мерцающими кластерами». Третьи предлагают исследовать свойства воды с учетом особенностей строения ее молекулы, которые, в свою очередь, определяются особенностями составляющих молекулу воды элементов. В соответствии с современными представлениями, молекула воды похожа на маленький магнит.

Датский ученый Н. Бьеррум в 1951 г. предложил модель молекулы воды с точечным распределением зарядов. В соответствии с современными представлениями, молекула воды представляет собой тетраэдр (или пирамиду, рис. 5), в середине которого размещен центр молекулы, а в углах - электрические заряды.

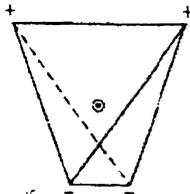


Рисунок 5 – Схема молекулы воды в виде тетраэдра

Таким образом, молекула воды представляет собой диполь, один из полюсов которого имеет положительный заряд, а другой - отрицательный. Полюсы диполя разнесены на некоторое расстояние, поэтому в электростатическом поле диполь воды разворачивается вдоль линий напряженности электрического поля. Если электростатическое поле образовано отрицательно заряженным ионом, то диполь воды разворачивается к этому иону своим положительным полюсом, и наоборот. Свойства воды как растворителя во многом определяются поляризованным строением ее молекулы. Высокая полярность молекул является причиной активности воды при химических взаимодействиях, при растворении в ней солей, кислот и оснований, т. е. при образовании электролитов. Вода способна растворять многие вещества, создавая с ними однородные физико-химические системы переменного состава. Растворенные в природных водах соли находятся в ионном состоянии, т. е. подвергнуты электролитической диссоциации.

#### 4.6 Физико-химические свойства воды

В промышленности вода используется в следующих направлениях:

1) для технологических целей в качестве:

- растворителя твердых, жидких и газообразных веществ;
- среды для осуществления физических и механических процессов (флотация, транспортировка твердых материалов в виде пульпы);
- промывной жидкости;
- экстрагента и абсорбента различных веществ;

2) в качестве теплоносителя (в виде горячей воды или пара) и хладагента для обогрева и охлаждения аппаратуры;

3) в качестве сырья и реагента для производства различной продукции.

Вода, используемая в промышленности, должна удовлетворять по качеству определенным требованиям того или иного производства. Качество воды определяется совокупностью её физико-химических свойств:

- органолептических (цвет, прозрачность (мутность), запах);
- pH;
- окисляемость;
- жёсткость;
- общее солесодержание.

**Жёсткостью** называется свойство воды, обусловленное присутствием в ней солей кальция и магния. В зависимости от природы анионов различают *временную* (карбонатную), зависящую от наличия в воде гидрокарбонатов  $\text{HCO}_3^-$  – **Жв**, и *постоянную* (некарбонатную) жёсткость, вызываемую присутствием хлорид-ионов  $\text{Cl}^-$ , сульфат-ионов  $\text{SO}_4^{2-}$ , нитрат-ионов  $\text{NO}_3^-$  – **Жп**. Сумма временной и постоянной жесткости называется *общей жёсткостью* воды **Жо** и рассчитывается по формуле :

$$\text{Жо} = \text{Жв} + \text{Жп}$$

Жёсткость воды выражается суммой концентраций ионов кальция и магния, содержащихся в 1 литре воды ммоль/л или мэкв/л.

**Окисляемостью** называется свойство воды, обусловленное присутствием в ней органических веществ, соединений железа и сероводорода, способных окисляться различными окислителями. Так как состав этих примесей непостоянен, окисляемость воды выражается в количестве перманганата калия или эквивалентном ему количестве кислорода, затраченного на окисление 1 литра воды, мг/л.

Активная реакция воды характеризует её *кислотность* и *щёлочность*. Она зависит от присутствия в воде некоторых газов, реагирующих с водой (хлор, оксид углерода IV), а также различных растворимых органических веществ. Для большинства природных вод активная среда характеризуется величиной pH=6,5 – 8,5.

## ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

### ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. До начала лабораторной работы, используя методические указания (практикум), учебник и конспект лекций, следует подготовиться к ней.
2. В лаборатории рекомендуется работать в халате. В помещении лаборатории запрещается снимать и развешивать верхнюю одежду, громко разговаривать, принимать пищу, курить.
3. Звуковые сигналы мобильных телефонов во время занятий должны быть отключены.
4. Запрещается покидать помещение лаборатории без разрешения преподавателя.
5. Запрещается без разрешения преподавателя включать и выключать электричество на рабочих столах, газовые и водяные краны, приборы.
6. Рабочее место следует содержать в чистоте, не загромождая его лишними предметами. На рабочем столе должно находиться только то, что нужно для выполнения текущей работы.
7. Рекомендуется хранить портфели, сумки и другие вещи в специально отведенных местах в лабораторных столах.
8. Реактивы, предназначенные для общего пользования, находятся в специально отведенных для них местах (под тягой, на полках рабочих мест или на специальных столах), нельзя перемещать их оттуда. После взятия требуемого количества реактива немедленно следует вернуть на место пробки или пипетки от них, чтобы не спутать пробки от разных реактивов. Если к бутылки с раствором не прилагается пипетка, следует использовать чистую пипетку, которую необходимо промыть после использования. Твердые реактивы рекомендуется брать из тары шпателем или фарфоровой ложкой.

9. Если реактив взят в избытке и не израсходован полностью, нельзя возвращать его обратно в тару (склянку или банку).

10. По окончании работы рекомендуется убрать свое рабочее место, выключить приборы, которые были использованы, закрыть краны с водой и газом. Сдать свои рабочие места дежурным из числа студентов. Дежурные по окончании работы группы сдают рабочие места лаборантам кафедры.

11. Запрещается проводить опыты, не относящиеся к данной работе, без разрешения преподавателя.

12. При создании нестандартной ситуации в лаборатории следует немедленно сообщить об этом преподавателю и выйти из лаборатории.

### **ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ И МЕРЫ ПРЕДОСТОРОЖНОСТИ**

1. Все опыты, связанные с применением или образованием ядовитых веществ, а также вредных паров и газов, рекомендуется проводить только в вытяжном шкафу, дверцы которого должны быть опущены на треть.

2. В случае прекращения работы вентиляционных установок все опыты в вытяжных шкафах должны быть прекращены.

3. Запрещается проводить любые опыты со взрывчатыми и огнеопасными смесями.

4. Опыты с легковоспламеняющимися веществами необходимо проводить в малых количествах (не более 2 мл) и вдали от открытого огня.

5. При нагревании растворов и веществ в пробирке рекомендуется использовать держатель. Не следует обращать отверстие пробирки в сторону работающих рядом студентов.

6. Не следует наклоняться над сосудом, в котором происходит нагревание или кипение жидкости, во избежание попадания брызг в лицо.

7. При необходимости определить запах паров (выделяющегося газа) легким движением ладони следует направить струю газа от горла сосуда к себе и осторожно вдохнуть.

8. При разбавлении концентрированных кислот и щелочей следует небольшими порциями вливать кислоту (или концентрированный раствор щелочи) в воду по стенке сосуда, либо по стеклянной палочке, непрерывно помешивая образующийся раствор.

9. Если склянка с легко воспламеняющейся жидкостью опрокинулась или разбилась, следует немедленно выключить все находящиеся вблизи источники открытого огня, засыпать разлитую жидкость песком, собрать его и перенести в предназначенный для этого железный ящик.

10. При попадании концентрированного раствора кислоты на кожу необходимо немедленно промыть место ожога струей воды в течение нескольких минут. После этого можно либо промыть обожженное место 2-3% раствором соды, либо вымыть с мылом.

11. При сильных ожогах после оказания первой помощи рекомендуется обратиться к врачу.

12. При ожоге концентрированными растворами щелочей следует промыть обожженное место струей воды до тех пор, пока кожа не будет казаться скользкой, после чего необходимо промыть 1% раствором уксусной кислоты, затем - снова водой.

13. При термическом ожоге необходимо охладить пораженное место, для чего следует поместить его под струю холодной воды. После охлаждения пораженное место рекомендуется смазать мазью от ожогов.

14. При попадании раствора любого реактива в глаз необходимо немедленно промыть его большим количеством воды, после чего сразу же обратиться к врачу.

15. При отравлении газообразными веществами (сероводородом, хлором, парами брома) необходимо выйти (вывести пострадавшего) на свежий воздух, а затем обратиться к врачу.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЩЕЙ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ

**Цель работы:** изучить комплексонометрический метод определения общей жесткости в воде. Оценить жесткость проб воды в соответствии с классификациями, приведенными в данной работе.

#### ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

**Жесткостью** называют свойство воды, обусловленное наличием в ней растворимых солей кальция и магния.

Понятие жесткости воды принято связывать с катионами кальция ( $\text{Ca}^{2+}$ ) и в меньшей степени магния ( $\text{Mg}$ ). В действительности, все двухвалентные катионы в той или иной степени влияют на жесткость. Они взаимодействуют с анионами, образуя соединения (соли жесткости), способные выпадать в осадок. Одновалентные катионы (например, натрий  $\text{Na}^+$ ) таким свойством не обладают. В таблице 1 приведены основные катионы металлов, вызывающие жесткость, и главные анионы, с которыми они связаны.

На практике стронций, железо и марганец оказывают на жесткость очень небольшое влияние, поэтому ими обычно пренебрегают. Алюминий ( $\text{Al}^{3+}$ ) и трехвалентное железо ( $\text{Fe}^{3+}$ ) так же влияют на жесткость, но при уровнях pH природных вод их растворимость мала и, соответственно, "вклад" в жесткость ничтожно мал. Аналогично не учитывается и незначительное влияние бария ( $\text{Ba}^{2+}$ ).

Таблица 1 - Ионы, вызывающие жесткость воды

<b>Катионы</b>	Кальций $\text{Ca}^{2+}$	Магний $\text{Mg}^{2+}$	Стронций $\text{Sr}^2$	Железо $\text{Fe}^{2+}$	Марганец $\text{Mn}^{2+}$
<b>Анионы</b>	Гидрокарбонат $\text{HCO}_3^-$	Сульфат $\text{SO}_4^{2-}$	Хлорид $\text{Cl}^-$	Нитрат $\text{NO}_3^-$	Силикат $\text{SiO}_3^{2-}$

Различают следующие виды жесткости. **Общая жесткость** определяется суммарной концентрацией ионов кальция и магния. Представляет собой сумму карбонатной (временной) и некарбонатной (постоянной) жесткости. **Карбонатная жесткость** обусловлена наличием в воде гидрокарбонатов и карбонатов (при  $\text{pH} > 8,3$ ) кальция и магния. Данный тип жесткости почти полностью устраняется при кипячении воды и поэтому называется **временной жесткостью**. При нагреве воды гидрокарбонаты распадаются с образованием угольной кислоты и выпадением в осадок карбоната кальция и гидроксида магния. **Некарбонатная жесткость** обусловлена присутствием кальциевых и магниевых солей сильных кислот (серной, азотной, соляной) и при кипячении не устраняется (**постоянная жесткость**).

В мировой практике используется несколько единиц измерения жесткости, все они определенным образом соотносятся друг с другом. В России Госстандартом в качестве единицы жесткости воды установлен моль на кубический метр (моль/м<sup>3</sup>) или мг-экв/л. Кроме этого, в зарубежных странах широко используются такие единицы жесткости, как: немецкий градус (do, dH), французский градус (fo), американский градус, ppm  $\text{CaCO}_3$ . Соотношение этих единиц жесткости представлено в таблице 2.

Таблица 2 - Единицы жесткости воды

Моль/м <sup>3</sup> (мг-экв/л)	Немецкий градус, do	Французский градус, fo	Американский градус	ppm (мг/дм <sup>3</sup> ) $\text{CaCO}_3$
1,000	2,804	5,005	50,050	50,050

Один немецкий градус соответствует 10 мг/дм<sup>3</sup> CaO или 17,86 мг/дм<sup>3</sup>  $\text{CaCO}_3$  в воде. Один французский градус соответствует 10 мг/дм<sup>3</sup>  $\text{CaCO}_3$  в воде. Один американский градус соответствует 1 мг/дм<sup>3</sup>  $\text{CaCO}_3$  в воде.

Ионы кальция ( $\text{Ca}^{2+}$ ) и магния ( $\text{Mg}^{2+}$ ), обуславливающие жесткость, присутствуют во всех минерализованных водах. Их источником являются природные залежи известняков, гипса и доломитов. Ионы кальция и магния поступают в воду в результате взаимодействия

растворенного диоксида углерода с минералами и при других процессах растворения и химического выветривания горных пород. Источником этих ионов могут служить также микробиологические процессы, протекающие в почвах на площади водосбора, а также сточные воды различных предприятий.

Жесткость воды колеблется в широких пределах, и существует множество типов классификаций воды по степени ее жесткости. Ниже в таблице 3 приведены четыре примера классификации. Две классификации из российских и белорусских источников - из справочника "Гидрохимические показатели состояния окружающей среды" и учебника для вузов "Водоподготовка". А две из зарубежных: нормы жесткости немецкого института стандартизации (DIN 19643) и классификация, принятая Агентством по охране окружающей среды США (USEPA) в 1986.

Таблица 3 - Классификации жесткости воды

Жесткость воды, мг-экв/л	Справочник по гидрохимии	Водоподготовка	Германия DIN19643	USEPA
0-1,5	Мягкая	Очень мягкая	Мягкая	Мягкая
1,5-1,6		Мягкая		Средней жесткости
1,6-2,4			Достаточно жесткая	
2,4-3,0				Умеренно жесткая
3,0-3,6		Средней жесткости	Жесткая	
3,6-4,0	Жесткая			Очень жесткая
4,0-6,0		Жесткая	Очень жесткая	
6,0-8,0	Жесткая			Очень жесткая
8,0-9,0		Очень жесткая	Очень жесткая	
9,0-12,0	Очень жесткая			Очень жесткая
Свыше 12,0		Очень жесткая	Очень жесткая	

Жесткость поверхностных вод, как правило, меньше жесткости вод подземных. Жесткость поверхностных вод подвержена заметным сезонным колебаниям, достигая обычно наибольшего значения в конце зимы и наименьшего в период половодья, когда обильно разбавляется мягкой дождевой и талой водой. Морская и океанская вода имеют очень высокую жесткость (десятки и сотни мг-экв/л). Приемлемость питьевой воды по степени жесткости может существенно варьироваться в зависимости от местных условий. Порог вкуса для иона кальция лежит в диапазоне 2-6 мг-экв/л, в зависимости от соответствующего аниона, а порог вкуса для магния и того ниже. Для потребителей приемлема вода с жесткостью не выше 10 мг-экв/л. В некоторых случаях высокая жесткость ухудшает органолептические свойства воды, придавая ей горьковатый вкус и оказывая отрицательное действие на органы пищеварения.

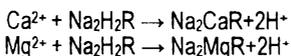
В зависимости от pH и щелочности, вода с жесткостью выше 4 мг-экв/л может вызвать в распределительной системе отложение шлаков и накипи, особенно при нагревании. Кроме того, при взаимодействии солей жесткости с моющими веществами (мыло, стиральные порошки, шампуни) происходит образование «мыльных шлаков» в виде пены. Это приводит не только к значительному перерасходу моющих средств. Такая пена после высыхания остается в виде налета на сантехнике, белье, человеческой коже, на волосах.

Вместе с тем, мягкая вода с жесткостью менее 2 мг-экв/л имеет низкую буферную емкость (щелочность) и может, в зависимости от уровня pH и ряда других факторов, оказывать повышенное коррозионное воздействие на водопроводные трубы. Поэтому, в ряде применений (особенно в теплотехнике), приходится проводить специальную обработку воды с целью достижения оптимального соотношения между жесткостью воды и ее коррозионной активностью.

### ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Метод определения общей жесткости является комплексно-метрическим (титриметрическим) и основан на образовании прочного комплексного соединения катионов кальция и магния с реактивом — трилоном Б (двуназдовой солью этилендиаминтетрауксусной ки-

слоты) в щелочной среде (pH 10,0-10,5) в присутствии индикатора - кислотного хром темно-синего. Определение протекает по схеме:



где R- радикал этилендиаминтетрауксусной кислоты ( $(\text{OOCCH}_2)_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{N}(\text{CH}_2\text{COO})_2$ ).

Используемый метод соответствует принятому в практике санитарно-химических анализов (ГОСТ 4151) и обеспечивает достоверность результатов. Диапазон измеряемых величин общей жесткости - от 0,5 до 10,0 мг-экв/л и более. Объем пробы, необходимой для анализа, составляет 10 мл (может быть увеличен до 250 мл при анализе растворов с пониженной величиной общей жесткости). Продолжительность выполнения анализа — не более 5 мин. Абсолютная погрешность определения общей жесткости по суммарной концентрации катионов кальция и магния не превышает: при объеме пробы 10,0 мл - 0,5 мг-экв/л; при объеме пробы 250,0 мл - 0,05 мг-экв/л.

### ОБОРУДОВАНИЕ, ПРИБОРЫ И МАТЕРИАЛЫ

1. Раствор буферный аммиачный;
2. Раствор трилона Б (0,05 мг-экв/л, титр.);
3. Пипетка – капельница;
4. Шприц медицинский для титрования;
5. Раствор индикатора хром темно-синего кислотного;
6. Слянка с меткой «10 мл» или «250 мл»;
7. Пипетка или бюретка для титрования;
8. Мерный цилиндр на 50 мл;
9. Плоскодонная колба на 300, 450 или 500 мл.

### МЕТОДИКА ПРОВЕДЕНИЯ АНАЛИЗА

Мерную склянку ополаскивают несколько раз анализируемой водой. В склянку наливают до метки анализируемую воду (10,0 мл или 250,0 мл). Добавляют в склянку разными пипетками 6-7 капель раствора буферного аммиачного и 4-5 капель раствора индикатора хром темно-синего. Герметично закрывают склянку пробкой и встряхивают для перемешивания. Постепенно титруют содержимое склянки раствором трилона Б с помощью пипетки и шприца или бюретки до перехода окраски в точке эквивалентности из вишне-красной в ярко-голубую, наблюдая окраску на белом фоне при достаточной освещенности. Периодически встряхивают склянку для перемешивания пробы. Определяют объем раствора, пошедший на титрование общей жесткости ( $V_{\text{ож}}$ , мл).

Примечание. После изменения окраски пробу необходимо выдержать еще 0,5 мин. для полного протекания реакции. Окраска раствора может восстановиться. В этом случае необходимо добавить еще некоторое количество раствора трилона Б. Опыт повторите трижды. После проведения анализа склянку для титрования и пипетки промывают чистой водой, склянки с растворами реактивов герметично закрывают и укладывают в коробку или ставят на полки.

При необходимости выполнения более точных анализов, либо анализов растворов с пониженной величиной  $J_0$  (менее 0,5 ммоль/л эквивалента), рекомендуется отбирать анализируемую пробу в количестве, обратно пропорциональном величине общей жесткости, но не более 250 мл. Для этого пробы отбирают с помощью мерной колбы или пипетки. Расчет общей жесткости проводят по формуле :

$$J_0 = \frac{V_{\text{ож}} \cdot 0,05 \cdot K \cdot 1000}{V_{\text{пр}}}$$

где  $J_0$  – общая жесткость, мг-экв/л;

0,05 - концентрация раствора трилона Б. мг-экв/л;

$V_{ож}$  - количество раствора трилона Б, израсходованного на титрование, мл;  
 $K$  - поправочный коэффициент к концентрации раствора трилона Б;  
 $V_{пр}$  - объем пробы, взятой для анализа, мл;  
 1000-коэффициент пересчета единиц измерений.

### ХОД РАБОТЫ

Определить жесткость воды с помощью комплексо-метрического метода. Результаты эксперимента и расчетов внести в таблицу 4.

Таблица 4 - Экспериментальные данные количественного анализа общей жесткости

Наименование пробы	Объем пробы, взятой для анализа, $V_{пр}$ , мл	Кол-во раствора трилона Б, пошедшего на титрование, $V_{ож}$ , мл	Величина общей жесткости, $Ж_о$ мг-экв/л
1			
2			
3			

На основании трёх определений вычислить среднее значение общей жёсткости.

### КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что такое жесткость воды?
2. Дайте определение карбонатной и некарбонатной жесткости воды.
3. Перечислите типы жесткости.
4. Какими ионами обусловлена жесткость воды?
5. Назовите единицы измерения жесткости воды.
6. Как подразделяются природные воды по величине жесткости? Какие существуют классификации жесткости воды?
7. Как влияет на организм жесткая вода?
8. Почему мягкая вода не всегда подходит для использования в быту?
9. Назовите источники возникновения жесткой воды в природе.
10. Объясните сущность метода определения общей жесткости.
11. Напишите схему протекания реакций в данном методе.
12. Напишите формулы, по которым определяется величина жесткости.

### ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Сколько граммов  $Ca(OH)_2$  необходимо прибавить к 1000 л воды, чтобы устранить временную жёсткость, равную 2,86 мг-экв/л?
2. Вычислить временную жёсткость воды, зная, что на реакцию с гидрокарбонатом, содержащимся в 100 мл этой воды, потребовалось 5 мл 0,1н раствора HCl.
3. Чему равна временная жёсткость воды, в 1 л которой содержится 0,146 г гидрокарбоната магния?
4. Жёсткость воды, содержащей только гидрокарбонат кальция, равна 1,785 мг-экв/л. Определить массу гидрокарбоната в 1 л воды.
5. Сколько карбоната натрия следует добавить к 5 л воды, чтобы устранить общую жёсткость, равную 4,6 мг-экв/л?
6. В 1 л воды содержится 38 мг ионов магния и 108 г ионов кальция. Вычислить общую жёсткость воды.
7. При кипячении 250 мл воды, содержащей гидрокарбонат кальция, выпал осадок массой 3,5 мг. Определить жёсткость воды.
8. Какие химические реакции происходят при добавлении к жёсткой воде: а)  $Ca(OH)_2$ , б)  $Na_2CO_3$ , в) NaOH? Рассмотрите случаи постоянной и временной жёсткости.
9. Запишите химические реакции, протекающие при устранении жёсткости фосфатным и известково-содовым методами.

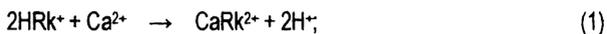
## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

### УМЯГЧЕНИЕ ВОДЫ ПРИ ПОМОЩИ ИОНООБМЕННЫХ СМОЛ

**Цель работы:** произвести умягчение воды при помощи метода катионирования; определить жёсткость воды до и после умягчения.

#### ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Одним из методов устранения жесткости воды является метод ионного обмена. Обработка воды методом ионного обмена основана на пропускании ее через фильтрующий слой ионообменного материала (ионита), практически нерастворимого в воде, но способного взаимодействовать (обмениваться) с содержащимися в воде ионами. Иониты, или ионообменные смолы, представляют собой пористые полимерные частицы размером 0,2–1,0 мм, содержащие подвижные ионы, способные к обмену. При пропускании воды через слой ионита происходит обмен ионов электролитов, растворенных в воде, на эквивалентное число ионов из ионитов, в результате чего изменяется ионный состав воды и самих ионитов. Если в результате такой обработки воды происходит обмен катионами, то процесс называется **катионированием**, а само вещество – **катионитом**. При обмене анионами процесс называется **анионированием**, а ионообменный материал – **анионитом**. В катионитах подвижными ионами, способными к обмену, часто используются ионы водорода или натрия, связанные со сложными органическими радикалами (Rk), в анионитах – гидроксид-ионы, также связанные с радикалом (Ra). Катионит в водородной или натриевой формах в воде обменивает подвижные ионы водорода (натрия) на ионы жесткости  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ . Эти реакции идут следующим образом:

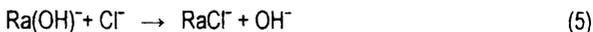
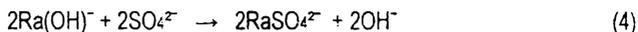
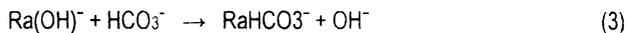


При  **$\text{H}^+$ -катионировании** по мере поглощения ионов жесткости и выделения в воду обменных ионов водорода фильтрат приобретает кислую реакцию, т. к. происходит образование эквивалентной массы свободных минеральных кислот. Увеличивается электропроводность воды, т. к. подвижность ионов водорода выше подвижности ионов металлов. Общее солесодержание воды оказывается меньше, чем у исходной воды, т.к. масса перешедших в воду ионов водорода меньше массы ионов  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ .

При  **$\text{Na}^+$ -катионировании** вода приобретает щелочную реакцию. Общее солесодержание воды несколько возрастает, т. к. масса перешедших в воду ионов натрия выше эквивалентных масс магния и кальция. Электропроводность воды также несколько возрастает из-за появления в воде подвижных ионов гидроксила  $\text{OH}^-$ .

По законам ионного обмена в ряду активности катионов  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  каждый последующий катион поглощается катионитом интенсивнее, чем предыдущий. Каждый предыдущий ион может быть вытеснен из катионита последующим, если они находятся в сопоставимых концентрациях.

При фильтровании через слой анионита в  $\text{OH}^-$  - форме происходит обмен ионов  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{HSiO}_3^-$  из исходной воды на ион  $\text{OH}^-$  в эквивалентном соотношении:



При анионировании исходной воды общее солесодержание фильтрата снижается, т. к. масса ионов  $\text{OH}^-$  меньше массы ионов  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{HSiO}_3^-$  и др. Вода приобретает щелочную реакцию. Электропроводность фильтрата будет выше, чем у исходной воды.

**Ряд активности анионов:**  $\text{HSiO}_3^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ .

Каждый предыдущий анион может быть вытеснен из анионита последующим, если они находятся в сопоставимых концентрациях.

Полное химическое обессоливание воды ионитами применяют при общем солесодержании исходной воды до 1000 мг/л. Частичное обессоливание можно проводить при более высоком солесодержании – до 1500–2000 мг/л.

При пропускании воды через слой ионита происходит истощение его обменной емкости. Для восстановления обменной емкости фильтра необходимо проводить регенерацию ионита.

Для регенерации катионита в  $\text{H}^+$  - форму используют 1,5–3,5%-й раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , для регенерации в  $\text{Na}^+$  - форму катионит обрабатывают 4–5%-м раствором хлорида натрия. Регенерацию анионита проводят, как правило, 3–4%-м раствором гидроксида натрия. Соли, образовавшиеся в результате регенерации фильтра, удаляются из него при промывке фильтра.

По мере работы ионообменных фильтров катионит и анионит слеживаются, при этом не только возрастает гидравлическое сопротивление при фильтрации воды, но и уменьшается рабочая емкость ионита. Поэтому смола в фильтрах должна периодически взрыхляться, а рабочий цикл ионообменных фильтров предусматривает следующие операции: обработка исходной воды, регенерация анионита, промывка ионита от продуктов регенерации, взрыхление ионитного материала.

### Приборы и материалы

Делительная воронка, заполненная катионитом, бюретка, конические колбы для титрования, мерные цилиндры, 0,01 н раствор трилона Б, индикатор мурексид, 2 н раствор  $\text{NaOH}$ , 5%-й раствор хлорида натрия для регенерации катионита.

## ХОД РАБОТЫ

### Опыт 1

#### Определение кальциевой жесткости исходной воды

В коническую колбу отмерить цилиндром 10 мл воды. Добавить 5 мл 2 н раствора  $\text{NaOH}$ . Прилить 30 мл дистиллированной воды. На кончике шпателя добавить индикатор "мурексид". Титровать раствором трилона Б при интенсивном перемешивании до перехода окраски от розовой до фиолетово-синей.

Титрование повторить 3 раза до сходимости результатов на 0,2 мл. Для расчета взять средний объем трилона Б, израсходованного на титрование:

$$\text{ЖCa} \text{ (ммоль} \cdot \text{экв/л)} = \sqrt{V_{\text{тр.Б}} \cdot \text{ср.}}$$

## Опыт 2

### Обессоливание воды

Подготовить катионит к работе. Для этого промыть его, пропустив через колонку вначале 5%-й раствор хлорида натрия (100 мл), а затем дистиллированную воду (100 мл).

Отмерить мерным цилиндром 50 мл воды и пропустить ее через колонку, заполненную катионитом, со скоростью 15–20 капель в мин. Собрать обессоленную воду в колбу или стакан. Отметить время начала и конца процесса пропускания воды через катионит.

## Опыт 3

### Определение кальциевой жесткости обессоленной воды

Выполнение работы. Определить кальциевую жесткость обессоленной воды (аналогично опыту 1). По окончании работы залить в колонку с катионитом 5%-й раствор хлорида натрия. Используя полученные данные, рассчитать производительность колонки по формуле:

$$G = \frac{3,6 \cdot V}{t},$$

где G – производительность колонки, л/ч;

V – объем пробы воды, мл;

t – время обессоливания, с.

Записать уравнения реакций, происходящих при Na<sup>+</sup>-катионировании воды. Полученные результаты занести в таблицу 1.

Таблица 1

№ определения	Жесткость исходной воды, ммоль-экв/л	Жесткость обессоленной воды, ммоль-экв/л
1		
2		
3		
среднее ЖСа		

## КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. На чем основано применение метода ионного обмена для обессоливания воды?
2. Какие катионы и анионы способны обмениваться на ионы жесткости Ca<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, HSiO<sup>3-</sup>, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, Cl<sup>-</sup>?
3. Запишите уравнения реакций обмена, происходящих при пропускании воды, имеющей в своем составе соли магниевой жесткости, через слой H<sup>+</sup>-катионита.
4. С помощью, каких растворов можно регенерировать катионит? анионит?
5. Как изменяется солесодержание воды при H<sup>+</sup>-катионировании?
6. Как приготовить 1 л 5%-го раствора NaOH?
7. Напишите уравнение обессоливания раствора NaCl методом ионного обмена.

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

## ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЩЕЙ КИСЛОТНОСТИ, ЩЁЛОЧНОСТИ И ОСТАТОЧНОЙ ЖЁСТКОСТИ ВОДЫ

**Цель работы:** определение общей кислотности, щёлочности и остаточной жёсткости воды.

### ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Кислотность природных вод обусловлена наличием свободной угольной кислоты, а также растворимых солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой. Производственные стоки могут содержать свободные кислоты, подлежащие нейтрализации перед выпуском в водоём. Кислотность, обусловленная присутствием свободных кислот, считается первичной кислотностью. Соли, гидролизующиеся до свободных кислот, характеризуют кислотность.

Определяют кислотность воды методом нейтрализации. В его основе лежит взаимодействие кислоты со щёлочью (реакция нейтрализации).

В зависимости от силы реагирующих кислоты и основания в точке эквивалентности раствор может быть нейтральным, слабокислым или слабощелочным.

Общая щёлочность воды обусловлена наличием свободных гидроксидов, а также солей слабой кислоты и сильного основания. Такие соли, гидролизуясь, образуют свободные гидроксид-ионы. В природных водах щёлочность обычно характеризуется концентрацией гидрокарбонатов (гидрокарбонатная), в щелочных водах – карбонатов (карбонатная).

### Оборудование и реактивы

Бюретка для титрования, цилиндр мерный 100 и 200 мл, колба коническая термостойкая 250 мл, электроплитка, стеклянная воронка, 0,1 н раствор NaOH, 0,1 н раствор HCl, фенолфталеин, метилоранж.

### Материалы

Проба воды из реки, озера или проба сточных вод пищевого производства.

### ХОД РАБОТЫ

#### Опыт 1

#### Определение общей кислотности

В коническую колбу емкостью 250 мл помещают 100 мл исследуемой воды. Прибавляют 2-3 капли фенолфталеина. Пробу титруют 0,1 н раствором NaOH до появления слабо-розовой окраски, не исчезающей 1-2 мин.

Общую кислотность рассчитывают по формуле 1:

$$X_k = \frac{V_1 \cdot N \cdot 1000}{V_2}, \quad (1)$$

где  $X_k$  – кислотность воды, мг-экв/л;

$V_1$  – объём 0,1 н раствора NaOH, израсходованного на титрование пробы, мл;

$N$  – нормальность рабочего раствора NaOH;

$V_2$  – объём исследуемой пробы, мл.

#### Опыт 2

#### Определение общей щёлочности

В коническую колбу на 250 мл помещают 100 мл H<sub>2</sub>O, прибавляют 2-3 капли метилоранжа и титруют 0,1 н рабочим раствором HCl до перехода желтой окраски в оранжевую.

Общую щёлочность рассчитывают по формуле 2.

$$\text{Хщ} = \frac{V_1 \cdot N \cdot 1000}{V_2}, \quad (2)$$

где **Хщ** – щелочность воды (мг-экв/л);

$V_1$  – объем 0,1н р-ра HCl, пошедшего на титрование пробы (мл);

$N$  – нормальность рабочего раствора HCl;

$V_2$  – объем исследуемой пробы (мл).

### Опыт 3

#### Определение остаточной жёсткости воды

Для определения остаточной жесткости воды в коническую колбу на 250 мл помещают 100 мл исследуемой воды. Термостойким карандашом по стеклу отмеряют уровень воды в колбе, закрывают колбу воронкой и кипятят 15-20 мин. При кипячении образуется осадок карбоната кальция. По мере испарения воды в колбу осторожно приливают дистиллированную воду до метки. После охлаждения профильтровывают кипяченую воду через сухой фильтр в чистую сухую колбу. Вводят 2-3 капли метилоранжа. Оттитровывают 0,1н р-ром HCl до оранжевой окраски. Остаточную жёсткость рассчитывают по формуле 3:

$$\text{Жост} = \frac{V_3 \cdot N \cdot 1000}{V_2}, \quad (3)$$

где **Жост** – остаточная жесткость воды (мг-экв/л);

$V_3$  – объем рабочего раствора HCl, пошедшего на титрование пробы воды после кипячения (мл);

$N$  – нормальность рабочего раствора HCl;

$V_2$  – объем исследуемой пробы (мл).

Величину устранимой жесткости находим из формулы 4:

$$\text{Жустр} = \frac{(V_1 - V_3) \cdot N \cdot 1000}{V_2}, \quad (4)$$

где **Жустр** – устранимая жесткость воды (мг-экв/л);

$V_1$  – объем титранта в опыте по определению общей щелочности воды (мл);

$N$  – нормальность рабочего раствора HCl;

$V_3$  – объем рабочего раствора HCl, пошедшего на титрование пробы воды после кипячения (мл);

$V_2$  – объем исследуемой пробы (мл).

Основные результаты по определению некоторых основных химических показателей воды сводим в таблицу 1.

Таблица 1

№ п/п	Кислотность (Хк), мг-экв/л	Щёлочность (Хщ), мг-экв/л	Остаточная жёсткость (Жост), мг-экв/л	Устранимая жёсткость (Жустр), мг-экв/л
1				
2				
3				
Среднее значение				

### КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Сущность титриметрических методов анализа.
2. Примеры реакций гидролиза.
3. Понятие кислотности и щелочности воды; первичная и вторичная кислотность.
4. Что такое жесткость воды? Виды жесткости воды.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПЕРМАНГАНАТНОЙ ОКИСЛЯЕМОСТИ

**Цель работы:** определение перманганатной окисляемости, типа, класса воды и пригодности в хозяйственных и питьевых целях.

#### ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

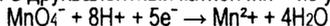
Под **окисляемостью** воды понимают количество кислорода от искусственно введенного окислителя (например,  $\text{KMnO}_4$  или  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ), идущее на окисление содержащихся в воде органических веществ.

Различают **перманганатную** ( $\text{KMnO}_4$ ) и **бихроматную** ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) окисляемость (химическое потребление кислорода – ХПК). Кроме органических веществ могут окисляться некоторые неорганические восстановители, например,  $\text{NO}^-$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  и др. При значительном содержании восстановителей их влияние на величину окисляемости учитывается при расчете. Происхождение и содержание органических веществ, находящихся в природных водах, весьма разнообразно. Различны и их химические свойства по отношению к кислороду: одни вещества устойчивы к окислению, другие, наоборот, легко окисляются. Прямое окисление органических веществ в природных водах является сложной и трудоемкой задачей. Поэтому пользуются более простыми косвенными методами. Один из них – это метод перманганатной окисляемости, дающий представление о содержании в воде легко окисляющихся органических веществ. Метод бихроматной окисляемости соответствует полному окислению органических веществ (легко и трудно окисляющихся), за исключением некоторых белковых соединений. Обычно перманганатная окисляемость составляет 40-50% от истинной окисляемости органических веществ, то есть полного окисления органического кислорода до  $\text{CO}_2$ .

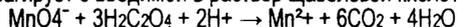
Повышенная окисляемость может указывать на загрязнение воды. Наименьшую окисляемость (до 1-2  $\text{мгO}_2/\text{дм}^3$ ) имеют глубокие подземные воды, относящиеся к 1-му классу. Окисляемость подземных вод, относящихся ко 2-му и 3-му классам, может быть повышена, но не более 5 и 15  $\text{мгO}_2/\text{дм}^3$  соответственно. В грунтовых водах окисляемость обычно выше (до 2-4  $\text{мгO}_2/\text{дм}^3$ ), причем тем больше, чем выше цветность воды. Поэтому высокая окисляемость при небольшой цветности вероятнее указывает на загрязнение воды. В воде открытых водоемов окисляемость повышается до 5-6  $\text{мгO}_2/\text{дм}^3$  в реках и до 6-8  $\text{мгO}_2/\text{дм}^3$  в водохранилищах, достигая еще больших величин в водах болотного происхождения.

Вода считается пригодной для хозяйственных и питьевых целей, если перманганатная окисляемость ее не превышает 3,0  $\text{мгO}_2/\text{дм}^3$ . Установлено, что с повышением содержания в воде органических веществ увеличивается и ее бактериальное загрязнение.

Определение **перманганатной окисляемости** основано на том, что  $\text{KMnO}_4$ , будучи в кислой среде сильным окислителем, реагирует с присутствующими в воде восстановителями (органические вещества, соли железа (II), нитраты). Ион  $\text{MnO}_4^-$  принимает при этом 5 электронов и переходит в двухвалентный катион  $\text{Mn}^{2+}$  по уравнению:



Избыток  $\text{KMnO}_4$  реагирует с вводимой в раствор щавелевой кислотой:



Не вступившая в реакцию щавелевая кислота оттитровывается  $\text{KMnO}_4$  по приведенному уравнению. Точность метода 0,4  $\text{мгO}_2/\text{дм}^3$ , если окисляемость не превышает 4  $\text{мгO}_2/\text{дм}^3$ , при более высокой окисляемости – 10%.

#### Оборудование, реактивы

- 1) бюретка для титрования; 2) пипетки 10, 15, 50 и 100 мл или мерные цилиндры;
- 3) колба коническая термостойкая 250 мл; 4) электроплитка; 5) стеклянная воронка;
- 6) 0,01н раствор перманганата калия ( $\text{KMnO}_4$ ); 7) 0,01н раствор щавелевой кислоты ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ); 8) серная кислота (1:3).

#### Материалы:

вода поверхностного источника (реки, пруда, озера, водохранилища).

## ХОД РАБОТЫ

В термостойкую колбу отмеряют пипеткой или мерным цилиндром 100 мл (или меньше) исследуемой пробы в зависимости от содержания в ней органических веществ (при окисляемости до 10 мгО<sub>2</sub>/дм<sup>3</sup> можно брать 100 мл пробы). При объеме пробы меньше 100 мл доводят общий объем до 100 мл дистиллированной водой. В колбу приливают 5 мл H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (1:3) и 15 мл 0,01н раствора KMnO<sub>4</sub>. Затем нагревают пробу до появления первых пузырьков пара, и с этого момента содержимое колбы кипятят 10 мин. Во избежание разбрызгивания содержимого колбы необходимо в горло колбы вставить стеклянную воронку. В процессе кипячения могут произойти следующие изменения первоначального цвета раствора перманганата:

1) жидкость обесцвечивается, что свидетельствует о большом содержании в данном объеме пробы восстанавливающих веществ. В таком случае определение повторяют и берут меньший объем исследуемой пробы;

2) жидкость приобретает коричнево-бурый цвет, что свидетельствует о недостаточном количестве H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. В таком случае в раствор следует добавить еще 5 мл H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и продолжить определение;

3) жидкость приобретает красноватый оттенок или после 10-минутного кипячения окрашивается в фиолетовый цвет. Это свидетельствует о том, что определение идет правильно.

В окрашенную жидкость приливают пипеткой 15 мл 0,01н H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> (количество раствора должно строго соответствовать первоначальному объему KMnO<sub>4</sub>, добавленному в пробу при кипячении). Содержимое колбы при этом обесцвечивается, H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> окисляется атомарным кислородом, который образуется при распаде KMnO<sub>4</sub>. Так как частично KMnO<sub>4</sub> расходуется на окисление органических веществ в исследуемой пробе, при добавлении в пробу 15 мл раствора H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> создается избыток. Не доливая бюретки с раствором KMnO<sub>4</sub>, титруют пробу до появления устойчивой слабо-розовой окраски от одной прибавленной капли KMnO<sub>4</sub>. Записывают суммарное количество KMnO<sub>4</sub>, израсходованного как на окисление органических веществ, так и на окисление 15 мл H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>. Обозначим его через A.

### Определение нормальности KMnO<sub>4</sub>

Для определения поправочного коэффициента *k* нормальности раствора KMnO<sub>4</sub>, затраченного на окисление 15 мл H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> (обозначим его как B), в колбу, в которой проводился анализ, приливают пипеткой 15 мл стандартного 0,01н раствора H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> (в зависимости от первоначального прилитого объема KMnO<sub>4</sub>) и пробу титруют вновь до слабо-розовой окраски (температура пробы при титровании должна быть (50-60)°C).

Поправочный коэффициент *k* нормальности KMnO<sub>4</sub> вычисляют по формуле 1

$$k = \frac{n_{\text{мл H}_2\text{C}_2\text{O}_4}}{n_{\text{мл KMnO}_4}} \quad (1)$$

Вычисление результатов ХПК производят по формуле 2:

$$\text{ХПК} = \frac{8 \cdot N \cdot k \cdot (A - B) \cdot 1000}{V}, \text{ мгО}_2/\text{дм}^3 \quad (2)$$

где 8 – эквивалентная масса кислорода;

*k* – поправочный коэффициент к нормальности KMnO<sub>4</sub>;

*N* – нормальность раствора KMnO<sub>4</sub> (0,01н);

*A* – количество KMnO<sub>4</sub>, затраченное на окисление органических веществ и 15 мл H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, мл;

*B* – количество KMnO<sub>4</sub>, израсходованное на окисление 15 мл H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, мл;

*V* – объем пробы, взятой для анализа. мл.

### КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Понятие окисляемости воды.
2. Сущность метода перманганатной окисляемости.
3. Какие реакции лежат в основе метода?
4. Возможные варианты окрашивания пробы воды при перманганатном методе определения. О чем это свидетельствует?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ МУТНОСТИ/ПРОЗРАЧНОСТИ

**Цель работы:** изучить метод определения мутности/прозрачности воды.

#### ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Мутность воды вызвана присутствием тонкодисперсных взвесей органического и неорганического происхождения. Взвешенные вещества попадают в воду в результате смыва твердых частичек (глины, песка, ила) верхнего покрова земли дождями или талыми водами во время сезонных паводков, а также в результате размыва русла рек. Наименьшая мутность водоемов наблюдается зимой, наибольшая - весной в период паводков и летом, в период дождей, таяния горных ледников и развития мельчайших живых организмов и водорослей, плавающих в воде. Также повышение мутности воды может быть вызвано выделением некоторых карбонатов, гидроксидов алюминия, высокомолекулярных органических примесей гумусового происхождения, появлением фито- и зоопланктона, а также окислением соединений железа и марганца кислородом воздуха.

Прозрачность (или светопропускание) природных вод обусловлена их цветом и мутностью, т.е. содержанием в них различных окрашенных и взвешенных органических и минеральных веществ.

Воду, в зависимости от степени прозрачности, условно подразделяют на *прозрачную, слабоопалесцирующую, опалесцирующую, слегка мутную, мутную, сильно мутную*. Мерой прозрачности служит высота столба воды, при которой можно наблюдать опускаемую в водоем белую пластину определенных размеров или различать на белой бумаге шрифт определенного размера и типа (как правило, шрифт средней жирности высотой 3,5 мм). Результаты выражаются в сантиметрах с указанием способа измерения.

Ослабление в мутной воде интенсивности света с глубиной приводит к большему поглощению солнечной энергии вблизи поверхности. Появление более теплой воды у поверхности уменьшает перенос кислорода из воздуха в воду, снижает плотность воды, стабилизирует стратификацию. Уменьшение потока света также снижает эффективность фотосинтеза и биологическую продуктивность водоема. Определение прозрачности воды - обязательный компонент программ наблюдений за состоянием водных объектов. Увеличение количества грубодисперсных примесей и мутности характерно для загрязненных и эвтрофных (низинных, стоячих, находящихся в первой стадии заболачивания) водоемов.

Взвешенные вещества имеют различный гранулометрический состав, который характеризуется гидравлической крупностью, выражаемой как скорость осаждения частичек при  $t=10\text{ }^{\circ}\text{C}$  в неподвижной воде (табл. 1).

Таблица 1 - Гранулометрический состав взвешенных частиц

Взвешенные вещества	Размер, мм	Гидравлическая крупность, мм/с	Время осаждения частиц на глубину 1 м
Коллоидные частицы	$2 \times 10^{-4} - 1 \times 10^{-5}$	$7 \times 10^6$	4 года
Тонкая глина	$1 \times 10^{-3} - 5 \times 10^{-4}$	$7 \times 10^4 - 17 \times 10^5$	0.5 - 2 месяца
Глина	$27 \times 10^{-4}$	$5 \times 10^3$	2 суток
Ил	$5 \times 10^{-2} - 27 \times 10^{-3}$	1.7 - 0.5	10 - 30 минут
Песок мелкий	0.1	7	2.5 минуты
Песок средний	0.5	50	20 с
Песок крупный	1.0	100	10 с

Мутность не только отрицательно влияет на внешний вид воды. Главным отрицательным следствием высокой мутности является то, что она защищает микроорганизмы при ультрафиолетовом обеззараживании и стимулирует рост бактерий. Поэтому во всех случаях, когда производится дезинфекция воды, мутность должна быть минимальной для обеспечения высокой эффективности этой процедуры.

Мутность воды определяют фотометрическим путем сравнения проб исследуемой воды со стандартными суспензиями. Результат измерений выражают в мг/дм<sup>3</sup> при использовании основной стандартной суспензии каолина или в ЕМ/дм<sup>3</sup> (единицы мутности на дм<sup>3</sup>) при использовании основной стандартной суспензии формазина. Последнюю единицу измерения называют также Единица Мутности по Формазину (ЕМФ).

### **ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ**

Метод определения мутности/прозрачности основан на определении высоты водяного столба, при котором можно еще прочесть черный шрифт (высота 3,5 мм, ширина линии 0,35 мм) на белом фоне или увидеть юстировочную метку (черная метка на белой бумаге). Используемый метод является унифицированным и соответствует ИСО 7027. Проведению анализа могут мешать вещества, окрашивающие воду, а также пузырьки воздуха. Продолжительность выполнения анализа - не более 5 мин.

### **ОБОРУДОВАНИЕ, ПРИБОРЫ И МАТЕРИАЛЫ**

Трубка-цилиндр для определения прозрачности ( $l = 600 \pm 10$  мм;  $d = 25 \pm 1$  мм); экран для трубки; пипетка для отбора воды; ламинированный образец шрифта или юстировочная метка; шприц с соединительной трубкой.

### **ХОД РАБОТЫ**

Трубку для определения прозрачности закрепляют в штативе. Пробу тщательно перемешивают, помещают в трубку, защищают её от бокового света экраном и помещают на ламинированный образец шрифта или юстировочную метку. Прозрачность пробы наблюдают сверху через открытое отверстие трубки при достаточном освещении. Постепенно понижают уровень пробы, отбирая пипеткой воду до тех пор, пока не станет видимым образец шрифта или юстировочная метка. Определяют максимальную высоту жидкости, при которой различима метка, по делениям на трубке-цилиндре. Полученные данные об измерении высоты жидкости приводят с точностью до 10 мм.

### **КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ**

1. Чем вызвана мутность воды в водоемах?
2. В какие периоды года наблюдается максимальная и минимальная мутность?
3. Какие соединения могут вызвать повышение мутности?
4. Дайте определение прозрачности воды. Чем она может быть обусловлена?
5. Какая существует классификация воды по мутности и прозрачности?
6. Каким процессам в природе мешает помутнение воды?
7. Каким методом проводят определение мутности в России?
8. Объясните суть метода определения мутности в данной лабораторной работе.
9. Какие соединения могут мешать проведению анализа?
10. Формула определения эффективности очистки от взвешенных частиц.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ ФИЗИЧЕСКИХ ПОКАЗАТЕЛЕЙ КАЧЕСТВА ВОДЫ

**Цель работы:** определение запаха, вкуса, цветности, прозрачности, температуры и плотности воды.

#### ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Нормирование качества воды заключается в установлении для воды водного объекта совокупности допустимых значений показателей ее состава и свойств, в пределах которых надежно обеспечиваются здоровье населения, благоприятные условия водопользования и экологическое благополучие водного объекта. Правилами охраны поверхностных вод, введенными в действие с 1.03.91 г., предусмотрены общие требования к составу и свойствам воды водоемов, предназначенной для хозяйственно-питьевого, коммунально-бытового и рыбохозяйственного назначения.

**К хозяйственно-питьевому водопользованию** относится использование водных объектов в качестве источника хозяйственно-питьевого водоснабжения, а также для водоснабжения предприятий *пищевой промышленности*.

**К коммунально-бытовому** относится использование объектов для купания, занятия спортом и отдыха населения.

**К рыбохозяйственному водоиспользованию** относится использование водных объектов для обитания, размножения и миграции рыб и других водных организмов. Рыбохозяйственные водные объекты делятся на три категории: высшая (места нерестилищ, массового нагула и зимовальных ям особо ценных видов рыб); первая (водные объекты для воспроизводства ценных видов, обладающих высокой чувствительностью к кислороду); вторая (водные объекты, используемые для других рыбохозяйственных целей).

Под *физическими свойствами воды* понимают ее органолептические свойства (запах, вкус, цвет, прозрачность), а также температуру, плотность, вязкость и т.п. Запах воды может быть как естественного (*травянистый, болотный, древесный* и т.п.), так и искусственного происхождения из-за загрязнения воды стоками предприятий. При качественной оценке запаха определяется его характер. Характер запаха оценивается словесно (*травянистый, землистый, древесный, гнилостный, затхлый, сернистый, хлорный, углеводородный* и т.п.). Количественная оценка интенсивности запаха дается в баллах по пятибалльной шкале. Согласно существующим нормам (таблица 1) интенсивность запаха воды при 20°C не должна превышать 2 балла.

Вкус воды обусловлен присутствием в ней веществ природного происхождения или веществ, которые попадают со сточными водами, а также продуктов жизнедеятельности организмов.

При качественной оценке вкуса воды используют четыре вида вкусовых ощущений: *горький, сладкий, кислый и соленый*. Количественная интенсивность вкуса оценивается по пятибалльной шкале. Интенсивность вкуса питьевой воды не должна превышать 2 балла.

Таблица 1 - Оценка интенсивности запаха и вкуса воды

Оценка в баллах	Характеристика интенсивности запаха и вкуса
0	<b>Отсутствует</b>
1	<b>Очень слабый</b> Запах, не поддающийся обнаружению потребителем, но обнаруживаемый в лаборатории опытным исследователем
2	<b>Слабый</b> Запах, не привлекающий внимания потребителя, но обнаруживаемый, если на него обратить внимание
3	<b>Заметный</b> Запах, легко обнаруживаемый и дающий повод относиться к воде с неодобрением
4	<b>Отчётливый</b> Запах, обращающий на себя внимание и делающий воду непригодной для питья
5	<b>Очень сильный</b> Запах настолько сильный, что вода становится непригодной для питья

Таблица 2 – Характер и род запаха воды естественного происхождения

Характер запаха	Примерный род запаха
Ароматический	Огуречный, цветочный
Болотный	Илистый, тинистый
Рыбный	Рыбы, рыбьего жира
Гнилостный	Фекальный, сточных вод
Землистый	Прелый, глинистый, свежеспаханной земли
Плесневый	Затхлый, застойный
Неопределенный	Неподходящий под предыдущие определения

*Цветность* воды зависит от наличия в ней растворенных и взвешенных примесей (коллоидных соединений железа, гуминовых кислот, взвешенных и окрашенных веществ, водорослей). В зависимости от количества гуминовых кислот и их солей (гуматов) цвет изменяется от желтого до коричневого.

Цветность воды определяют качественно и количественно. Результаты качественного исследования цветности воды описывают словесно (бесцветная, светло-желтая, бурая и т.п.). Количественно цвет воды определяют путем сравнения исследуемой воды со шкалой стандартных растворов и выражают в условных градусах этой шкалы. При отсутствии окраски вода считается бесцветной.

*Прозрачность воды* обусловлена ее цветом и мутностью, т.е. зависит от количества содержащихся в воде взвешенных веществ (частицы песка, глины, почвы и т.п.). Определяют прозрачность воды непосредственно в водоеме или в пробах для анализа.

Таблица 3 - Шкала стандартных растворов

Номер пробирки	Раствор, мл		Градус цветности
	№ 1	№ 2	
1	0	50	0
2	0,5	49,5	5
3	1,0	49,0	10
4	1,5	48,5	15
5	2,0	48,0	20
6	Исследуемая вода		

Результаты качественного определения прозрачности воды путем сравнения с эталоном из дистиллированной воды оценивают словесно (слабо мутная, очень мутная и др.). Количественная оценка прозрачности - по кресту или шрифту. Прозрачность по кресту устанавливается в водоеме или при контроле качества очистки воды на очистных сооружениях путем нахождения предельной высоты столба воды, через которую просматривается черный крест на белом фоне. *Питьевая вода* должна иметь прозрачность по кресту не менее 30 см. Определение прозрачности по шрифту в лабораторных условиях основано на нахождении максимальной высоты столба воды в бесцветном цилиндре, через который можно прочитать стандартный шрифт. Прозрачность питьевой воды по шрифту должна быть не менее 30 см.

*Температура и плотность* - общеизвестные параметры воды. Плотность чистой воды зависит от ее температуры и составляет, например, при 15°C - 0,99913 г/см<sup>3</sup>, при 20°C - 0,99823 г/см<sup>3</sup>. Плотность природных и сточных вод зависит также и от растворенных соединений. Обычно плотность воды близка к единице.

#### Оборудование, реактивы:

- 1) колбы с притертой пробкой емкостью 200 мл; 2) термометр; 3) электроплитка; 4) бесцветные цилиндры емкостью 10 и 200 мл, диаметром 30 мм; 5) плотные фильтры; 6) печатный шрифт Снеллена №1; 7) бутылки на 1000 мл; 8) ареометр; 9) концентрированная серная кислота H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; 10) основной раствор № 1; 11) вспомогательный раствор № 2; 12) дистиллированная вода; 13) термометр лабораторный, шкальный, пределы 0-55 С, цена деления 0,1 С.

#### Материалы:

проба воды хозяйственно-питьевого водопользования.

## ХОД РАБОТЫ

### Опыт 1

#### Исследование запаха воды

В колбу с притертой пробкой емкостью 200 мл наливают исследуемую воду до 2/3 объема и сильно встряхивают вращательным движением в закрытом состоянии. Затем открывают и сразу же определяют обонянием характер и интенсивность запаха. Дают оценку характера и интенсивности запаха по пятибалльной шкале. Результаты исследований запаха воды представляют в виде таблицы 4:

Таблица 4 - Исследование запаха воды

Номер пробы	Показатели оценки	
	Характер запаха	Интенсивность запаха
1		
2		
3		

### Опыт 2

#### Исследование вкуса воды

Исследование воды на вкус возможно только в отношении воды заведомо безвредной. Воду, безопасную в санитарном отношении, исследуют в сыром виде. Любую другую – после кипячения и последующего охлаждения до 18-20°C. Нагретую воду надо также охладить до 18-20°C. В колбу емкостью 150-200 мл наливают исследуемую воду до 2/3 объема. Определяют температуру воды и соответственно подогревают или охлаждают ее. Затем маленькую порцию (10-15 мл) подготовленной воды набирают в рот и держат 10-15 с, не проглатывая. Оценка привкуса воды дают по вкусовому ощущению, а также по пятибалльной шкале интенсивности вкуса. Результаты исследований представляют в виде таблицы 5:

Таблица 5 - Исследование вкуса воды

Номер пробы	Показатели оценки	
	Вкусовое ощущение	Интенсивность вкуса

### Опыт 3

#### Исследование цветности воды

Для качественной оценки цветности воды отфильтровывают через бумажный фильтр не менее 40-50 мл исследуемой воды. Профильтрованную воду наливают в бесцветный цилиндр и сравнивают с таким же объемом дистиллированной воды в другом таком же цилиндре. Анализ выполняют на фоне белого листа при дневном освещении. Воду рассматривают сверху и сбоку и указывают наблюдаемый цвет (бесцветная, светло-желтая, бурая и т.д.).

Количественно цветность воды определяют по хромато-кобальтовой шкале. Шкалу цветности готовят путем смешения раствора № 1 (основного) и № 2 (вспомогательного).

Для приготовления раствора №1 необходимо в небольшом объеме дистиллированной воды растворить в отдельной посуде 0,0875 г бихромата калия ( $K_2Cr_2O_7$ ) и 2,0 г сульфата кобальта ( $CoSO_4 \cdot 7H_2O$ ). Растворы солей смешать, прибавить 1 мл концентрированной серной кислоты и довести дистиллированной водой до 1л.

Раствор № 2 содержит 1 мл концентрированной серной кислоты в 1 л дистиллированной воды (0,1%-ный раствор серной кислоты).

Шкалу цветности готовят в пяти цилиндрах по 50 мл путем смешения растворов № 1 и № 2 согласно таблице 3.

Для определения цветности в пробирку (цилиндр) № 6, однотипную с теми, в которых приготовлена шкала, наливают 50 мл исследуемой воды.

Сравнивают окраску воды с окраской растворов в пяти цилиндрах на белом фоне, отыскивая место в шкале, тождественное или максимально приближенное по окраске. Цветность выражают в градусах цветности. Результаты исследований цветности воды представляют в виде таблицы 6.

Таблица 6 - Исследование цветности воды

Номер пробы	Показатели оценки	
	Цвет воды	Градус цветности

### Опыт 4

#### Исследование прозрачности воды

При качественной оценке прозрачности воды необходимо хорошо перемешанную не-фильтрованную воду налить в бесцветный цилиндр с плоским дном диаметром 30-50 мм и рассматривать на хорошо освещенном листе белой бумаги. Для контроля в такой же сосуд налить одинаковое количество дистиллированной воды, с которой производят сравнение.

Результаты определения выражают следующими характеристиками прозрачности: *прозрачная вода, слабо опалесцирующая, опалесцирующая, слабо мутная, очень мутная.*

Количественную оценку прозрачности воды осуществляют по стандартному шрифту № 1. Исследуемую воду необходимо взболтать и налить в бесцветный с плоским дном цилиндр. Цилиндр должен иметь градуировку через 1 см и у основания – трубку для выпуска воды с зажимом. Цилиндр устанавливают на стандартный шрифт и, выпуская воду из цилиндра, определяют предельную высоту столба воды в см, при которой можно прочитать шрифт. Высота столба равна прозрачности воды в см.

Результаты исследования прозрачности воды представляют в виде таблицы 7.

Таблица 7 - Исследование прозрачности воды

Номер пробы	Показатели оценки	
	Характеристика прозрачности	Прозрачность, см
1		
2		

### Опыт 5

#### Исследование температуры и плотности воды

Температуру воды определяют одновременно с отбором пробы. Если непосредственно измерение в водоеме выполнить невозможно, то температуру измеряют в бутылки (сосуде).

При выполнении определения необходимо температуру бутылки емкостью не менее 1 л перед отбором пробы воды привести к температуре воды путем погружения ее в исследуемую воду. Затем исследуемой водой наполняют бутылку и погружают нижнюю часть термометра в воду. Через 5 минут снимают отсчет показаний. Температуру воды приводят в градусах Цельсия с округлением до 0,1 или 0,5 градусов.

Плотность воды с точностью до третьего десятичного знака определяют ареометром. Исследуемую воду наливают в цилиндр емкостью не менее 100 мл. Затем опускают в нее ареометр. Показание шкалы ареометра на уровне поверхности воды соответствует ее плотности при данной температуре. Результаты исследований представляют в виде таблицы 8.

Таблица 8 - Исследование температуры и плотности воды

Номер пробы	Температура воды, °С	Плотность воды, г/см <sup>3</sup>
1		
2		

### КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что понимают под физическими свойствами воды?
2. Наличие каких веществ влияет на цвет воды?
3. Какие показатели используются при качественной оценке характера запаха?
4. Какая шкала используется при оценке интенсивности запаха?
5. Наличие каких веществ влияет на вкус воды?
6. Какие показатели используются при качественной оценке вкуса воды?
7. Какая шкала используется при количественной оценке вкуса воды?
8. Наличие каких веществ влияет на прозрачность воды?
9. Какие существуют методы определения прозрачности воды?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЩЕЙ МИНЕРАЛИЗАЦИИ ВОДЫ

**Цель работы:** изучить методику определения общей минерализации воды с помощью прибора TDS.

#### ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Общая минерализация представляет собой суммарный количественный показатель содержания растворенных в воде веществ. Этот параметр также называют содержанием растворимых твердых веществ или общим солесодержанием, так как растворенные в воде вещества в основном находятся именно в виде солей. К числу наиболее распространенных относятся неорганические соли: бикарбонаты, хлориды и сульфаты кальция, магния, натрия и калия и небольшое количество органических веществ, растворимых в воде.

Очень часто этот параметр путают с сухим остатком. Действительно, эти параметры очень близки между собой, но методика определения сухого остатка такова, что в результате не учитываются более летучие органические соединения, растворенные в воде. Это приводит к тому, что общая минерализация и сухой остаток могут отличаться на небольшую величину (как правило, не более 10%).

Уровень солесодержания в питьевой воде обусловлен качеством воды в природных источниках, которые существенно варьируются в разных геологических регионах вследствие различной растворимости минералов.

В зависимости от минерализации природные воды можно разделить на следующие категории, представленные в таблице 1.

Кроме природных факторов, на общую минерализацию воды большое влияние оказывают промышленные сточные воды, городские ливневые стоки.

По данным Всемирной Организации Здравоохранения (ВОЗ) надежные данные о возможном воздействии на здоровье повышенного солесодержания отсутствуют. Поэтому по медицинским показаниям ограничения ВОЗ не вводятся. Обычно хорошим считается вкус воды при общем солесодержании до 600 мг/л, однако уже при величинах более 1000-1200 мг/л вода может вызвать нарекания у потребителей. Поэтому по органолептическим показателям ВОЗ рекомендован верхний предел минерализации 1000 мг/л. Разумеется, уровень приемлемости общего солесодержания в воде сильно варьируется в зависимости от местных условий и сложившихся привычек.

Таблица 1 - Классификация вод по уровню минерализации

Категория вод	Минерализация, г/дм <sup>3</sup>
Ультрапресные	< 0,2
Пресные	0,2 - 0,5
Воды с относительно повышенной минерализацией	0,5 - 1,0
Солончатые	1,0 - 3,0
Солёные	3 - 10
Воды повышенной солёности	10 - 35
Воды, близкие к рассолам	35 - 50
Рассолы	50 - 400

С точки зрения возможности отложения осадков и накипи в нагревательных приборах, паровых котлах, бытовых водогрейных устройствах, к воде применяются специальные требования: чем меньше уровень минерализации (особенно содержание солей жесткости), тем лучше.

## ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Прибором для измерения общего количества твердых растворенных веществ в данной работе является карманный измеритель TDS. Технические характеристики данного прибора: диапазон измерения для этого прибора от 0 до 1990 мг/л (ppm); разрешающая способность – 10 мг/л (ppm); точность измерения  $\pm 2\%$ .

### ОБОРУДОВАНИЕ, ПРИБОРЫ, МАТЕРИАЛЫ

1. Пробы воды. 2. Стакан для измерения. 3. Карманный измеритель TDS. 4. Фильтровальная бумага.

### ХОД РАБОТЫ

В каждую из подготовленных проб воды (водопроводной, дистиллированной, из природных источников, очищенной) опустить прибор так, чтобы электроды находились в воде. Нажать кнопку "ON". Прибор начинает отсчет. Измерение записать после того, как отсчет остановится. После каждого измерения промыть электроды дистиллированной водой и протереть фильтровальной бумагой.

Полученные данные внести в таблицу 2.

Таблица 2 - Экспериментальные данные

Наименование пробы	Минерализация воды, мг/л	Категория воды в соответствии с классификацией воды по уровню минерализации

### КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Дайте определение понятия «общая минерализация».
2. Объясните разницу между терминами «сухой остаток» и «общая минерализация».
3. Чем обусловлен уровень общей минерализации вод?
4. Дайте классификацию природных вод по уровню минерализации.
5. Какие факторы влияют на уровень минерализации в природных водоемах?
6. Как влияет величина минерализации на технологические процессы?

### РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Новиков, Ю.В. Методы исследования качества воды водоемов / Ю.В. Новиков [и др.] – под ред. А.П. Шицковой. – М.: Медицина, 1990. – 215 с.
2. Лурье, Ю.Ю. Унифицированные методы анализа вод / Под ред. Ю.Ю. Лурье. – М.: Химия, 1973. – 305 с.
3. Алексеев, С.В. Практикум по экологии: учебное пособие / С.В. Алексеев, Н.В. Груздева, А.Г. Муравьев, Э.В. Грушина. – М.: АО МДС, 1996. – 354 с.
4. Исаев, Л.К. Контроль химических и биологических параметров окружающей среды / Под ред. Л.К. Исаева. – СПб.: Крисмас+, 1998. – 289 с.

## СОДЕРЖАНИЕ

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ	3
СВОЙСТВА ВОДЫ	3
1. Современная информация о строении и свойствах воды	3
2. Плотность воды	4
3. Термодинамические константы воды	5
4. Основные свойства воды при различном атмосферном давлении	5
4.1 Свойства чистой воды	5
4.2 Способность воды к растворению	6
4.3 Строение атома водорода	6
4.4 Строение атома кислорода	6
4.5 Строение молекулы воды	7
4.6 Физико-химические свойства воды	8
ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ	
ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ	9
ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ И МЕРЫ ПРЕДОСТОРОЖНОСТИ	10
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1	
Определение общей жёсткости воды	11
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2	
Умягчение воды при помощи ионообменных смол	15
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3	
Определение общей кислотности, щёлочности и остаточной жёсткости воды	18
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4	
Определение перманганатной окисляемости	20
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5	
Определение мутности/прозрачности	22
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6	
Определение физических показателей качества воды	24
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7	
Определение общей минерализации воды	28
РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА	30

УЧЕБНОЕ ИЗДАНИЕ

Составитель:  
ТУР Элина Аркадьевна

## МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

к лабораторным и практическим работам курсов «Химия» и  
«Основные технологии пищевых производств» по теме

### «Определение физико-химических показателей качества воды»

*для студентов специальностей:*

1-70 01 01	Производство строительных изделий и конструкций
1-70 02 01	Промышленное и гражданское строительство
1-70 02 02	Экспертиза и управление недвижимостью
1-70 03 01	Автомобильные дороги
1-36 01 01	Технология машиностроения
1-36 01 03	Технологическое оборудование машиностроительного производства
1-37 01 06	Техническая эксплуатация автомобилей
1-37 01 07	Автосервис
1-53 01 01	Автоматизация технологических процессов и производств
1-36 09 01	Машины и аппараты пищевых производств
1-70 04 03	Водоотведение, водоснабжение, очистка природных и сточных вод
1-74 05 01	Мелиорация и водное хозяйство
1-70 04 02	Теплоснабжение, вентиляция и охрана воздушного бассейна

Ответственный за выпуск: ТУР Э.А.

Редактор: СТРОКАЧ Т.В.

Компьютерная верстка: БОРОВИКОА Е.А.

Корректор: НИКИТЧИК Е.В.

---

Подписано к печати 29.11.2011 г. Формат 60x84 <sup>1</sup>/<sub>16</sub>. Гарнитура Arial Narrow.  
Бумага «Снегурочка». Усл.п.л. 1,86. Уч.изд.л. 2,0. Тираж 50 экз. Заказ № 1129.

Отпечатано на ризографе Учреждения образования  
«Брестский государственный технический университет»  
224017, г. Брест. ул.Московская, 267.