

Исследовательская работа

*Химический анализ питьевой
воды*

Выполнила:
ученица 9 класса
НОУ СОШ «Геула»
Бабенко Наталья

Научный руководитель:
учитель химии
Болотина Валерия Вячеславна

Пятигорск 2010

Содержание

| | стр. |
|--|------|
| Введение..... | 3 |
| Основная часть..... | 4 |
| 1. Отбор пробы на анализы..... | 4 |
| 2. Определение физических показателей качества воды..... | 4 |
| 3. Определение качественного и количественного анализа воды..... | 7 |
| Заключение..... | 15 |
| Литература..... | 16 |
| Приложение (схемы, фотографии, рисунки, графики). | |

Введение

Вода, как самый распространенный в биосфере планеты Земля минерал, как среда, в которой зародилась жизнь на Земле, как самое загадочное по своим физико-химическим свойствам вещество, было, остается и будет объектом пристального внимания исследователей.

Мало кто в наши дни сомневается, что вода, которую мы пьем и используем в быту, нуждается в дополнительной очистке, откуда бы она ни поступала – из колодца, артезианской скважины или водопровода.. По санитарным нормам любая вода, которая течет из крана, должна отвечать стандартам питьевой воды.

Вода жизненно необходима. Она нужна везде – в быту, в сельском хозяйстве и промышленности. Вода необходима организму в большей степени, чем все остальное, за исключением кислорода.

Вода, которую мы потребляем, должна быть чистой. Болезни, передаваемые через загрязненную воду, вызывают ухудшение состояния здоровья, инвалидность и гибель огромного числа людей. Качество воды определяется по наличию в ней химических включений, которые раньше всего обнаруживают наши органы чувств.

Целью нашей работы является изучение химического состава и свойства питьевой воды нашей школы.

Исходя из этой цели мы поставили перед собой следующие **задачи**:

1. На основании качественного и количественного анализа определить водородный показатель рН-среду, физические показатели качества воды, содержание катионов и анионов (нитраты, хлориды, сульфаты, железа и растворенного кислорода) в исследуемой воде.
2. Расширить и углубить знания о качестве воды, оказывающей влияние на здоровье учащихся.
3. Проследить динамику изменения качества водопроводной воды.

Актуальность нашей темы в том, что вода является источником всего живого на Земле. Для того чтобы хорошо себя чувствовать, человек должен употреблять только чистую качественную питьевую воду. На сегодняшний день сохранение и укрепление здоровья человека - одна из наиболее актуальных проблем современности. Нашему организму очень важно получать чистую воду со сбалансированным минеральным составом. Вода должна быть соответствующего качества. Прежде всего, нас заинтересовал вопрос о том, что же входит в состав воды. И полностью ли она соответствует санитарным нормам. Этой исследовательской работой мы хотели побольше узнать о составе и свойствах воды, которую мы употребляем каждый день.

Методы исследования:

- изучение литературных данных о значении воды и ее загрязнителях;
- забор пробы на анализы;
- практические и лабораторные работы по определению физических показателей, качественных и количественных анализов воды;

Основная часть

1. Отбор пробы на анализы.

Точность анализа воды во многом зависит от правильного отбора воды. Отбирают пробы в склянки с резиновыми или притертыми пробками, которые предварительно ополаскивают исследуемой водой.

Мы отобрали пробу в стерильные банки с резиновыми крышками, которые предварительно ополаскивали исследуемой водой.

Оценивая качество воды, в первую очередь учитывают такие важные физические показатели как температура, цветность, запах, вкус, прозрачность, мутность, плотность.

Свое исследование мы начали с определения температуры воды.

Определение температуры воды.

Температура воды поверхностных источников зависит от температуры воздуха, его влажности, скорости и характера движения воды и ряда других факторов. Она может изменяться в весьма широких пределах по сезонам года (от 0,1 до 30 °С). Температура воды подземных источников более стабильна (8-12° С).

Оптимальной температурой воды для питьевых целей считается 7-11 °С

Для этого мы погрузили термометр в струю стекающей воды. Не вынимая термометр из воды произвели отсчёт: температура (t) исследуемой воды составила 11,4 °С. Значит, температура исследуемой воды в норме.

2. Определение физических показателей качества воды.

Цель работы: знакомство с органолептической оценкой качества воды.

Информация. Любое знакомство со свойствами воды, создаем мы это или нет, начинается с определения органолептических показателей, т.е. таких, для определения которых мы пользуемся нашими органами чувств (зрением, обонянием, вкусом)/. К органолептическим характеристикам относятся цветность, мутность (прозрачность), запах, вкус и привкус, пенистость.

Органолептическая оценка качества воды - обязательная начальная процедура санитарно-химического контроля воды. Ее правильному проведению специалисты придают большое значение.

Определение запаха воды.

Запахи в воде могут быть связаны с жизнедеятельностью водных организмов (высших водных растений, водорослей и др.), а также появиться при их отмирании. Это естественные запахи. Бывает и так, что в водоем попадают производственные сточные воды с примесями определенного запаха (фенолы, формальдегид, хлоропроизводные бензола и др.). это искусственные запахи.

- Качественную характеристику запаха дают по соответствующим признакам (болотный, землистый, гнилостный, рыбный, ароматический и т.п.). Запах исследуемой воды – ароматический.

- Силу запаха оценивают по пятибалльной шкале.

| Запах (вкус) | Интенсивность | Оценка в баллах |
|---------------|---|-----------------|
| Отсутствует | Не ощущается | 0 |
| Очень слабый | Обнаруживается только опытным исследователем. | 1 |
| Слабый | Обнаруживается потребителем в том случае, если обратить его внимание. | 2 |
| Заметный | Легко обнаруживается потребителем. | 3 |
| Отчетливый. | Вода непригодна для питья. | 4 |
| Очень сильный | Вода непригодна для питья. | 5 |

Ход работы.

В колбу с притертой пробкой налили исследуемую воду (2/3 объема) и сильно встряхивали в закрытом состоянии. Затем открыли и сразу же отметили характер и интенсивность запаха.

| Запах | Интенсивность | Балл |
|--------------|---|------|
| Очень слабый | Обнаруживается только опытным исследователем. | 1 |

По нормам СанПиН 2.1.4.1074-01 запах воды должен быть не более 2 баллов.

Определение вкуса воды.

Различный вкус воды может быть обусловлен присутствием химических соединений (хлористого натрия, солей железа, марганца, магния и др.), а также продуктами жизнедеятельности водных организмов. ГОСТ 3354-46 определены четыре вида вкуса: горький, сладкий, кислый, соленый. Остальные вкусовые ощущения характеризуются как привкусы. Количественно интенсивность вкуса определяют по той же шкале, что и запах.

Воду, безопасную в санитарном отношении, исследуют в сыром виде, в других случаях – после кипячения и последующего охлаждения до 18 – 20 °С.

По нормам СанПиН 2.1.4.1074-01 привкус должен быть не более 2 баллов.

Ход работы.

Для определения характера и интенсивности вкуса 10 мл исследуемой воды набрали в рот и держали 10 сек, не проглатывая.

| Вкус | Интенсивность | Балл |
|----------------|---------------|------|
| Слабый привкус | Не ощущается | 1 |

По нормам СанПиН 2.1.4.1074-01 интенсивность вкуса питьевой воды не должна превышать 2 баллов.

Определение прозрачности воды.

Существует два метода определения прозрачности воды.

- 1) по кресту;
- 2) по шрифту.

Прозрачность по кресту определяют в водоеме или при контроле качества очистки воды на очистных сооружениях.

Определение прозрачности по шрифту основано на нахождении максимальной высоты столба воды, через который можно прочесть стандартный шрифт «54178309».

Ход работы.

Определяем в бесцветных цилиндрах диаметром 3,0-3,5 см и высотой 60 см с градуировкой через каждый сантиметр.

Стандартный шрифт подложили под цилиндр на расстоянии 4 см от дна. Исследуемую воду налили в цилиндр и, изменяя количество воды, определили предельную высоту столба, что составила 34 см, при которой можно прочесть шрифт. Значит, прозрачность исследуемой воды соответствует нормам СанПиН.

По нормам СанПиН 2.1.4.1074-01 мутность питьевой воды должна быть не выше 1,5 мг/л. Прозрачность питьевой воды по шрифту должна быть не менее 30 см.

Определение плотности воды.

Плотность чистой воды зависит от температуры. При 15°C она равна 0,99913 г/см³, при 20 °C – 0,99823 г/см³.

Плотность природных и сточных вод зависит также и от растворенных соединений. Обычно плотность воды близка к единице.

Плотность воды с точностью до третьего десятичного знака можно определить ареометром.

Ход работы.

Исследуемую воду налили в цилиндр на 100 мл. осторожно опустили в неё ареометр. Уровень воды должен оказаться в пределах шкалы ареометра. Показание шкалы ареометра на уровне поверхности воды соответствует её плотности при данной температуре.

$$\rho_{\text{исследуемой воды}} = 0,99867 \text{ г/см}^3.$$

3. Определение качественного и количественного анализа воды.

Определение водородного показателя pH воды.

Степень кислотности и щелочности воды определяется соотношением концентрации водородных и гидроксильных ионов. Чистая вода – очень слабый электролит (удельная электропроводность при +25° С $6,2 \cdot 10^{-8} \text{ ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$).

Диссоциация воды



По закону действия масс, диссоциация воды как процесс обратимый характеризуется константой диссоциации K

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Концентрацию недиссоциированных молекул H_2O можно принять за постоянную величину, так как при + 22°С в 1 л из 55,37 молей H_2O диссоциирует только $1 \cdot 10^{-7}$ моля, т.е. чрезвычайно мало. Перенеся $[\text{H}_2\text{O}]$ в левую часть равенства, получим

$$K[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Подставив численные значения K и $[\text{H}_2\text{O}]$, получим

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

В чистой воде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ (22°С)}$.

Таким образом, как бы не менялись концентрации $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$, произведение их всегда будет постоянной величиной. При равенстве концентрации ионов H^+ и OH^- раствор нейтральный. Если концентрация H^+ -ионов больше $1 \cdot 10^{-7}$, реакция раствора кислая. Наоборот, при увеличении концентрации OH^- -ионов содержание H^+ становится меньше $1 \cdot 10^{-7}$, и раствор щелочной.

Так как между концентрациями H^+ - и OH^- -ионов существует обратная зависимость, то реакция среды характеризуется обычно концентрацией H^+ -ионов. Чтобы не оперировать с дробными числами, вместо концентрации H^+ -ионов пользуются ее отрицательным логарифмом – водородным показателем pH

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

Отсюда растворы с pH 7 имеют нейтральную реакцию, при $\text{pH} > 7$ – щелочную и при $\text{pH} < 7$ – кислую. pH – один из наиболее важных показателей при химическом анализе воды. В природных водах pH обычно зависит от соотношения концентрации различных форм уголекислоты, от присутствия органических кислот и солей, подвергающихся гидролизу. Питьевая вода, согласно ГОСТ 2874-54, должна иметь pH 6,5–8,5.

Устройство лабораторного pH-метра типа ЛП-58. Измеряется pH компенсационным методом: э. д. с., возникающая при погружении в исследуемый раствор электродов, компенсируется регулируемой в приборе противоположно направленной э.д.с. В момент компенсации ток в цепи отсутствует, что регистрируется с помощью нуль-индикатора. pH-Метр позволяет измерять э. д. с. –

от 0 до 1300 мВ, рН – от 0 до 13. Температура исследуемого раствора при определении рН должна быть от +20 до +40°C.

Ход работы.

Электроды и стакан промыли дистиллированной водой. Налили в стакан исследуемую воду. Температуру воды довели до +20°C. Установили ручку температурного компенсатора в соответствующее положение. Нажав кнопку 6, ручкой 1 стрелку привели в нулевое положение. рН = 6,25 (норма).

Определение нитратов.

По нормам СанПиН 2.1.4.1074-01 ПДК нитратов в воде составляет - 45,0 мг/л.

Колориметрическое определение с салицилатом натрия.

Аппаратура:

- фотометр, светофильтр ($\lambda = 400 + 413$)
- кюветы толщиной 1-5 см
- водяная баня.

Реактивы:

1. Салицилат натрия, 0,5%-ный раствор (всегда свежеприготовленный).
2. Серная кислота, ч.д.а. концентрированная, свободная от нитратов.
3. Едкий натр, приблизительно 10 н раствор: 400г NaOH (ч.д.а.) растворяют в дистиллированной воде и после охлаждения доводят до 1 л.
4. Нитрат калия, стандартный раствор: 0,01631 г.
 - а) запасной: 1 мл раствора содержит 0,100 мг NO_3^- ;
 - б) рабочий: разбавляют 10,0 мл запасного раствора дистиллированной водой до 100 мл; всего свежеприготовленный раствор; 1 мл раствора содержит 0,010 мг NO_3^- .

Калибровочная кривая:

Калибровочную кривую строят обработкой ряда стандартных растворов, содержащих 0-0, 5-1, 0-2, 0-10, 0-20 мг NO_3^- в 1 л. Для этого отмеривают 0-0, 5-1, 0 и т.д. мл рабочего раствора нитрата калия, доводят объем дистиллированной водой до 10 мл и заканчивают, как описано ниже.

Ход определения:

К 10 мл пробы прибавляем 1 мл раствора салицилата натрия и выпариваем в фарфоровой чашке на водяной бане досуха. После охлаждения сухой остаток увлажняем 1 мл серной кислоты и оставляем стоять 10 мин. Содержимое чашки разбавляем дистиллированной водой, переносим количественно в мерную колбу емкостью 50 мл, прибавляем 7 мл 10 н. раствора едкого натра, доводим дистиллированной водой до метки и тщательно перемешиваем. После охлаждения до комнатной температуры вновь доводим до метки и окрашенный раствор колориметрируем. В течение 10 мин после прибавления раствора едкого натра окраска не изменяется. Из найденных значений оптической плотности вычитаем

оптическую плотность холостой пробы (приготовленной тем же способом) с дистиллированной водой.

Расчёт:

Содержание нитрат-ионов в мг/л (X) или в мг экв/л (Y) вычисляют по формулам:

$$X = \frac{CV_2}{V_1}$$

$$Y = \frac{CV_2}{V_1 \cdot 62,0} = \frac{CV_2 \cdot 0,01613}{V_1}, \text{ где}$$

C – концентрация нитрат-ионов, найденная по калибровочной кривой мг/л;

V₁ – объем пробы, взятой для анализа, мл;

V₂ – объем окрашенной пробы, мл (50 или 100)

62,0 – эквивалент.

D_{NO₃} (холост.) – 0,024; 0,020; 0,024. D_{ср.} = 0,023.

D_{NO₃} (пробы) – 1,10; 1,12; 1,087. D_{ср.} = 1,110.

D = 1,110 – 0,023 = 1,087.

По калибровочной кривой C_x = 2,02.

C(NO₃) = 2,02*50/10 = 10,1 мг/л

Результат: В 1 л литре исследуемой воды содержится 10,1 мг нитрат-ионов.

Определение хлоридов.

Хлориды присутствуют практически во всех водах. В основном их присутствие в воде связано с вымыванием из горных пород наиболее распространённой на Земле соли - хлорида натрия (поваренной соли). Хлориды натрия содержатся в значительных количествах в воде морей, а также некоторых озёр и подземных источников.

ПДК хлоридов в воде питьевого качества - 300...350 мг/л (в зависимости от стандарта).

Аргенометрическое определение по мору.

Реактивы:

1. Хромат калия, 5% раствор: 50 г K₂CrO₄ (ч.д.а.) растворяют в небольшом объеме, прибавляют раствор нитрата серебра до начала образования красного осадка. После двухчасового отстаивания раствор фильтруют и доводят до 1 л.

2. Нитрат серебра, 0,1 и (0,05 и 0,02 н) раствор: 16,9874 г ((8,4937 г или 3,3975 г) AgNO₃ (ч.д.а.), высушенного при 105 °С, растворяют в воде и доводят до 1 л. Титр или поправку раствора определяют титрованием 5 мл основного раствора хлорида натрия соответствующей нормальности, разбавленного до 100 мл водой. Далее титруют описанным методом.

3. Хлорид натрия, 0,1 н (0,05 н и 0,02 н) основной раствор: 5,8443 г (2,9221 г или 1,1683 г) NaCl (ч.д.а.), высушенного при 105°C, растворяют в воде и доводят до 1 л при 20 °C.

Ход определения:

Для определения взяли 2 колбы: в первую налили 50 мл фильтрованный пробы, доводим до 100 мл бидистиллированной водой. Во вторую – 100 мл бидистиллированной воды (холостая проба). Затем приливаем по 1 мл K₂C₂O₄ и при постоянном перемешивании титруем раствором нитрата серебра AgNO₃ до начала перехода лимонно-желтой окраски в оранжево-желтую.

V_{расхода раствора AgNO₃ (пробы)} = 14,5 мл (а)

V_{расхода раствора AgNO₃ (холост.)} = 4,6 мл (в)

Расчет:

Содержание хлорид-ионов в мг/л (X) или в мг экв/л (Y) определяют:

$$X = \frac{(a - в) \cdot K \cdot N \cdot 1000 \cdot 35,45}{V} \quad Y = \frac{(a - в) \cdot K \cdot N \cdot 1000}{35,45 \cdot V}, \text{ где}$$

а – расход раствора AgNO₃ при титровании пробы, мл;

б – расход раствора AgNO₃ при холостом определении, мл;

N – нормальность используемого титрующего раствора;

K – поправка для приведения концентрации AgNO₃ к данной нормальности;

V – объем пробы, взятой для определения, мл;

35,45 – эквивалент хлорид-иона.

$$X = \frac{(14,5 - 4,6) \cdot 0,04386 \cdot 1000 \cdot 35,45}{50} = 308 \text{ мг/л}$$

$$K_{\text{поправоч. коэф-т}} = 0,04386. \quad (0,05 \text{ н})$$

Результат: в 1 л исследуемой воды содержатся 308 мг хлорид-ионов.

Определение железа.

Содержание соединений железа. Железо может встречаться в природных водах в следующих видах:

- Истинно растворённом виде (двухвалентное железо, прозрачная бесцветная вода);
- Нерастворённом виде (трёхвалентное железо, прозрачная вода с коричневатобурым осадком или ярко выраженными хлопьями);
- Коллоидном состоянии или тонкодисперсной взвеси (окрашенная желтоватокоричневая опалесцирующая вода, осадок не выпадает даже при длительном отстаивании);
- Железоорганика - соли железа и гуминовых и фульвокислот (прозрачная желтовато-коричневая вода);
- Железобактерии (коричневая слизь на водопроводных трубах);

В поверхностных водах средней полосы России содержится от 0,1 до 1 мг/дм³ железа, в подземных водах содержание железа часто превышает 15-20 мг/дм³.

Значительные количества железа поступают в водоемы со сточными водами предприятий металлургической, металлообрабатывающей, текстильной, лакокрасочной промышленности и с сельскохозяйственными стоками. Очень важен анализ на содержание железа для сточных вод. Концентрация железа в воде зависит от pH и содержания кислорода в воде. Железо в воде колодцев и скважин может находиться как в окисленной, так и в восстановленной форме, но при отстаивании воды всегда окисляется и может выпадать в осадок. Много железа растворено в кислых бескислородных подземных водах.

По нормам Сан ПиН 2.1.4.1074-01 содержание железа общего допускается не более 0,3 мг/л.

Аппаратура:

Фотоэлектроколориметр с сине-зеленым светофильтром (длина волны 495 нм);

Реактивы:

1. Стандартный раствор железа. В мерной колбе объемом 1 л с небольшим количеством дистиллированной водой растворяют 0,8634 г железоаммониевых квасцов $\text{FeNH}_4(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, добавляют несколько капель соляной кислоты до 2 мл (плотность 1,19 г/см³) до получения прозрачного раствора и объем доводят до 1 л. В 1 мл раствора содержится 0,1 мг Fe^{3+} .
2. Роданистый аммоний или калий. 20 % раствор.
3. Перманганат калия, приблизительно 0,1 н раствор.
4. Азотная кислота, 6 н. (плотность 1,195 г/см³). В 1 л дистиллированной воды растворяют 382 мл концентрированной азотной кислоты.

Ход определения.

Взяли 2 колбы. В одну колбу для кипячения налили 50 мл перемешанной пробы. В другую 50 мл дистиллированной воды (холостая проба), добавили по 5 мл 6 н. азотной кислоты и кипятили в течение 5 мин. К горячей жидкости прибавили раствор перманганата калия до слабо-розового окрашивания после 5 мин. стояния. Раствор охлаждаем, фильтруем через бумажный фильтр и переносим в мерную колбу на 100 мл добавляем по 5 мл роданистого аммония, объем раствора доводим дистиллированной водой до метки и после перемешивания сейчас же измеряем оптическую плотность, вводим поправку на оптическую плотность холостой пробы и по калибровочной кривой находим содержание железа.

Калибровочная кривая:

Строится на основании анализа серии, содержащей от 0,5 до 10 мл стандартного раствора железа.

Расчет:

Содержание железа (мг/л) определяют по формуле:

$$X = \frac{C \cdot 1000}{V}, \text{ где}$$

C – концентрация железа, определенная по калибровочной кривой, мг;

V – объем пробы, взятой для определения, мл.

$D_{\text{Fe (холост.)}} = 0,067; 0,06; 0,062; 0,062.$ $D_{\text{хол. (средн.)}} = 0,061.$

$D_{\text{Fe (пробы)}} = 0,087; 0,085; 0,086; 0,086.$ $D_{\text{пробы (средн.)}} = 0,086.$

$D = D_{\text{хол.}} - D_{\text{пробы}} = 0,086 - 0,063 = 0,023.$

По калибровочной кривой находили содержание железа (см. приложение).

$C_x = 0,0057.$

$$C_{\text{Fe(пробы)}} = \frac{0,0057 \cdot 1000}{50} = 0,11 \text{ мг / л}$$

Результат: В 1 л исследуемой воды содержится 0,11 мг железа.

Определение растворенного кислорода.

Кислород находится в воде в растворенном виде. Растворенный кислород в подземных водах отсутствует, содержание в поверхностных водах соответствует парциальному давлению, зависит от температуры воды и интенсивности процессов, обогащающих или обедняющих воду кислородом и может достигать 14 мг/л.

Реактивы:

1. Сульфат марганца (II), раствор: 400 г $\text{MnSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (480 $\text{MnSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ или 364 г $\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) растворяют в дистиллированной воде и доводят объем до 1 л. Фильтруют через бумажный фильтр.

2. Едкое кали с азидом, раствор: 700 г KOH растворяют в 700 мл дистиллированной воде; отдельно растворяют 10 г азиды натрия NaN_3 в 40 мл дистиллированной воде; оба раствора смешивают и разбавляют дистиллированной воде до 1 л.

3. Серная кислота H_2SO_4 (ч.д.а.), разбавленная 1:4.

4. Йодид калия, 15% раствор: 15 г KI (ч.д.а.) растворяют в дистиллированной воде, прибавляют 1 мл 1 н. раствора едкой щелочи и доводят до 100 мл.

5. Тиосульфат натрия, 0,025 н раствор: растворяют 6,25 г $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (ч.д.а.) и 0,2 г Na_2CO_3 (ч.д.а.) в дистиллированной воде и доводят до 1 л.

Для установки титра в колбу приливают 100 мл дистиллированной воды, прибавляют 10 мл 15% раствора KI 5 мл разбавленной H_2SO_4 (1:4) и 20 мл 0,05 н раствора бихромата калия. После перемешивания раствор оставляют на 5 мин. В темноте и затем титруют раствором тиосульфата натрия с 1-2 мл раствора крахмала. Титр проверяют не реже 1 раза в неделю.

$$\frac{V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{20}$$

$$\text{Титр К} = \frac{\text{-----}}{V(\text{тиосульфата натрия})} = \frac{\text{-----}}{V(\text{тиосульфата натрия})}$$

6. Бихромат калия, 0,05 н раствор: растворяют 2,4518 г $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ высушенного при 105°C в дистиллированной воде и доводят при 20 °C объем до 1 л.

7. Крахмал 0,5% раствор. Смешивают 5 г растворимого крахмала (ч.д.а.) с 50 мл дистиллированной водой и приливают к 950 мл кипящей дистиллированной воде.

Ход определения:

В кислородную склянку, заполненную доверху пробой, вводим 1 мл раствора MnSO_4 . Наполненную этим раствором пипетку погрузим до самого дна кислородной склянки, открыли верхний её конец и медленно вынули пипетку. Затем другой пипеткой наливаем 1 мл раствора едкого кали с азидом. В этом случае конец пипетки подводим только под уровень пробы в горлышке кислородной склянки. Затем склянку осторожно закрываем пробкой так, чтобы под пробкой не оставалось пузырьков воздуха, несколько раз переворачиваем вверх дном. Даем осадку осесть на дне склянки, открываем склянку и наливаем в нее пипеткой 3 мл разбавленной H_2SO_4 (2:3). Склянку закрываем (на выделяющуюся при этом жидкость не обращают внимания) и перемешиваем. Осадок исчез. Затем переливаем в колбу для титрования, добавляем 2 мл раствора КЖ. Через 5 мин титруем выделившийся йод раствором тиосульфата до светло-желтой окраски. Прибавляем 1-2 мл раствора крахмала и титруем до исчезновения синей окраски. На титрование израсходовали 10,3 мл тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$).

Расчёт:

Содержание кислорода (X) в мг/л находят по формуле:

$$X = \frac{AKN \cdot 8 \cdot 1000}{V_1 - V_2} = \frac{AK \cdot 0,025 \cdot 8000}{V_1 - V_2} = \frac{AK \cdot 200}{V_1 - V_2}, \text{ где}$$

A – объем раствора тиосульфата натрия, израсходованного на титрование, мл;

K – поправочный коэффициент к нормальности раствора тиосульфата натрия (титр);

N – нормальность раствора тиосульфата натрия;

V_1 – вместимость кислородной склянки, мл (182,7);

V_2 – общий объем реактивов, прибавленных в склянку при фиксации кислорода, мл ($V_2 - 4$ мл);

8 – эквивалент кислорода.

0,02 н – теоретический

0,0207 н – фактический

1 л – 1000 мл

$$X = \frac{10,3 \cdot 0,0207 \cdot 8 \cdot 1000}{182,7 - 2} = 9,47 \text{ мг / л}$$

Результат:

В 1 л исследуемой воды содержится 9,47 мг растворенный кислород.

Определение сульфатов.

Сульфаты попадают в подземные воды в основном при растворении гипса, находящегося в пластах. Повышенное содержание сульфатов в воде приводит к расстройству желудочно-кишечного тракта (тривиальные названия сульфата магния и сульфата натрия (солей, обладающих слабляющим эффектом) - "английская соль" и "глауберова соль" соответственно).

ПДК сульфатов в воде питьевого качества - 500 мг/л.

Титриметрический метод в присутствии дитизона в качестве индикатора.

Реактивы:

1. Нитрат свинца, 0.02 н раствор. Титр этого раствора устанавливают по стандартному 0.02 н , раствору сульфата натрия.
2. Дитизон. Кристаллический дитизон смешивают с бензойной кислотой в отношении 1:50 и растирают в порошок.
3. Сульфат натрия. 0,02 н раствор. Растворяют 1,4204 г безводного сульфата натрия (для его приготовления кристаллический сульфат натрия ч.д.а. нагревают в фарфоровой чашке при температуре около 100°C до тех пор, пока не останется рыхлый белый порошок) и разбавляют дистиллированной водой до 1 л.
4. Ацетон или этиловый спирт, ч. 96 %
5. Соляная кислота, разбавленная 163, для регенерации катионита.

Ход определения:

Пробу воды пропускаем через колонку с катионитом в Н-форме для устранения мешающих определению катионов. Отбросив первые порции фильтрата, отбираем пробы. Прибавляем двойное по объему количество ацетона или 20 мл и порошок дитизона так, чтобы раствор стал зеленым. Затем подогреваем до 50°C и титруем раствором нитрата свинца, прибавляя его из микробюретки до перехода зеленой окраски в красно - фиолетовую.

$V_{\text{Pb(NO}_3)_2}$, израсходованного на титрование = 0,8 мл

Расчет:

Содержание сульфат-ионов (X) в мг/л вычисляют по формуле

$$X = \frac{AK \cdot 0,02 \cdot 48,03 \cdot 1000}{V} = \frac{AK \cdot 960,6}{V}, \text{ где}$$

A – объем израсходованного на титрование 0,02 н раствора нитрата свинца, мл;

K – поправочный коэффициент для приведения концентрации раствора нитрата свинца точно к 0,02 н;

V – объем пробы, взятой для определения, мл;

48,03 – эквивалент SO_4^{2-} .

$$K_{\text{поправоч. коэф.}} = \frac{V_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{титра Pb(NO}_3)_2}} = \frac{4 \text{ мл}}{7,8 \text{ мл}} = 0,51282$$

$$N_{\text{Pb(NO}_3)_2} \text{ (нормальность р-ра)} - K \cdot N_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 0,51282 \cdot 0,02 = 0,01026$$

$$N_{\text{факт.}} = 0,01026$$

$$X=0,8*0,02*48,03*1000/10=76,85\text{мг/л}$$

Результат: В 1 л исследуемой воды содержится 76,85 мг сульфат-ионов.

Заключение.

В результате исследованной нами работы, мы узнали много нового о физических показателях и химическом составе питьевой воды нашей школы. Мы провели качественный и количественный анализ воды и определили pH-среду, содержание растворенного кислорода, нитратов, хлоридов, сульфатов и железа.

Таким образом, оказалось, что в питьевой воде:

| Показатели | Среднее значение, мг/л | ПДК, мг/л |
|----------------------------------|---------------------------|--------------|
| pH | 6,75 | 6,5 - 8,5 |
| Растворенный кислород | 9,47 | 14.5 |
| Железа Fe^{3+} | 0,11 | 0,3-0,5 |
| Хлорид-ионов Cl^- | 308 | 350 |
| Сульфат-ионов SO_4^{2-} | 76,85 | 500 |
| Нитрат-ионов NO_3^- | 10,1 | 45 |

Свои результаты мы сравнили с *нормами СанПиН 2.1.4.1074-01* и сделали для себя вывод, что исследуемая вода соответствует гигиеническим требованиям к качеству воды.

В ходе наших исследований мы приобрели навыки проведения лабораторных анализов в условиях специализированной лаборатории. Это дало нам возможность поближе познакомиться с аналитической химией, раскрыть её особенности и тонкости.

В ходе выполнения данной работы мы узнали, что в составе питьевой воды содержится очень много химических элементов, и мы определили содержание некоторых из них.

Исследование нас очень заинтересовало, и мы надеемся продолжить её в будущем.

Литература.

1. Крешков А.П. Основы аналитической химии. 3-е издание. Т. I – V. Химия, 1970.
2. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии. – М.: Химия, 1980. Справочник химика. Т. IV/Под. ред. Б.П. Никольского. 2-е издание. – Л.: Химия, 1965
3. Лурье Ю.Ю. Методика технологического контроля работы очистных сооружений городской канализации. Министерство жилищно-коммунального хозяйства РСФСР. Главное управление водопроводного хозяйства.
4. Цитович И.К. Курс аналитической химии. Санкт-Петербург - Москва. Краснодар. 2004.