

Государственное бюджетное общеобразовательное учреждение
средняя общеобразовательная школа № 324
Курортного района Санкт-Петербурга

III Районный Фестиваль ученических исследовательских работ в предметах
естественнонаучного цикла для учащихся 8-10 классов

Исследовательская работа по химии
«Природные индикаторы»

Авторы:

ученики 10-а класса
Богданов Юрий,
Курчин Леонид

Научный руководитель:

Учитель химии
Огурцова И.В.

Санкт-Петербург
2015

Содержание

| | |
|---|----|
| Введение..... | 2 |
| Глава I. Индикаторы. Теоретические вопросы..... | 5 |
| 1.1. Общие положения | 5 |
| 1.2. Природные индикаторы..... | 7 |
| 1.3. Красящие вещества в составе природных индикаторов – растительные пигменты..... | 8 |
| 1.3.1. Антоцианы..... | 9 |
| Выводы по главе I..... | 12 |
| Глава II/ Кислотность, общие понятия, способы расчета..... | 12 |
| 2.1. Понятие о кислотности..... | 12 |
| 2.2. Расчет рН растворов сильных одноосновных кислот и сильных однокислотных оснований..... | 14 |
| 2.3. Приготовление растворов с заданной величиной рН..... | 15 |
| Выводы по главе II..... | 15 |
| Глава III. Практическая часть..... | 15 |
| 3.1. Методика приготовления природных индикаторов..... | 15 |
| 3.2. Приготовление растворов с заданной величиной рН..... | 16 |
| 3.3. Исследование растительных индикаторов в растворах с разной величиной рН..... | 18 |
| Выводы по главе III..... | 21 |
| Заключение | 22 |
| Литература..... | 22 |

Введение

Для решения волнующих все мировое сообщество экологических проблем и выработки стратегии жизнедеятельности человечества необходимо формирование у человечества нового мировоззрения, основанного на представлении единой картины мира. Нужны не фрагментарные, а системные знания с учетом взаимосвязанности, вечности и бесконечности материи. Особую роль на этом пути должны играть химические знания, дающие основу для понимания сути природных явлений, их систематизации. Единство биосферы как особой оболочки Земли воспринимается не сразу: она многообразна и содержит систему противоречий. Что же позволяет рассматривать различные геосферы как части единого целого? Существуют ли единые природные процессы, которые определяют все многообразие явлений, наблюдаемых в окружающем нас мире? К числу таких важнейших процессов, пронизывающих всю биосферу, относятся процессы формирования кислотно-основных свойств природной среды, тесно связанные с окислительно - восстановительными процессами. Именно они в значительной степени определяют биологическую доступность элементов питания, миграционную способность некоторых токсичных для биоты элементов, видовое разнообразие экосистемы, типы процессов жизнедеятельности организмов, приобретая ведущее значение во многих экосистемах.

Какими параметрами характеризуются кислотно - основные свойства природной среды и чем определяется степень кислотности либо щелочности природных водных сред? Кислотно-основные свойства (реакцию среды) природных вод, а также почвенных паст, суспензий, вытяжек, атмосферных осадков характеризуют **степенью кислотности**, определяемой **величиной рН**, а также общим уровнем кислотности (щелочности). Определять величину кислотности среды возможно несколькими способами. Простейшим из них является индикаторный, то есть использование специальных органических соединений, имеющих различную окраску в

кислой, нейтральной и щелочной среде или дающие разную окраску в двух или трех средах: кислой и щелочной или в кислой, нейтральной и щелочной.

Целями данной работы явились:

1. теоретическое изучение вопроса о рН растворов;
2. выработка умений рассчитывать эту величину для кислых и щелочных растворов;
3. выработка умения готовить растворы с заданной величиной рН;
4. теоретическое изучение вопроса о растительных красителях;
5. поиск природных индикаторов, которые однозначно дадут оценку кислотности природной среды (в частности, почвы).

Актуальность исследования заключается в том, что на основании проведенных исследований даются рекомендации для использования отваров растительного сырья для примерной оценки величины рН, что актуально в случае отсутствия специального оборудования. По окраске растений и её интенсивности возможно определить наличие избытка кислот или щелочей в атмосферном воздухе и почве.

Объект исследования – природное растительное сырье, находящееся в природе в диком состоянии, а также используемое человеком для своих нужд в виде садовых, огороднических целях и в виде комнатных растений.

Предмет исследования – цвета отваров растительного сырья в растворах с различной величиной рН.

Методы исследования – прямой эксперимент, анализ, сравнение.

Методология исследования – описание изменения цвета отваров растительного сырья в специально приготовленных растворах с разной величиной рН.

Научная новизна – рассматривается в рамках школьных знаний и заключается в найденной связи между изменениями окраски растительных отваров и химическим составом растительного сырья.

Работа способствует развитию у учащихся любознательности, наблюдательности и приобретению практических навыков проведения наблюдений, исследованию и обобщению информации для обоснования конечных выводов.

Гипотеза исследования: существуют растения, в листьях и цветках которых содержатся вещества, реагирующие на изменение кислотности среды.

Практическая значимость работы: полученные результаты дают возможность экспресс - определения примерной величины рН в полевых условиях при отсутствии специального оборудования. Информацию, полученную в этой работе можно использовать как на уроках химии, так и на уроках биологии. Эта работа полезна и в узко прикладном направлении, например в домашнем хозяйстве и на даче, когда потребуется привести в порядок одежду или определить кислотность почвы на участке, что определяет урожайность плодов и ягод.

Глава I. Индикаторы. Теоретические вопросы.

1.1. Общие положения.

ИНДИКАТОРЫ (от лат. indicator – указатель) – вещества, позволяющие следить за составом среды или за протеканием химической реакции. Одни из самых распространенных – кислотно-основные индикаторы, которые изменяют цвет в зависимости от кислотности раствора. Происходит это потому, что в кислой и щелочной среде молекулы индикатора имеют разное строение. Примером может служить распространенный индикатор фенолфталеин, который раньше использовали также в качестве слабительного средства под названием пурген. В кислой среде это соединение находится в виде недиссоциированных молекул, и раствор бесцветен, а в щелочной – в виде однозарядных анионов, и раствор имеет малиновый цвет. Однако в сильнощелочной среде фенолфталеин снова обесцвечивается! Происходит это из-за образования еще одной бесцветной

формы индикатора – в виде трехзарядного аниона. Наконец, в среде концентрированной серной кислоты снова появляется красная окраска, хотя и не такая интенсивная. Ее виновник – катион фенолфталеина. Этот малоизвестный факт может привести к ошибке при определении реакции среды.

Различают индикаторы обратимые и необратимые. Изменение окраски первых при изменении состояния системы (например, фенолфталеина при изменении рН среды) может быть повторено многократно. Необратимые индикаторы подвергаются необратимым химическим превращениям, например, азосоединения при окислении ионами BrO_3^- разрушаются. Индикаторы, которые вводят в исследуемый раствор, называются внутренними, в отличие от внешних, реакцию с которыми проводят вне анализируемой смеси. В последнем случае одну или несколько капель анализируемого раствора помещают на бумажку, пропитанную индикатором, или смешивают их на белой фарфоровой пластинке с каплей индикатора. Индикатор применяют чаще всего для установления конца какой-либо химической реакции, главным образом, конечной точки титрования. В соответствии с титриметрическими методами, различают кислотно-основные, адсорбционные, окислительно-восстановительные и комплексонометрические индикаторы.

Кислотно-основные индикаторы представляют собой растворимые органические соединения, которые меняют свой цвет или люминесценцию в зависимости от концентрации ионов H^+ (рН среды). Они применяются для установления конца реакции между кислотами и основаниями. Причина изменения цвета индикаторов в том, что присоединение или отдача протонов его молекулами связаны с заменой одних хромофорных групп другими или с появлением новых хромофорных групп. Если индикатор слабая кислота HIn , то в водном растворе имеет место равновесие: $\text{HIn} + \text{H}_2\text{O} = \text{In}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. Если индикатор - слабое основание In , то: $\text{In} + \text{H}_2\text{O} = \text{HIn}^+ + \text{OH}^-$. В общем виде можно записать: $\text{In}_a + \text{H}_2\text{O} = \text{In}_b + \text{H}_3\text{O}^+$, где In_a и In_b – соответственно кислая

и основные формы индикатора, которые окрашены различно. Цвет раствора зависит от соотношения $[In_a]/[In_b]$, которое определяется рН раствора.

1.2. Природные индикаторы.

Природные индикаторы, как правило, кислотнo-основные. Многие из них легко доступны и потому известны не одно столетие. Это отвары или экстракты окрашенных цветов, ягод и плодов. Так, отвар ириса, анютиных глазок, тюльпанов, черники, ежевики, малины, черной смородины, красной капусты, свеклы и других растений становится красным в кислой среде и зелено-голубым – в щелочной. Это легко заметить, если помыть кастрюлю с остатками борща мыльной (т.е. щелочной) водой. С помощью кислого раствора (уксус) и щелочного (питьевая, а лучше – стиральная сода) можно также сделать надписи на лепестках различных цветов красного или синего цвета

Обычный чай – тоже индикатор. Если в стакан с крепким чаем капнуть лимонный сок или растворить несколько кристалликов лимонной кислоты, то чай сразу станет светлее. Если же растворить в чае питьевую соду, раствор потемнеет (пить такой чай, конечно, не следует). Чай же из цветков («каркаде») дает намного более яркие цвета.

Вероятно, самый старый кислотнo-основной индикатор – лакмус. Еще в 1640 году ботаники описали гелиотроп (*Heliotropium Turnesole*) – душистое растение с темно-лиловыми цветками, из которого было выделено красящее вещество. Этот краситель, наряду с соком фиалок, стал широко применяться химиками в качестве индикатора, который в кислой среде был красным, а в щелочной – синим. Об этом можно прочитать в трудах знаменитого физика и химика XVII века Роберта Бойля. Вначале с помощью нового индикатора исследовали минеральные воды, а примерно с 1670 года его начали использовать в химических опытах. «Как только вношу незначительно малое количество кислоты, – писал в 1694 французский химик Пьер Поме о „турнесоле“, – он становится красным, поэтому если кто хочет узнать,

содержится ли в чем-нибудь кислота, его можно использовать». В 1704 немецкий ученый М.Валентин назвал эту краску лакмусом; это слово и осталось во всех европейских языках, кроме французского; по-французски лакмус – *tourne-sol*, что дословно означает «поворачивающийся за солнцем». Так же французы называют и подсолнечник; кстати, «гелиотроп» означает то же самое, только по-гречески. Вскоре оказалось, что лакмус можно добывать и из более дешевого сырья, например, из некоторых видов лишайников.

К сожалению, почти у всех природных индикаторов есть серьезный недостаток: их отвары довольно быстро портятся – скисают или плесневеют (более устойчивы спиртовые растворы). Другой недостаток – слишком широкий интервал изменения цвета. При этом трудно или невозможно отличить, например, нейтральную среду от слабокислой или слабощелочной до сильнощелочной. Поэтому в химических лабораториях используют синтетические индикаторы, резко изменяющие свой цвет в достаточно узких границах pH. Таких индикаторов известно множество, и каждый из них имеет свою область применения. Например, метиловый фиолетовый изменяет окраску от желтой до зеленой в интервале pH 0,13 – 0,5; метиловый оранжевый – от красной (pH < 3,1) до оранжево-желтой (pH 4); бромтимоловый синий – от желтой (pH < 6,0) до сине-фиолетовой (pH 7,0); фенолфталеин – от бесцветной (pH < 8,2) до малиновой (pH 10); тринитробензол – от бесцветной (pH < 12,2) до оранжевой (pH 14,0).

1.3. Красящие вещества в составе природных индикаторов – растительные пигменты.

Пигменты - органические соединения, присутствующие в клетках и тканях растений и окрашивающие их. Расположены пигменты в хлоропластах и хромопластах.

В растительном мире известно около 2 тысяч пигментов. Наиболее стойкими, являются 150. Некоторые из них представлены в таблице ниже.

Накапливаются пигменты главным образом в корнях, цветках, кожуре плодов и в листьях растений.

Общее название растительных пигментов - биофлавоноиды. Это фенольные соединения, продукты жизнедеятельности растений. Большинство хорошо растворимы в воде, не растворимы в этиловом эфире, хлороформе и бензоле. Особенно богаты ими листья чая, цветы и листья гречихи, софоры японской, плоды цитрусовых, шиповника и черноплодной рябины (эти растения служат сырьем для производства медицинских препаратов). Значительные количества содержатся также в красном перце, черной смородине, землянике, малине, вишне, облепихе, некоторых сортах яблок, слив и винограда. Многие биофлавоноиды придают окраску цветам и плодам растений.

Все пигменты можно разделить на три группы — хлорофиллы, каротиноиды, антоцианы.

Хлорофилл определяет зеленую окраску листьев. Без этого изумрудного пигмента невозможна жизнь на планете, так как он осуществляет фотосинтез. Спутниками хлорофилла являются каротиноиды, которые определяют желтое, оранжевое и красное окрашивание. Так, желтые зерна кукурузы, оранжевая кожура мандарина, красные плоды шиповника своей окраской обязаны каротиноидам. Третья группа пигментов — антоцианы, которые определяют практически все краски растений — от оранжевой и красной до синей.

Особый интерес представляют пигменты третьей группы – антоцианы, которые обладают хорошими индикаторными свойствами. Они содержатся в составе всех окрашенных частей растения.

1.3.1. Антоцианы – это пигментные вещества, относящиеся к биохимической группе гликозидов. Именно они окрашивают в фиолетовый,

синий, сизый и темно-красный цвета листву и плоды многих растений. В очень небольшом количестве антоцианы присутствуют даже в тех растениях, цвет которых далек от фиолетового и красного. Например, в грушах, бананах и картофеле тоже есть этот природный пигмент. Но лидерами по содержанию антоцианов являются ягоды: ежевика, черника, голубика, бузина, клюква, черноплодная рябина, ирга. В садовой вишне тоже есть антоцианы, притом их больше в темных и кислых сортах, чем в сладких и ярко-красных. Очень богата антоцианами кожура винограда.

Химические и физические свойства антоцианов. Почему пигмент антоциан в разных растениях проявляется разными оттенками? Это зависит от того, какой ион входит в состав молекулы. Например, ион калия придает антоцианам ярко-красный или даже пурпурный цвет, а синевы добавляют ионы кальция и магния. Если в одном и том же растении присутствуют молекулы с ионами калия и магния, то его окраска выглядит фиолетовой или сизой. Кислотность биологической среды тоже влияет на оттенок пигмента антоциана. Проще говоря, чем кислее фрукт или ягода, тем они синее. Соответственно, чем слаще плод, тем он краснее. Именно этому интересному свойству антоцианов черника обязана своим вязким и кислым вкусом. Собственно, то же самое можно сказать обо всех болотных и лесных ягодах. Климатический фактор оказывает влияние на скорость и количество образования пигмента антоциана в листве и плодах растений. Вот почему виноград, выращенный, например, на Кавказе, где сухо и солнечно все лето, обладает таким сладким вкусом и насыщенным цветом, а тот, что растет в садах средней полосы России, все равно получается кисловатым и сизым, как за ним ни ухаживай. Каждый из знаменитейших виноградников России, Молдовы, Франции, Греции, Италии славится своими неповторимыми сортами. У них разный вкус, цвет и запах, поэтому и вина получаются такими разными.

Антоцианы в клетках находятся преимущественно в виде гликозидов. Их агликоны (базовые молекулы-предшественники), получившие название

антоцианидинов, связаны преимущественно с сахарами глюкозой, галактозой, рамнозой. Известно более 500 индивидуальных антоциановых соединений, и число их постоянно увеличивается. Все они имеют C_{15} -углеродный скелет — два бензольных кольца А и В, соединенные C_3 -фрагментом, который с атомом кислорода образует γ -пироновое кольцо (С-кольцо). При этом от других флавоноидных соединений антоцианы отличаются наличием положительного заряда и двойной связи в С-кольце.

При всем огромном многообразии антоциановые соединения — производные лишь шести основных антоцианидинов: пеларгонидина, цианидина, пеонидина, дельфинидина, петунидина и мальвидина, которые отличаются боковыми радикалами R1 и R2. Поскольку при биосинтезе пеонидин образуется из цианидина, а петунидин и мальвидин — из дельфинидина, можно выделить три основных антоцианидина: пеларгонидин, цианидин и дельфинидин — это и есть предшественники всех антоциановых соединений.

Модификации основного C_{15} -углеродного скелета создают индивидуальные соединения из класса антоцианов.

В какой цвет окрасят растение антоцианы, зависит от многих факторов. В первую очередь окраску определяют структура и концентрация антоцианов (она повышается в условиях стресса). Голубой или синий цвет имеют дельфинидин и его производные, красно-оранжевый — производные пеларгонидина, а пурпурно-красную — цианидина. При этом голубой цвет обуславливают гидроксильные группы, а их метилирование, то есть присоединение CH_3 -групп, приводит к покраснению. Кроме того, пигментация зависит от рН в вакуолях, где накапливаются антоциановые соединения. Одно и то же соединение в зависимости от сдвига в величине кислотности клеточного сока может приобретать различные оттенки. Так, раствор антоцианов в кислой среде имеет красный цвет, в нейтральной — фиолетовый, а в щелочной — желто-зеленый.

Выводы по главе I: окраску растений обеспечивают пигменты, в том числе хлорофилл и антоцианы. Строение молекул антоцианов таково, что они изменяют свою структуру в кислых или щелочных средах, что приводит к изменению их окраски. Таким образом, наличие антоцианов позволяет растениям быть индикаторами кислотности среды.

Глава II. Кислотность, общие понятия, способы расчетов

2.1. Понятие о кислотности.

Кислотность (лат. *aciditas*) — характеристика активности ионов водорода в растворах и жидкостях. Выражается через рН растворов.

Водородный показатель рН

В растворах неорганических веществ: соли, кислот и щелочей происходит электролитическая диссоциация – распад электролитов на ионы. При этом ионы водорода H^+ являются носителями кислотных свойств, а ионы OH^- – носителями щелочных свойств.. Для водных растворов действует уравнение равновесия: $a_{H^+} \times a_{OH^-} = K_w$, где K_w – константа, ионное произведение воды ($K_w = 10^{-14}$ при температуре воды 22 °С), а a_{H^+} и a_{OH^-} - активности катионов водорода и анионов гидроксила («кажущиеся» или эффективные молярные концентрации, приблизительно равные 1 для разбавленных растворов). Из этого уравнения следует, что активность ионов водорода H^+ и активность ионов OH^- связаны между собой. Датским биохимиком С.П.Л. Серенсеном в 1909 году был предложен водородный показатель **рН**, равный по определению десятичному логарифму активности водородных ионов, взятому с минусом:

$$pH = - \lg (a_{H^+}).$$

Исходя из того, что в нейтральной среде $a_{H^+} = a_{OH^-}$, и из выполнения равенства для чистой воды при 22 °С: $a_{H^+} \times a_{OH^-} = K_w = 10^{-14}$,



получаем, что кислотность чистой воды при 22 ° С (то есть нейтральная кислотность) = 7 ед. рН.

Растворы и жидкости в отношении их кислотности считаются:

- **нейтральными при рН = 7**
- **кислыми при рН < 7**
- **щелочными при рН > 7**

Некоторые заблуждения

Если кто-то из пациентов говорит, что у него «нулевая кислотность», то это не более, чем оборот речи, означающий, скорее всего, что у него нейтральное значение кислотности (рН=7). В организме человека величина кислотности не может быть меньше 0,86 рН. Также распространено заблуждение, что величины кислотности могут быть только в диапазоне от 0 до 14 рН. В технике возможна кислотность и отрицательная, и больше 20.

Когда говорят о кислотности кого-либо органа, важно при этом понимать, что часто в различных частях органа кислотность может значительно отличаться. Кислотность содержимого в просвете органа и кислотность на поверхности слизистой оболочки органа также часто бывает не одинаковой. Для слизистой оболочки тела желудка характерно, что кислотность на поверхности слизи, обращенной в просвет желудка кислотность 1,2–1,5 рН, а на стороне слизи, обращенной к эпителию — нейтральная (7,0 рН).

Величина рН для некоторых продуктов и воды

В таблице ниже указаны величины кислотности некоторых распространенных продуктов и чистой воды при разной температуре:

| Продукт | Кислотность, ед. рН |
|----------------|----------------------------|
| Лимонный сок | 2,1 |
| Вино | 3,5 |
| Томатный сок | 4,1 |

| | |
|------------------------|------|
| Апельсиновый сок | 4,2 |
| Черный кофе | 5,0 |
| Чистая вода при 100 °С | 6,13 |
| Чистая вода при 50 °С | 6,63 |
| Свежее молоко | 6,68 |
| Чистая вода при 22 °С | 7,0 |
| Чистая вода при 0° С | 7,48 |

2.2. Расчет pH растворов сильных одноосновных кислот и сильных однокислотных оснований.

Кислота (определение по Аррениусу) – это химическое соединение, которое в водном растворе полностью или частично диссоциирует на положительные ионы водорода и отрицательные ионы кислотного остатка. Отсюда следует:

- поскольку диссоциация сильной кислоты (HNO_3 , HCl , H_2SO_4 , HI , HBr , HClO_4) протекает практически полностью ($\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ (сильная кислота - сильный электролит), можно считать: $[\text{H}^+] = C_{\text{кисл}}$, где $C_{\text{кисл}}$ - молярная концентрация кислоты, моль/л.

$\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ (сильная кислота - сильный электролит)

Расчет pH сильной кислоты проводят по уравнению:

$\text{pH} = -\lg c_{\text{H}^+} = \text{p}C_m$ (к-ты), где c_{H^+} - молярная концентрация одноосновной сильной кислоты, моль/л; $\text{p}C_m$ (к-ты) = $-\lg c_{\text{кисл}}$

Основание (определение по Аррениусу) - это химическое соединение, которое в водном растворе частично или полностью диссоциирует на положительно заряженные ионы (простые или сложные) и отрицательно заряженные гидроксид - ионы.

Поскольку диссоциация сильного основания (NaOH, KOH и т.п.) протекает практически полностью, можно считать: $[\text{OH}^-] = c_{\text{осн}}$, где $c_{\text{осн}}$ - молярная концентрация основания, моль/л.

Расчет pH сильного основания проводят по уравнению:

$\text{pOH} = -\lg c_{\text{OH}^-} = \text{p}C_{\text{m(осн)}}$, где c_{H^+} - молярная концентрация однокислотного сильного основания, моль/л; $\text{p}C_{\text{m(осн)}} = -\lg c_{\text{OH}^-}$.

Известно соотношение $c_{\text{H}^+} \times c_{\text{OH}^-} = K_w = 10^{-14}$

То есть: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$. Тогда $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

ВЫВОДЫ по главе II:

1. Выяснено, что стоит за термином «pH растворов»
2. Освоена схема расчетов pH растворов сильных одноосновных кислот и сильных однокислотных оснований.

Глава III. Практическая часть.

3.1 Методика изготовления индикаторов

Для приготовления индикаторов из растительного сырья рекомендуется использовать окрашенные растения или их части. Выбор растительного материала для приготовления индикаторов неограничен. Существуют различные способов приготовления индикаторов. Рассмотрим те, которые нами использовались.

1. Индикатор из сока капусты можно получить следующим образом: 40-50 граммов мелко нарезанной капусты залить 25 мл этилового спирта, осторожно прокипятить, отфильтровать – индикатор готов.
2. Индикатор можно готовить не только из свежего сырья, но и из сушённого. Тонко измельчают высушенный растительный материал и берут 25 – 30 грамм, заливают 25% водным раствором аммиака (120 – 150 мл). 6 часов настаивают.
3. 50г свежих плодов размельчить в ступке, залить 200мл воды и кипятить в течение 2-3 минут. Затем охлаждённый и отфильтрованный раствор разбавить спиртом в соотношении 2:1 с целью предохранения раствора от

порчи. Аналогично готовят вытяжки из лепестков цветов. В таблице (приложение 3) указаны соотношения лепестков и воды.

4. Можно использовать сушеные ягоды, получая из них настои: для этого измельченный материал нужно залить водой и дать постоять некоторое время при комнатной температуре. Окрашенный раствор отфильтровать и использовать как индикатор. Многие ягоды сохраняют свои свойства, если их поместить в сахарный сироп.

5. Приготовление индикатора из варенья. Берут варенье, добавляют 10 мл воды и настаивают в течение 30 мин. Затем отфильтровывают раствор через бумажный фильтр в чистую пробирку.

Для приготовления индикаторной бумаги необходимо в приготовленную вытяжку опустить сухую фильтровальную бумагу на 10 – 12 минут, пока красящее вещество не адсорбируется целлюлозой. При необходимости эту процедуру повторяют 2 – 3 раза. Затем бумагу промывают и высушивают, не допуская попадания яркого света. Сухую бумагу разрезают и хранят в пакете.

3.2. Приготовление растворов с заданной величиной рН.

Для реализации целей, поставленных перед исследователями, было решено приготовить следующие растворы: рН = 1, рН = 4, рН = 7, рН = 10, рН = 14. Растворы готовились из заранее приготовленных с помощью стандарт - титров децимолярных (0,1 моль/л) растворов соляной кислоты и гидроксида натрия.

3.2.1. Приготовление 1000 мл растворов с рН = 4 и рН = 1.

Согласно 1.2., рН децимолярного раствора соляной кислоты равен 1. Растворы с рН=4 имеют концентрацию кислоты 0,0001 моль/л. Тогда при приготовлении растворов путем разбавления более концентрированного для двух растворов одноосновных кислот с разной молярной концентрацией известно соотношение: $c_1V_1 = c_2V_2$, где c – молярные концентрации кислоты, V – их объемы. Подставляя известные значения и обозначая искомый объем децимолярного раствора через x , получаем: $0,1x = 0,0001 \cdot 1000 = 1$ (мл).

Таким образом, для приготовления 1000 мл раствора соляной кислоты с $pH=4$ из децимолярного требуется 1 мл децимолярного.

Пипеткой отбирается 1 мл децимолярного раствора соляной кислоты и разводится дистиллированной водой в мерной колбе на 1 л. Проверка величин pH растворов соляной кислоты показала, что их pH равны 4 и 1.

Таким образом, нами приготовлены растворы с $pH=1$ и с $pH=4$.

3.2.1. Проверка pH дистиллированной воды.

Проверка pH дистиллированной воды с помощью универсального индикатора показала, что он близок к 7.

3.2.2. Приготовление 1000 мл растворов с $pH = 10$ и $pH = 14$.

Децимолярный раствор гидроксида натрия имеет $pH = 13$. Рассчитаем объем этого раствора, необходимый для приготовления 1000 мл раствора с $pH=10$, то есть с концентрацией 0,0001 моль/л. Вновь используем соотношение п.1.3.2, которое можно использовать и для расчета задач на разбавление растворов одноокислотных оснований: $c_1V_1 = c_2V_2$, где c – молярные концентрации щелочи, V – их объемы. Подставляя известные значения и обозначая искомый объем децимолярного раствора через x , получаем: $0,1x = 0,0001 \cdot 1000 = 1$ (мл). Таким образом, для приготовления 1000 мл раствора гидроксида натрия с $pH=10$ из децимолярного требуется 1 мл децимолярного.

Пипеткой отбирается 1 мл децимолярного раствора гидроксида натрия и разводится дистиллированной водой в мерной колбе на 1 л. Проверка с помощью универсального индикатора показала, что pH приготовленного раствора равен 10.

Для приготовления раствора гидроксида натрия с $pH=14$ необходимо использовать более концентрированный раствор щелочи. Он был приготовлен из стандарт - титра, концентрация его равна 1 моль/л, pH , соответственно, равен 14. Проверка этой величины с помощью универсального индикатора подтвердила наши расчеты и предположения.

3.3. Исследование растительных индикаторов в растворах с разной величиной рН.

Индикаторы готовились всеми методами, описанными в 3.1.

Изучение возможного изменения цвета исследовалось либо с помощью заранее приготовленных бумажных полосок, пропитанных раствором (отваром, настоем) растительного сырья, либо путем добавления 1-3 капель приготовленных отваров (настоев) в приготовленные растворы заданной кислотности.

Полученные результаты сведены в таблицу 1.

Таблица 1. Изменение цветов растительных индикаторов в растворах разной кислотности.

| Растительное сырье | цвет | | | | |
|---|--------------------------------|--------------------------------|------------------------------|-------------------------|---------------------|
| | рН = 1 | рН = 4 | рН = 7 | рН = 10 | рН = 14 |
| Капуста белокочанная | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый |
| Базилик | желтый | желтый | желтый | желтый | желтый |
| Мандарин (корки) | Светло-желтый | Светло-желтый | Светло-желтый | Светло-желтый | Светло-желтый |
| Лавровый лист | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый |
| Укроп (отвар) | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый |
| Чай (листовой «Принцесса Канди») | Светло-желтый | Светло-желтый | Желтый | Желтый | Темно-желтый |
| Чай черный пакетированный (Гринфилд) | Коричневато-красноватый | Коричневато-красноватый | Коричнево-красноватый | Коричнево-желтый | Темно-желтый |
| Тархун (экстрагон) | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый |

| | | | | | |
|------------------------------------|------------------------------|------------------------------|------------------------------|------------------------------|------------------------------|
| Черная смородина | Красная | Красная | Пурпурная | Зеленовато-синяя | Синий |
| Луковая шелуха | Светло-розовый | Светло-розовый | Светло-розовый | Желтый | Темно-желтый |
| Цветки фиалки розовые | розовый | розовый | розовый | Желтый | Желты |
| Цветки фиалки красные | Красный | Красный | Красный | Желтый | Желтый |
| Цветки фиалки фиолетовые | Фиолетовый | Фиолетовый | Фиолетовый | Зеленый | Зеленый |
| Брусника | Светло-розовый | Светло-розовый | Светло-розовый | Светло-розовый | Фиолетовый |
| Томатный сок натуральный | Красноватый | Красноватый | Красноватый | Красноватый | Красноватый |
| Томатный сок магазинный | Свернулся | Свернулся | Свернулся | Свернулся | Свернулся |
| Пуансетия, цветы | Желтый | Желтый | Желтый | Красный | Красный |
| Вишня (варенье) | Розовая | Розовая | Красная | Красный | Зеленая |
| Шиповник (сироп) | Светло-розовый | Светло-розовый | Светло-розовый | Светло-розовый | Светло-розовый |
| Гранат (сок) | Красный | Красный | Красный | Красный | Черный |
| Малина (варенье) | Светло-розовый | Светло-розовый | Светло-розовый | Зеленоваты | Черный |
| Красная смородина (варенье) | Ярко-розовый | Ярко-розовый | Ярко-розовый | Ярко-розовый | Черный |
| Клюква (сок) | Ярко-розовый | Ярко-розовый | Красный | Темно-зеленый | Черный |
| Виноград зеленый (сок) | Практически без цвета | Практически без цвета | Практически без цвета | Практически без цвета | Практически без цвета |

| | | | | | |
|--|----------------|----------------|----------------|----------------|----------------|
| Подорожник (отвар) | Зеленоватый | Зеленоватый | Зеленоватый | Зеленоватый | Зеленоватый |
| Щавель (отвар) | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Желтый |
| Листья одуванчика (отвар) | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Желто-зеленый |
| Ягоды рябины черноплодной (отвар высушенных ягод) | Светло-розовый | Светло-розовый | Светло-розовый | Светло-розовый | Слабо-красный |
| Листья клубники (отвар высушенного сырья) | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый |
| Листья яблони (отвар высушенного сырья) | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Желтый |
| Листья сливы (отвар высушенного сырья) | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-розовый |
| Копытень (отвар) | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый |
| Чистотел (отвар высушенного сырья) | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Слабо-красный |
| крыжовник | Бледно-зеленый | Бледно-зеленый | Бледно-зеленый | Бледно-зеленый | Желто-зеленый |
| Листья смородины (отвар высушенного сырья) | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-желтый | Бледно-зеленый |

| | | | | | |
|----------------------------------|-------------------|-------------------|-------------------|----------------------------|------------------------|
| Черника (варенье) | Малиновый | Малиновый | Сиреневы | Грязно- зеленый | Зеленый |
| Чеснок (отвар шелухи) | Розовый | Розовый | Розовый | Розово- желтый | Желтый |
| Морковь | Желтоватый | Желтоватый | Желтоватый | Желтоватый | Желтоват ый |
| Свекла | Бордовый | Бордовый | Бордовый | Синеватый | Синий |

Выводы по главе III:

1. Освоены методики приготовления растворов с заданной концентрацией из стандарт - титров и путем разбавления водой более концентрированного раствора.
2. Приготовлены растворы с заданными величинами pH: 1,4,7,10,14.
3. Приготовлены отвары из высушенного растительного материала, из варенья ягод и из плодов ягод и листьев, а также шелухи.
4. Изучено изменение цвета отваров в средах с разной кислотностью.
5. Не все растения могут быть использованы в качестве индикаторов кислотности среды.
6. Среди растений, в составе которых в основном хлорофилл (имеют зеленую окраску листьев и плодов) наиболее подходящими в качестве природный индикаторов являются щавель, листья яблони, листья одуванчика, сливы, смородины. Однако изменение окраски их отваров все равно не четко и не резко, как требуется.
7. Среди растений, имеющих изначально яркую окраску, наиболее подходящими среди исследованных нами являются черная смородина, луковая шелуха, цветы фиалок красные, розовые и фиолетовые, шелуха чеснока (исзначально не окрашенная), брусника, цветы пуансетии, вишня, малина, клюква и свекла. Отвары этих растений имеют различную окраску в кислой и щелочной среде. Их и можно рекомендовать в качестве природных индикаторов.

Заключение

В ходе проведенной работы, помимо новых знаний об индикаторах, механизме их действия, понятия о рН растворов, были приобретены и новые умения по приготовлению растворов заданной рН, освоена схема расчета величины рН, приобретены навыки проведения экспериментов по исследованию растворов.

Подтверждена гипотеза о том, что существуют растения, в листьях и цветках которых содержатся вещества, реагирующие на изменение кислотности среды. Это растения с интенсивной окраской, которую обеспечивают антоцианы, изменяющие свою структуру при разных величинах рН и потому изменяющие окраску. Нами среди 39 исследованных растений выявлены 12, которые могут быть использованы для качественной оценки величины рН.

Литература

1. Артамонов В.И. Занимательная физиология растений.- М.: Агропромиздат, 1991. – 337с.
2. Байкова В.М. Химия после уроков. Петрозаводск «Карелия», 1976. – 175 с.
3. Меженский В.Н. Растения-индикаторы. М.: ООО «Издательство АСТ»; Донецк: «Сталкер», 2004 — 76 с.
4. Оганесян Э. Т. Руководство по химии поступающим в вузы. - М.: Высш. школа, 1991. - 464с.
5. Химическая энциклопедия: в 5 т.: т. 2 / Гл. ред.: Кнунянц И.Л. – М.: Сов. Энцикл., 1990 – 671 с.
6. <http://www.edudic.ru/>. Биофлавоноиды. Химическая энциклопедия
7. <http://ru.wikipedia.org/wiki/>. Лакмус. Википедия. Свободная энциклопедия.
8. <http://www.moizveti.ucoz.ru/>. Мой цветочный мир.

9. <http://travi.uvaga.biz/>. Антоцианы. Лечебные травы.
10. <http://www.valleyflora.ru/>. Удивительный мир растений.
11. http://www.pereplet.ru/nauka/Soros/pdf/0007_047.pdf
12. <http://www.edudic.ru/>. Биофлавоноиды. Химическая энциклопедия
13. http://studopedia.ru/2_77441_raschet-rn-v-rastvorah-silnih-i-slabih-kislot.html

