Кировское областное государственное профессиональное

образовательное бюджетное учреждение

«Кировский медицинский колледж»

**ПРОЕКТ**

**СЕКЦИЯ: Химические науки**

**ТЕМА: «Бытовые кислоты, основания и соли»**

Работу выполнила:

студентка 1 курса

специальности

34.02.01 сестринское дело

Митина Полина Романовна

Руководитель проекта:

Преподаватель химии

Т.Л.Резник

**Киров**

**2022**

***Содержание***

[***Аннотация проекта*** 4](#_Toc99380319)

[***Введение*** 5](#_Toc99380320)

[***Глава I. Теоретические основы кислот*** 7](#_Toc99380321)

[***Основное понятие кислот.*** 7](#_Toc99380322)

[***Классификация кислот.*** 7](#_Toc99380323)

[***Важнейшие химические свойства кислот.*** 7](#_Toc99380324)

[***Физические свойства кислот.*** 9](#_Toc99380325)

[***Применение кислот в медицине.*** 10](#_Toc99380326)

[***Применение кислот в быту.*** 10](#_Toc99380327)

[***Получение кислот.*** 11](#_Toc99380328)

[***Глава II. Теоретические основы оснований*** 12](#_Toc99380329)

[***Основное понятие основания.*** 12](#_Toc99380330)

[***Классификация оснований. Физические свойства.*** 12](#_Toc99380331)

[***Общие химические свойства щелочей.*** 13](#_Toc99380332)

[***Окраска оснований.*** 14](#_Toc99380333)

[***Применение оснований.*** 14](#_Toc99380334)

[***Общие способы получения щелочей.*** 14](#_Toc99380335)

[***Получение нерастворимых основании.*** 15](#_Toc99380336)

[***Глава III.* *Теоретические основы солей*** 16](#_Toc99380337)

[***Основное понятие солей.*** 16](#_Toc99380338)

[***Получение солей.*** 16](#_Toc99380339)

[***Химические свойства солей.*** 17](#_Toc99380340)

[***Применение солей в медицине.*** 17](#_Toc99380341)

[***Применение солей в средствах гигиены.*** 17](#_Toc99380342)

[***Применение солей в промышленности.*** 18](#_Toc99380343)

[***Глава IV. Экспериментальная часть*** 19](#_Toc99380344)

[***Заключение*** 21](#_Toc99380345)

[***Список литературы.*** 22](#_Toc99380346)

# ***Аннотация проекта***

Целью работы является определение pH в растворах бытовых химических веществ, таких, как: кислоты, основания и соли. В работе таких же представляет подробный теоретический материал о данных веществах(химические и физические свойства, получение и классификация) и области их применения.

В практической части присутствует лабораторная работа, где описаны исследования веществ, нахождение pH, определение среды и отнесение выявленным веществ к классам: кислот, оснований и солей.

# ***Введение***

В настоящие время химия вошла во все жизненные сферы человека. На сегодняшний день мы просто не можем представить свою жизнь без химии. Мы каждый день пользуемся продуктами химического производства, такими как: удобрения для растений, санитарные средства для борьбы с насекомыми и грызунами, лакокрасочные средства, различные моющие и чистящие средства, резиновые изделия, лекарственные препараты и другое. Химия везде: и в предметах, которые мы используем повседневной жизни и внутри каждого человека.

Вот уже два с половиной года я изучаю химию. За это время я познакомилась с неорганическими кислотами, основаниями и солями. Меня заинтересовала эта тема. А где я могу встретить эти кислоты, основания и соли дома?

**Актуальность** моего проекта заключается в том, что человек в своей жизни ежедневно применяет различные вещества, не задумываясь, что это кислоты, соли и основания, применяемые в быту.

**Проблемная ситуация** моего проекта заключается в том, что каждое химическое вещество относится к какому – то классу органических или неорганических веществ и соответственно имеет определённую среду кислую или щелочную и в соответствии с этим обладает различными химическими свойствами. Человек в своей жизни ежедневно применяет различные химические вещества, не задумываясь о том, как они влияют на наш организм.

**Предмет исследования:** бытовые кислоты, основания и соли.

**Объект исследования:** химические вещества.

**Цель:** исследовать растворы бытовых химических веществ с помощью индикаторов.

**Задачи:**

1) изучить и выявить кислоты, основания и соли, используемые в быту и описать области их применения;

2) исследовать растворы бытовых химических веществ с помощью лакмусовой бумажки и сока краснокочанной капусты;

3) выяснить, какую роль играют кислоты, основания и соли в природе и в жизни человека;

4) отнести бытовые вещества к категории кислот, оснований и солей;

5) разработать буклет по теме: «Техника безопасности при работе с химическими веществами. Первая помощь при ожогах».

**Гипотеза:** предположим, что растворы бытовых химических веществ имеют в основном кислотные свойства.

**Методы исследования:** анализ, эксперимент, наблюдение.

**Практическая значимость** проектной работы заключается в том, что её материал может быть использован как готовый источник информации на семинарах, на лекциях по химии.

**Теоретическая значимость** состоит в том, что результаты моего проекта могут быть использованы в качестве лабораторных работ в учебных заведениях.

# ***Глава I. Теоретические основы кислот***

## ***Основное понятие кислот.***

Слова: "кислота" и "кислый" не просто так имеют общий корень. Растворы всех кислот на вкус кислые. Но это не значит, что раствор любой кислоты можно пробовать на язык – среди них встречаются очень едкие и даже ядовитые. Но такие кислоты такие как уксусная, яблочная, лимонная, аскорбиновая и другие, знакомы нам своим кислым вкусом.

Всех кислот, объединяет общее свойство – они содержат реакционноспособные атомы водорода. Тем самым, этим кислотам можно дать следующее определение:

Кислота – это сложное вещество, в молекуле которого имеется кислотный остаток один или несколько атомов водорода.

## ***Классификация кислот.***

Кислоты делятся на кислородсодержащие, например,

H3PO4 фосфорная кислота, HNO2 азотистая кислота и бескислородные, например, H2S сероводородная кислота, HCl хлороводородная кислота (соляная кислота).

По количеству атомов водорода, способных замещаться на металл, все кислоты делятся на одноосновные (с одним атомом водорода, например, HNO2 азотистая, HI йодоводородная), двухосновные (с 2 атомами водорода, например, H2SO4 серная, H2SiO3 кремнивая) и трехосновные (с 3 атомами водорода, например, H3PO4 фосфорная).

## ***Важнейшие химические свойства кислот.***

1.Практически все кислоты (кроме кремниевой) хорошо растворимы в воде. Растворы кислот в воде изменяют окраску специальных веществ – индикаторов. По окраске индикаторов определяют присутствие кислоты. Индикатор лакмус окрашивается растворами кислот в красный цвет, индикатор метиловый оранжевый – тоже в красный цвет.

Индикаторы представляют собой вещества сложного строения. В растворах оснований и в солях они имеют другую окраску, чем в растворах кислот.

2. Взаимодействие кислот с основаниями. Эта реакция, называется реакцией нейтрализации. Кислота реагируют с основанием с образованием соли, в которой всегда в неизменном виде обнаруживается кислотный остаток.

Вторым продуктом реакции нейтрализации обязательно является вода. Например, NaOH + HCl = NaCl + H2O

Для реакций нейтрализации достаточно, чтобы хотя бы одно из реагирующих веществ было растворимо в воде. Потому что практически все кислоты растворимы в воде, они вступают в реакции нейтрализации не только с растворимыми, но и с нерастворимыми основаниями. Исключением является кремниевая кислота, которая плохо растворима в воде и поэтому может реагировать только с растворимыми основаниями – такими как NaOH и KOH:

H2SiO3 + 2 NaOH = Na2SiO3 + 2H2O

3. Взаимодействие кислот с основными оксидами. Поскольку основные оксиды – ближайшие родственники оснований – с ними кислоты также вступают в реакции нейтрализации:

 2 HCl + CaO = CaCl2 + H2O

Как и в случае реакций с основаниями, с основными оксидами кислоты образуют соль и воду. Соль содержит кислотный остаток той кислоты, которая использовалась в реакции нейтрализации.

Например, фосфорную кислоту используют для очистки железа от ржавчины (оксидов железа). Фосфорная кислота, убирая с поверхности металла его оксид, с самим железом реагирует очень медленно. Оксид железа превращается в растворимую соль FePO4, которую смывают водой вместе с остатками кислоты.

4. Взаимодействие кислот с металлами. Как мы видим из предыдущего примера, для взаимодействия кислот с металлом должны выполняться некоторые условия (в отличие от реакций кислот с основаниями и основными оксидами, которые идут практически всегда).

Во-первых, металл должен быть достаточно активным (реакционноспособным) по отношению к кислотам. Например, золото, серебр и некоторые другие металлы с выделением водорода с кислотами не реагируют. Такие металлы как натрий, кальций, цинк – напротив – реагируют очень активно с выделением газообразного водорода и большого количества тепла.

2Li + 2HCl = 2LiCl + H2

## ***Физические свойства кислот.***

Агрегатное состояние. При нормальных условиях (при температуре 0°C) кислоты могут быть как твёрдыми веществами, так и жидкостями.

Твёрдым веществом являются ортофосфорная H3PO4, кремниевая H2SiO3, уксусная CH3COOH, борная H3BO3 и также лимонная кислота.

В жидком агрегатном состоянии находятся серная H2SO4 и азотная кислота HNO3.

Некоторые кислоты вообще не существуют в чистом виде, а представляют собой водные растворы.

По цвету: водные растворы кислот, как правило, бесцветные.

Некоторые кислоты являются летучими в концентрированном виде и имеют резкий запах.

Например, резкий характерный запах имеют концентрированная азотная и концентрированная соляная кислота. Сероводородная кислота H2S имеет специфический «аромат» сероводорода, напоминающий запах тухлых яиц.

Растворимость кислот в воде.

В подавляющем большинстве кислоты хорошо растворяются в воде. Практически нерастворимой является кремниевая кислота H2SiO3. Плохо растворяется в воде борная кислота H3BO3.

Из всех кислот: наибольшее применение в различных отраслях получили серная, соляная, азотная и ортофосфорная.

H2SO4 - производство других кислот, солей, удобрений, красителей, лекарств, очистка нефтепродуктов. Серную кислоту используют для осушения. Применяется для приготовления аккумуляторной кислоты.

HCl - производство солей, красок, лекарств.

HNO3 - производство удобрений, красителей, взрывчатых веществ.

H3PO4 - производство удобрений, моющих средств.

## ***Применение кислот в медицине.***

Борная кислота обладает антисептическими свойствами, её используют при приготовлении борной мази.

Ортофосфорная кислота широко применяется в стоматологии при пломбировании зубов. Также в незначительных количествах ортофосфорная кислота применяется в составах отбеливателей для зубов.

Разбавленную соляную кислоту применяют для лечения некоторых заболеваний желудочно-кишечного тракта.

## ***Применение кислот в быту.***

Лимонная кислота используется в кулинарии, а также для выведения всевозможных пятен: от вина, различных ягод, красок, ржавчины, чернил.

Щавелевая кислота применяется для удаления пятен от чернил, ржавчины. Однако следует иметь в виду, что кристаллическая кислота может вызвать ожоги слизистых оболочек ротовой полости, пищевода, желудка и является ядовитым веществом.

Борная кислота — в качестве микроудобрения и средства для борьбы с тараканами и домовыми муравьями.

Уксусная кислота применяется либо в виде столового уксуса, с массовой долей кислоты до 9 %, или в виде семидесяти-восьмидесятипроцентной эссенции. Уксус применяется в качестве консерванта, а также приправы к блюдам, удаления фруктовых пятен с тканей.

Соляная кислота применяется для очистки от известкового налёта раковин, ванн, умывальников, труб и радиаторов систем централизованного отопления.

 Разбавленная азотная кислота используется для чистки изделий из благородных металлов.

## ***Получение кислот.***

**1.**Взаимодействие**кислотных оксидов с водой.**При этом с водой реагируют при обычных условиях только те оксиды, которым соответствует**кислородсодержащая растворимая кислота.**

**Например, SO3 + H2O → H2SO4** (при этом**оксид кремния (IV) с водой не реагирует: SiO2  +  H2O ≠)**

2. Взаимодействие**неметаллов с водородом.** Таким образом получают только **бескислородные** кислоты. **Например, H20 + Cl20 → 2H+Cl—**

**3. Электролиз растворов солей.**

**Например,** 2**CuSO4 + 2H2O  →  2Cu + 2H2SO4  +  O2.**

**4.**Кислоты образуются при взаимодействии **других кислот с солями.**При этом **более сильная кислота вытесняет менее сильную**. **Например, CaCO3 + H2SO4  →  CaSO4 + H2O + CO2.**

**5.** Кислоты можно получить**окислением** оксидов, других кислот и неметаллов в водном растворе кислородом или другими окислителями.

**Например,** концентрированная азотная кислота окисляет фосфор до фосфорной кислоты: **P +5HNO3  → H3PO4 +5NO2 + H2**

# ***Глава II. Теоретические основы оснований***

## ***Основное понятие основания.***

Если вещество содержит гидроксильные группы (ОН), которые могут отщепляться (подобно отдельному "атому") в реакциях с другими веществами, то такое вещество является основанием. Существует много оснований, которые состоят из атома какого-либо металла и присоединенных к нему гидроксильных групп. Например, LiOH – гидроксид лития, KOH – гидроксид калия.

Основаниями называются сложные вещества, состоящие из ионов металлов и одной или нескольких гидроксильных групп.

## ***Классификация оснований. Физические свойства.***

Основания бывают растворимыми и нерастворимыми. Растворимые основания называются щелочами. Растворы щелочей скользкие на ощупь и довольно едкие. Они разъедают кожу, ткани, бумагу, очень опасны при попадании в глаза, во внутрь организма. Поэтому при работе со щелочами и кислотами необходимо пользоваться специальной одеждой.

Лишь небольшую часть всех оснований называют щелочами. Это, например, KOH – гидроксид калия (едкое кали), NaOH – гидроксид натрия (едкий натр), LiOH – гидроксид лития, Ca(OH)2 – гидроксид кальция (его раствор называется известковой водой), Ba(OH)2 – гидроксид бария, , LiOH – гидроксид лития. Большинство других оснований в воде нерастворимы и щелочами их не называют.

Разные основания имеют разную способность отщеплять гидрокси-группы, поэтому их, подобно кислотам, подразделяют на сильные и слабые основания. Сильные основания в водных растворах склонны легко отдавать свои гидроксильные группы, а слабые – нет. Например, сильное основание (KOH - гидроксид калия), слабое основание (Mg(OH)2 - гидроксид натрия).

## ***Общие химические свойства щелочей.***

1. Кристаллы щелочей при растворении в воде полностью диссоциируют, то есть распадаются на положительно заряженные ионы металла и отрицательно заряженные гидроксид-ионы. Например, NaOH→Na++OH− ; Ca(OH)2→Ca2++2OH−.
2. Растворы щелочей изменяют окраску индикаторов.

 Фактически с индикатором взаимодействуют гидроксид-ионы, содержащиеся в растворе любой щёлочи. При этом протекает химическая реакция с образованием нового продукта, признаком протекания которой является изменение окраски вещества.

1. Щёлочи взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду. Например, NaOH+HCl→NaCl+H2O.
2. Щёлочи взаимодействуют с кислотными оксидами, образуя соль и воду. Например, 6NaOH+P2O5→2Na2PO4+3H2O.
3. Щёлочи могут взаимодействовать с растворимыми в воде солями.

Например, Ca(OH)2+Na2CO3→CaCO3↓+2NaOH.

1. Малорастворимые щёлочи при нагревании разлагаются на оксид металла и воду. Например, Ca(OH)2→−t°CaO+H2O↑.

Общие химические свойства нерастворимых оснований

1. Нерастворимые основания взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду. Например, Cu(OH)2+H2SO4→CuSO4+2H2O.
2. Некоторые нерастворимые основания могут взаимодействовать с некоторыми кислотными оксидами, образуя соль и воду. Например, Cu(OH)2+SO3→−t°CuSO4+H2O.
3. Нерастворимые основания при нагревании разлагаются на оксид металла и воду. Например, Cu(OH)2→−t°CuO+H2O.

При обычных условиях основания (гидроксиды металлов) являются твёрдыми кристаллическими веществами. Они нелетучие и не имеют запаха.

## ***Окраска оснований.***

Большинство оснований — вещества белого цвета. Но существуют гидроксиды металлов, которые имеют другую окраску.

## ***Применение оснований.***

Основания используют в промышленности, в лабораториях и в быту. Из всех оснований наибольшее применение находят щёлочи.

Гидроксид натрия используют как во многих отраслях промышленности, так и для бытовых нужд. Каустик используют при производстве целлюлозы, моющих средств (мыла, шампуней и других), в нефтепереработке, при производстве биодизельного топлива, для нейтрализации кислот. В быту гидроксид натрия используют в качестве основы некоторых средств для ликвидации засоров канализационных труб.

Гидроксид калия используют в производстве моющих средств как сырьё для получения различных соединений калия, а также в качестве электролита в гальванических элементах и никель-кадмиевых аккумуляторах.

Гидроксид магния используется как компонент зубных паст, в медицине — как лекарственное средство для уменьшения кислотности желудочного сока и как слабительное, в промышленности — в качестве наполнителя при производстве пластмасс, а также как сырьё для получения оксида магния.

## ***Общие способы получения щелочей.***

1. Щёлочи образуются при взаимодействии щелочных и щелочноземельных металлов с водой. Например, 2Na+2H2O→2NaOH+H2↑.
2. Щёлочи образуются при взаимодействии оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой. При этом протекает реакция соединения.

Например, Li2O+H2O→2LiOH.

1. В промышленности гидроксид натрия и калия получают путём электролиза: пропускают постоянный электрический ток через раствор хлорида натрия или калия. Например, 2NaCl+2H2O−→2NaOH+H2↑+Cl2↑.

## ***Получение нерастворимых основании.***

Чтобы получить нерастворимое основание, следует к раствору соли соответствующего металла добавить раствор щёлочи. Например, Cl2+2KOH→ Cu(OH)2↓+2KCl.

# ***Глава III.* *Теоретические основы солей***

## ***Основное понятие солей.***

Солями называются сложные вещества, состоящие из атомов металлов и атомов кислотного остатка.

Исключением являются соли аммония, в которых с кислотными остатками связаны не атомы металла, а частицы NH4+. Примеры типичных солей приведены ниже.

KCl – хлорид калия,

Na2SO4 – сульфат натрия,

СаSO4 – сульфат кальция

Формула соли строится с учетом валентностей металла и кислотного остатка. Практически все соли – ионные соединения, поэтому можно говорить, что в солях связаны между собой ионы металла и ионы кислотных остатков:

Na+Cl– – хлорид натрия

Названия солей составляются из названия кислотного остатка и названия металла.

Главным в названии является кислотный остаток. Например, HNO2 – азотистая кислота и ее соли MeNO2 – нитрит; H2SO4 - серная кислота и ее соли MeSO4 – сульфат

## ***Получение солей.***

1. Реакция кислот с основными оксидами. Например,

H2SO4 + CuO = CuSO4 + H2O

2. Реакция оснований с кислотными оксидами.

Ca(OH)2 + CO2 = CaCO3↓ + H2O

3. Реакция основных и кислотных оксидов между собой.

CaO + SO3 = CaSO4

4. Реакция кислот с солями. При двух действиях – образование воды, газа или осадка; более сильная кислота вытесняет слабую.

 H2S + CuCl2 = CuS↓ + 2HCl

5. Реакция оснований с солями.

3NaOH + FeCl3 = Fe(OH)3↓ + 3NaCl

6. Реакция аммиака с кислотами.

NH3 + HCl → NH4Cl

## ***Химические свойства солей.***

1. Взаимодействие со щелочами. При двух условиях – оба растворимы и выделяется газ, осадок или вода.

Ba(OH)2 + K2SO4 → BaSO4↓ + 2KOH

1. Взаимодействие с кислотами. При двух условиях – более синяя кислота вытесняет слабую из ее соли и выделяется газ, осадок или H2.

2HCl + K2SO3 → 2KCl + H2O + SO2↑

1. Взаимодействие с солями. При двух условиях – оба растворимы и выделяется газ, вода или осадок.

BaCl2 + K2SO4 → BaSO4↓ + 2KCl

1. Более активный металл вытесняет менее активных металлов из растворов и расплавах солей.

CuSO4 + Fe → FeSO4 + Cu

## ***Применение солей в медицине.***

1. Жжёный гипс СаSO4\*0,5Н2О применяют для изготовления фиксирующих повязок при переломах.
2. Хлорид натрия используют для приготовления физиологического раствора.
3. Раствор перманганата калия используется для дезинфекции.
4. Нитрат серебра используется как дезинфицирующее и прижигающее средство.
5. Соли магния применяют в качестве слабительного.

## ***Применение солей в средствах гигиены.***

Соли входят в состав различных средств личной гигиены.

Мыла содержат натриевые соли органических кислот, например, стеарат натрия.

Карбонат кальция используется в зубных пастах в качестве абразивной (соскабливающей) составной части.

В регионах, где ощущается дефицит фтора, для укрепления зубной эмали рекомендуется

использовать зубные пасты (или растворы для полоскания), содержащие фторид натрия.

Соли алюминия, например, гидроксохлорид, используются в дезодорантах.

## ***Применение солей в промышленности.***

Хлорид натрия — для получения гидроксида натрия, хлора, пищевой соды.

Фосфат кальция — для получения фосфора, фосфорной кислоты, фосфорных удобрений.

Сульфиды служат сырьём для получения металлов (свинца, цинка, олова) и серной кислоты.

Карбонаты натрия (сода) и калия (поташ) являются сырьём в производстве стекла и моющих веществ.

Карбонат кальция служит сырьём в производстве негашёной извести, а также в металлургии при выплавке чугуна и стали для выведения примесей в шлак.

# ***Глава IV. Экспериментальная часть***

***“Исследовать среду бытовых растворов и определить их значение pH, с помощью индикаторов”***

Цель: исследовать среду растворов бытовых химических веществ с помощью лакмусовой бумажки и сока краснокочанной капусты. Отнести эти вещества к категориям кислот, оснований или солей. Выявить значение pH в растворах бытовых химических веществ.

Исследуемые вещества: 70% уксусная кислота(CH3COOH); сода пищевая(NaHCO3); перекись водорода(H2O2); соль пищевая(NaCl) и моющее средство “Domestos”.

Индикаторы: сок краснокочанной капусты и лакмусовая бумажка.

Оборудование: стеклянная палочка, 5 прозрачных пластиковых стаканчиков, эталонная шкала pH.

Ход работы:

1. Берём 5 прозрачных стаканчиков, в каждый кладем химическое вещество. В первом – соль пищевая, во втором – перекись водорода, в третьем – раствор уксусной кислоты (уксус столовый), в четвёртом – моющее средство «Domestos», в пятом – пищевая сода.
2. Разбавляем пищевую соду и пищевую соль с водой, чтобы из каждой получить раствор.
3. В каждый стаканчик опускаем лакмусовую бумажку.
4. Вытаскиваем лакмусовую бумажку и по ней определяем среду и pH с помощью эталонной шкалы.
	1. NaCl - нейтральная среда, pH ≈ 7
	2. H2O2 – кислая среда, pH ≈ 4
	3. CH3COOH – кислая среда, pH ≈ 2
	4. моющее средство «Domestos» - щелочная среда, pH ≈ 12
	5. NaHCO3 – щелочная среда, pH ≈ 9

5)в эти же стаканчики добавляем по 2 столовых ложек сока краснокочанной капусты.

Вывод: я исследовала среду растворов бытовых химических веществ с помощью лакмусовой бумажки и сока краснокочанной капусты. Отнесла бытовые химические вещества к категории кислот, оснований и солей (NaCl – соль, H2O2 – пероксид водорода (Кислотные свойства), CH3COOH – кислота, моющее средство «Domestos» - щелочь, NaHCO3 – соль). Выявила значение рН и среду в растворах бытовых химических веществ.

# ***Заключение***

В результате работы могу сказать, что кислоты, основания и соли играют важную роль в жизни человека. Например, уксусную кислоту и соль NaCl добавляют в пищу, моющие средство "Domestos" добавляют для очистки различных поверхностей, перекисью водорода обрабатывают раны.

В процессе работы над проектом, я узнала о роли кислот, оснований и солей в жизни человека и ознакомилась с техникой безопасности при работе бытовыми химическими веществами. В своей работе я ставила цель: определить значение pH в растворах бытовых химических веществ, таких как: кислоты, основания и соли, при помощи лакмусовой бумажки и сока краснокочанной капусты.

Итак, к завершению могу сказать, что в лабораторной работе я исследовала среду растворов бытовых химических веществ с помощью лакмусовой бумажки и сока краснокочанной капусты. Отнесла бытовые химические вещества к категории кислот, оснований и солей (NaCl – соль, H2O2 – пероксид водорода (Кислотные свойства), CH3COOH – кислота, моющее средство «Domestos» - щелочь, NaHCO3 – соль). Выявила значение рН и среду в растворах бытовых химических веществ.

# ***Список литературы.***

1. Теоретические основы химии. Учебно-методическое пособие для студентов специальностей Лечебное дело, Педиатрия, Стоматология. /сост. Е.И. Юшкова, Е.А. Саушкина. - Орел, Орловский государственный университет, 2017. - 115 с.
2. Химическая энциклопедия.— М.: Советская энциклопедия. 1988. Под ред. И. Л. Кнунянца.

# Химия. 8 класс: учеб. для общеобразовательных организаций / Рудзитис Г.Е., Фельдман Ф.Г. -4-е изд. – М. : Просвещение, 2016. – 207 е. : ил. – ISBN 978-5-09-037746-1.

# Химия. 9 класс: учебник для общеобразовательных организаций / Рудзитис Г.Е., Фельдман Ф.Г. -4-е изд. – М. : Просвещение, 2016. – 207 е. : ил. – ISBN 978-5-09-037746-1.