МУНИЦИПАЛЬНОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ «ШКОЛА №19 ИМ. Б. И. СЕВЕРИНОВА» ГОРОДСКОГО ОКРУГА УФА РЕСПУБЛИКИ БАШКОРТОСТАН

**Индивидуальный проект**

**«Амфотерные соединения неорганической и органической химии»**

Выполнила: Фам Тхао Чанг

Руководитель проекта:

Бронникова Дарья Михайловна

Уфа, 2022 год

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ 3

Глава 1. Неорганическая химия

1.1 Aмфотерные металлы 4

1.2 Амфотерные оксиды 13

1.3 Амфотерные гидроксиды 15

Глава 2. Органическая химия

2.1 Аминокислоты 17

2.2 Спирты 18

2.3 Углеводы 20

Глава 3. Практическая часть

3.1 Опрос 22

3.2 Опыт 23

ЗАКЛЮЧЕНИЕ 24

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ 25

ВВЕДЕНИЕ

**Рабочая гипотеза:** Амфотерные соединения имеют большую сферу применения. Их используют в промышленности, в медицине, в быту и в других областях.

**Актуальность проекта:** В современном мире амфотерные соединения имеют достаточно широкие сферы применения, их используют в самых различных областях, в быту, в медицине, в промышленности. Например, из амфотерных металлов изготавливают посуду, кабели, провода, упаковку для пищевых продуктов. При нарушении кислотно – щелочного баланса в пищеварительном тракте врач назначает лекарственные препараты, приготовленные на основе гидроксида алюминия. Список сферы применения амфотерных соединений очень длинный, но из вышеперечисленных примеров можем сделать вывод, что применение таких соединений нам необходимы.

**Цель:** Проинформировать общественность о свойствах амфотерных соединениях и их применения.

**Задачи:**

1. Изучить свойство амфотерности.
2. Изучить классификацию амфотерных соединений.
3. Изучить сферы применения амфотерных соединений.
4. Выяснить, знают ли подростки, сферы применения амфотерных соединений.
5. Поделиться с общественностью полученными знаниями.

**НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**Амфотерность**

Амфотерность (от др. греч. амфотеро – «двойственный», «обоюдный») – способность химических соединений проявлять кислотные или основные свойства в зависимости от условий и природы второго компонента, участвующих в кислотно - основном взаимодействии.

Понятие амфотерность было введено в 1814 г. Ж. Гей-Люссаком и Л. Тенаром. А. Ганч в рамках общей химической теории кислотно – основных взаимодействий (1917–1927 гг.) определил амфотерность как «способность некоторых соединений проявлять как кислотные, так и основные свойства в зависимости от условий и природы реагентов, участвующих в кислотно – основном взаимодействии, особенно в зависимости от свойств растворителя».

Амфотерные соединения делятся на 3 группы:

* Металлы – медь, алюминий, железо, цинк, свинец, бериллий и т. д.
* Оксиды – FeO,Fe2O3,Al2O3,ZnO,BeO,SnO
* Гидроксиды – Al(OH)3, Fe(OH)3, Zn(OH)2

**1.1 Амфотерные металлы**

Амфотерные металлы – это группа простых элeментов сходные с металлическими элементами. Сходства проявляются в свойствах и характеристиках.

Список амфотерных металлов содержит в себе большое количество наименований. Некоторые из них можно с уверенность назвать амфотерными, а некоторые – предположительно. Это металлы, имеющие номера: 4,13, 22 – 32, 40 – 51, 72 – 84, 104 – 109. Однако имеются металлы, которые вправе назваться основными. К ним относятся хром, железо, алюминий и цинк, а также стронций и бериллий.

Самыми яркими представителями амфотерных металлов считают алюминий, железо и цинк.

**Алюминий**

*Природные соединения алюминия.* Алюминий самый распространенный металл в природе. Общее содержание алюминия в земной коре составляет 8,8%. Алюмосиликаты, боксит, корунд и криолит – важнейшие природные соединения алюминия.

Алюмосиликаты составляют основную массу земной коры. Их можно рассматривать как соли, образованные оксидами алюминия, кремния, щелочных и щелочно-земельных металлов. При выветривании многих алюмосиликатов образуется глина. Основной состав глины отвечает формуле Al2О3•SiO•2H2О. Алюмосиликат состава (Na,K)2 [Al2Si2O8] – минерал нефелин – относится к важнейшим алюминиевым рудам. Крупные залежи нефелина имеются на Кольском полуострове и в Красноярском крае.

Бокситы – это горная порода, состоящая из гидратированного оксида алюминия и оксидов железа, которые придают им красный цвет. Содержат от 30 до 60% Аl2О3. Алюминий получают из бокситов.

Месторождения боксита имеются в России (на Урале, в Ленинградской области, Башкортостане, Сибири), в Казахстане и других местах.

Корунд – это минерал состава А12О3 обладает большой твердостью, применяется как абразивный материал.

Криолит – это минерал состава АlF3•3NаF или Nа3АlF6. В настоящее время приготавливается искусственным путем, применяется в металлургии алюминия.

*Физические свойства.*

Алюминий серебристо – белый металл, легкий, но механически прочный. Плотность его равна 2,7 г/см3 , а температура плавления – 650°С. Обладает хорошей электропроводностью и теплопроводностью, но уступает в этом отношении меди. Легко поддается обработке: прокатывается в фольгу, вытягивается в тонкую проволоку, отливается. Легко образует сплавы. При 600℃ алюминий становится хрупким.

*Химические свойства.*

У атома алюминия на внешнем энергетическом уровне находятся три электрона, которые он отдает при химическом взаимодействии. Во всех своих устойчивых соединениях алюминий имеет степень окисления +3. Он является сильным восстановителем.

Алюминий легко соединяется с кислородом при обычной температуре. При этом поверхность его покрывается оксидной пленкой Аl2О3, предохраняющей металл от дальнейшего окисления. Толщина оксидной пленки составляет 0,00001 мм. Она прочная, твердая и гибкая, не отстает при растягивании, сжатии, закручивании и изгибе, проводит ток, плавится при температуре – 2050°C, тогда как алюминий – при 660°С. Оксидная пленка придает поверхности матовый вид. Благодаря ей алюминий не разрушается (не коррозирует) от влаги и воздуха.

Алюминий будет взаимодействовать с водой, если разрушить оксидную пленку (например, потерев поверхность алюминия наждачным порошком или опустив его ненадолго в горячий раствор щелочи):

2A1 + 6H2О = 2Al(OH)3 + 3H2 ↑

При обычной температуре алюминий практически не взаимодействует с концентрированной и сильно разбавленной азотной кислотой (в результате образования защитной оксидной пленки), но взаимодействует с разбавленной азотной кислотой:

Al + 4HNO3 = Al(NO3)3 + 2H2O + NO↑

В отличие от многих металлов на алюминий очень сильно действуют растворы щелочей:

2Al + 2NaOH + 10H2O = 2Na[Al(OH)4(H2O)2] + 3H2 ↑

Именно поэтому в алюминиевой посуде нельзя хранить щелочи и щелочные растворы.

Алюминий взаимодействует с концентрированной серной кислотой при нагревании:

8Al + 15H2SO4 = 4Al2(SO4)3 + 3H2S↑ + 12H2O

По предложению химика А. И. Горбова, в русско-японскую войну взаимодействием алюминия со щелочью получали водород для аэростатов, что связано было с легкостью перевозки исходных веществ.

При нагревании реагирует с галогенами, а при высокой температуре – с серой, азотом и углем:

2Al + 3Cl2 = 2AlCl3;

2Al + 3S = Al2S3;

2Al + N2 = 2AlN;

4Al + 3C = Al4C3

Алюминий реагирует с солями:

2Al + 3CuSO4 = Al2(SO4)3 + 3Cu↓

Алюминотермия – способ получения металлов и неметаллов, сплавов восстановлением их оксидов металлическим алюминием.

2Al + Fe2O3 = Al2O3 + 2Fe

Качественная реакция на Al 3+

AlCl3 + 3NaOH = Al(OH)3↓ +3NaCl

белый студинист. осадок

*Применение алюминия и его сплавов*

Физические и химические свойства алюминия обусловили его широкое применение в технике. Крупным потребителем алюминия является авиационная промышленность: самолет ⅔ состоит из алюминия и его сплавов, авиационный мотор – на ⅟4 из сплавов алюминия. Из алюминия изготовляют провода и кабели: при одинаковой электрической проводимости масса их в 2 раза меньше, чем соответствующих изделий из меди.

Принимая во внимание коррозионную устойчивость алюминия, из него изготовляют детали аппаратов и тару для азотной кислоты. Корпуса автобусов, троллейбусов, цельнометаллических вагонов делаются из алюминия и его сплавов. Также из алюминия изготовляют упаковку для пищевых продуктов и посуду. Для туристов лучший чайник алюминиевый, так как в нем быстрее закипает вода.

Порошок алюминия является основой при изготовлении серебристой краски для защиты железных изделий от коррозии.

В производстве металлов алюминий занимает второе место после железа. Одно из важнейших применений алюминия в металлургии – получение с его помощью металлов из оксидов. Алюминотермия открыта русским химиком Н. Н. Бекетовым. При алюминотермии реакция протекает очень быстро, выделяется большое количество теплоты, а температура смеси достигает 3500℃. В этих условиях восстановленный металл получается в жидком состоянии, а на поверхность всплывает оксид алюминия в виде шлака.

Смесь эквивалентных количеств порошка алюминия и оксида железа (II, III) (железной окалины) называется термитом. Реакция горения термита протекает по уравнению

3Fe3O4 + 8Al = 4 Al2O3 + 9Fe,

ΔH= - 3300 кДж

Выделяющейся теплоты вполне достаточно для полного расплавления получаемого железа. Термит используется для сварки стальных изделий.

Алюминотермия применяется для получения хрома, марганца, титана, ванадия, циркония и других металлов из их оксидов, а также для получения специальных сталей.

**Железо**

*Природные соединения железа.* Железо – это амфотерный металл, который находит под номером 26 и расположен между кобальтом и марганцем. Железо классифицируется как простое вещество, среди отличительных свойств которого можно выделить его ковкость, серебристо – белую цветовую гамму. Этот металл может быстро начинать коррозировать под воздействием высоких температур. Помещенное в чистый кислород железо полностью перегорает. Находясь на воздухе металлическое вещество, быстро окисляется вследствие чрезмерной влажности, то есть, ржавеет. При горении в кислородной массе образуется своеобразная окалина, которая называется оксидом железа.

*Важнейшие руды железа.* Железо после алюминия – самый распространенный в природе металл. Общее содержание его в земной коре составляет 5, 1%. Железо входит в состав многих минералов. Важнейшими железными рудами являются: 1) магнитный железняк Fе3О4, крупные месторождения этой руды находятся на Урале – горы Высокая, Благодать, Магнитная; 2) красный железняк Fе2О3; наиболее мощное месторождение – Криворожское; 3) бурый железняк Fе2О3• H20; крупное месторождение – Керченское. Россия богата железными рудами. Большие залежи их обнаружены в районе Курской магнитной аномалии, на Кольском полуострове, в Сибири и на Дальнем Востоке.

В природе в больших количествах часто встречается серный колчедан (пирит) FеS2. Он служит исходным сырьем для получения серной кислоты.

*Физические свойства.*

Железо – блестящий серебристо – белый металл, его плотность – 7,87 г/см3, температура плавления – 1539°С. Обладает хорошей пластичностью. Железо легко намагничивается и размагничивается, поэтому этот металл используют в качестве сердечников динамо – машин и электромоторов.

*Химические свойства***.**

1. При обычных условиях железо **малоактивно**, но при нагревании, в особенности в мелкораздробленном состоянии, оно **становится активным** и реагирует почти со всеми **неметаллами**.
2. Железо реагирует с **галогенами при нагревании** с образованием **галогенидов.** При этом **активные неметаллы (фтор, хлор и бром)** окисляют железо до степени окисления +3:

**2Fe + 3Cl2 → 2FeCl3**

1. Менее активный йод окисляет железо до степени окисления +2:

**Fe + I2 → FeI2**

1. Железо реагирует **с серой при нагревании** с образованием **сульфида железа (II):**

**Fe + S → FeS**

1. Железо реагирует с **фосфором**. При этом образуется бинарное соединения **фосфид железа**:

**Fe + P → FeP**

1. **С азотом** железо реагирует в специфических условиях с образованием **нитрида дижелеза**:

**4Fe + N2 → 2Fe2N**

1. Железо реагирует **с углеродом (при очень высокой температуре) и кремнием** с образованием **карбида и силицида**:

**3Fe + C → Fe3C**

1. При взаимодействии с **кислородом (под нагреванием)** железо образует окалину – двойной оксид железа (II, III):

**3Fe + 2O2 → Fe3O4**

При пропускании кислорода через расплавленное железо возможно образование оксида железа (II):

**2Fe + O2 → 2FeO**

1. Железо взаимодействует со **сложными веществами.**
2. При обычных условиях железо **с водой** практически не реагирует. Раскаленное железо может вступать в реакцию при температуре 700–900оС с водяным паром:

**3Fe + 4H2O →Fe3O4+ 4H2**

В воде в присутствии кислорода или во влажном воздухе железо медленно окисляется (коррозирует):

**4Fe + 3O2 + 6H2O → 4Fe(OH)3**

1. Железо взаимодействует с **кислотами** (с соляной, фосфорной и разбавленной серной кислотой). При этом образуются соль железа со степенью окисления +2 и водород.

**Например**, железо бурно реагирует с **соляной кислотой**:

**Fe + 2HCl → FeCl2 + H2↑**

1. При обычных условиях железо **не реагирует** с **концентрированной серной кислотой** из-за **пассивации** – образования плотной оксидной пленки. При нагревании реакция идет, образуются **оксид серы (IV)**, **сульфат железа (III)** и **вода**:

**2Fe + 6H2SO4(конц.) → Fe2(SO4)3+ 3SO2 ↑+ 6H2O**

1. Железо не реагирует при обычных условиях с **концентрированной азотной кислотой** также из-за пассивации. При нагревании реакция идет с образованием нитрата железа (III), оксида азота (IV) и воды:

**Fe + 6HNO3(конц.) → Fe(NO3)3 + 3NO2↑ + 3H2O**

С **разбавленной азотной кислотой** железо реагирует с образованием оксида азота (II):

**Fe + 4HNO3(разб.) → Fe(NO3)3 + NO↑ + 2H2O**

При взаимодействии железа с **очень разбавленной азотной кислотой** образуется **нитрат аммония**:

**8Fe + 30HNO3(оч. разб.) → 8Fe(NO3)3 + 3NH4NO3 + 9H2O**

1. Железо может реагировать **со щелочными растворами или расплавами сильных окислителей**. При этом железо окисляет до степени окисления +6, образуя соль (феррат)**.**

**Например**, при взаимодействии железа с расплавом нитрата калия в присутствии гидроксида калия железо окисляется до феррата калия, а азот восстанавливается либо до нитрита калия, либо до аммиака:

**Fe + 2KOH + 3KNO3 → 3KNO2 + K2FeO4 + H2O**

1. Железо восстанавливает **менее активные металлы из оксидов и солей**.

**Например**, железо вытесняет медь из **сульфата меди (II).** Реакция экзотермическая:

**Fe + CuSO4 → FeSO4 + Cu**

Простое вещество железо восстанавливает **железо до степени окисления +2** при взаимодействии с соединениями железа +3:

**2Fe(NO3)3 + Fe → 3Fe(NO3)2**

**2FeCl3 + Fe → 3FeCl2**

**Fe2(SO4)3 + Fe → 3FeSO4**

*Применение*

Железо – один из самых используемых металлов, на него приходится до 95% мирового металлургического производства.

* Для производства магнитных материалов используется чистое железо.
* Основным компонентом сталей и чугунов является железо.
* Железо может входить в состав сплавов на основе других металлов – например, никелевых.
* Магнитная окись железа (магнетит) – важный материал в производстве устройств долговременной компьютерной памяти: жёстких дисков, дискет и др.
* Ультрадисперсный порошок магнетита используется во многих чёрно – белых лазерных принтерах в смеси с полимерными гранулами в качестве тонера. Здесь одновременно используется чёрный цвет магнетита и его способность прилипать к намагниченному валику переноса.
* Порошок железа используется как поглотитель кислорода при упаковке некоторых продуктов питания, что помогает продлить их срок хранения.
* Порошок железа и чугуна используется в качестве искрообразователя и горючего в пиротехнике.

**Цинк**

Цинк – это металл, стоящий в таблице Менделеева, под номером 30 и имеет обозначение Zn. Металл является необходимым и широко применяемым практически во всех отраслях повседневной жизни человека. Добыча в основном, производится в Иране, Казахстане, Австралии, Боливии. В России изготовителем является ОАО «ГМК Дальполиметалл».В чистом виде элемент не добывается. Содержится в рудах и минералах: клейофане, марматите, цинките, вюртците. Обязательно присутствует в сплаве с алюминием, медью, оловом, никелем.

*Физические свойства*

При комнатной температуре хрупок, при сгибании пластинки слышен треск от трения кристаллитов. Имеет низкую температуру плавления. Объем металла при плавлении увеличивается в соответствии со снижением плотности. С повышением температуры уменьшается кинетическая вязкость и электропроводность, возрастает его удельное электрическое сопротивление. При 100–150°C цинк пластичен. Примеси, даже незначительные, резко увеличивают хрупкость цинка. Является диамагнетиком.

*Химические свойства*

Цинк – это химически активный металл, обладает выраженными восстановительными свойствами, по активности уступает щелочно-земельным металлам.

1. Взаимодействует с простыми веществами – неметаллами (цинк не взаимодействует с водородом, азотом, бором, кремнием, углеродом**)**

Zn + I2 → ZnI2

Zn + S → ZnS

3Zn + 2P → Zn3P2

2Zn + O2 → 2ZnO

1. Цинк взаимодействует со сложными веществами:
2. С парами воды при температуре с образованием оксида цинка и водорода:

Zn + H2O → ZnO + H2

1. С минеральными кислотами (с соляной, фосфорной и разбавленной серной кислотой и др.).

Zn + 2HCl → ZnCl2 + H2↑

1. Реагирует с концентрированной серной кислотой при нагревании в зависимости от условий возможно образование различных продуктов.

Zn (гранул.) + 2H2SO4(конц.) → ZnSO4 + SO2 + 2H2O

4Zn (порошок) + 5H2SO4(конц.) → 4ZnSO4 + H2S + 4H2O

1. При нагревании с азотной кислотойобразуются различные продукты в зависимости от концентрации кислоты – N2O, N2 и др.:

Zn (гранул.) + 4HNO3(конц.)→ Zn(NO3)2 + 2NO2 + 2H2O

4Zn (гранул.) + 10HNO3(оч. разб.) = 4Zn(NO3)2 + NH4NO3 + 3H2O

1. Цинк взаимодействует со щелочами:

Zn + 2KOH + 2H2O = K2[Zn(OH)4] + H2

1. Цинк реагирует с расплавом щелочи с образованием цинката и водорода:

Zn + 2NаОН→ Nа2ZnО2 + Н2

1. С газообразным аммиаком при 550–600°С образует нитрид цинка:

3Zn + 2NH3 (газ) = Zn3N2 + 3H2

1. растворяется в растворе аммиака, образуя гидроксид тетраамминцинка:

Zn + 4NH3 + 2H2O = [Zn(NH3)4](OH)2 + H2

1. Цинк вытесняет менее активные металлы из оксидов и солей.

Zn + CuO → Cu + ZnO

CuSO4(раствор) + Zn = ZnSO4 + Cu

Pb(NO3)2 (раствор) + Zn = Zn(NO3)2 + Pb

1. Восстановительные свойства с сильными окислителями: нитратами и сульфитами в щелочной среде, перманганатами, соединениями хрома (VI):

4Zn + KNO3 + 7KOH = NН3 + 4K2ZnO2 + 2H2O

4Zn + 7NaOH + 6H2O + NaNO3 = 4Na2[Zn(OH)4] + NH3

3Zn + Na2SO3 + 8HCl = 3ZnCl2 + H2S + 2NaCl + 3H2O

Zn + NaNO3 + 2HCl = ZnCl2 + NaNO2 + H2O

*Применение*

Основными производственными сферами использования цинка являются:

* Получение сплавов с добавлением цинка;
* Производство оцинкованной стали;
* Основным легирующим элементом для латуни является цинк;
* Производство химикатов

Также металл находит широкое применение в прочих производствах:

* Данный металл используется для извлечения золота и серебра.
* При помощи цинка производят энергоемкие воздушные и автомобильные аккумуляторы.
* Важным элементов при создании аккумуляторов и батареек является цинк.
* В производстве оптических стекол участвует селенид цинка.
* Используется в качестве антикоррозийного материала.
* Сульфиды и окиси цинка применяются для создания гибких экранов, деталей автомобилей и оружия.
* Металл применяется для производства цинковых матриц в сфере полиграфической печати.
* Сульфид цинка обнаруживает лучи радиации.
* В состав многих красящих смесей для ремонта входит цинк, в особенности в белила и белую краску.
* При производстве бытовых оцинкованных изделий: посуда, ведра, тазы.

**1.2 Амфотерные оксиды**

**Амфотерные оксиды** – солеобразующие оксиды, проявляющие в зависимости от условий либо основные, либо кислотные свойства. Образуются переходными металлами (элементы побочных подгрупп Периодической таблицы Д. И. Менделеева, в атомах которых появляются электроны на d- и f-орбиталях). Металлы в амфотерных оксидах обычно проявляют степень окисления +2 (ZnO, BeO, SnO, PbO),+3(кроме La2O3),+4,+5(только оксид хрома (III) Cr2O3).

**Химические свойства**

1. Амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами. Впоследствии образуется соль и вода – проявляют свойства основных оксидов.

Амфотерный оксид *+* кислота *=* соль *+ H2O*

ZnO + 2HNO3 = Zn(NO3)2 + H2O

1. Амфотерные оксиды взаимодействуют со щелочами, образуется соль и вода – проявляют свойства кислотных оксидов.

Амфотерный оксид *+* щелочь *=* соль *+ H2O*

ZnO + KOH = K2ZnO2 + H2O

1. Амфотерные оксиды при нагревании взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием солей.

Амфотерный оксид *+* кислотный оксид *=* соль

ZnO + CO2 = ZnCO3

1. Амфотерные оксиды при нагревании взаимодействуют с основными оксидами с образованием солей.

Амфотерный оксид *+* основный оксид = соль

ZnO + Na2O = Na2ZnO2

*Физические свойства амфотерных оксидов и их применения*

Среди амфотерных оксидов при обычных условиях нет ни газов, ни жидкостей. Поскольку это оксиды металлов, то они, как и основные оксиды, твердые вещества, мало или нерастворимые в воде. (Al2O3 – нерастворим в Н2О). Некоторые из них имеют характерную окраску.

*Оксид железа (II)*

Оксид железа(ІІ) – самый распространенный амфотерный оксид. Oн широко используется в промышленности. Он представляет собой твердое вещество черного цвета. Его кристаллическая решетка схожа с решеткой пищевой соли. В природе его можно найти в виде минерала вюстита.

Применение

* Участвует в доменном процессе выплавки чугуна.
* Применяется как компонент керамики и минеральных красок.
* В пищевой промышленности широко используется в качестве пищевого красителя под номером E172.

Образование прочного тонкого слоя оксида железа(II) на поверхности стали является результатом процесса, называемого воронением (чернением). Регулированием толщины этого слоя, помимо чёрного, можно достичь любых цветов побежалости. На этом свойстве оксида железа(II) построена технология получения цветных рисунков на стали.

*Оксид железа (ІІІ)*

Это не менее распространенный амфотерный оксид. При нормальных условиях он представляет собой твердое вещество, имеющее красно – коричневый цвет. В природе может встретиться в виде минерала гематита, который используется в изготовлении украшений. В промышленности данное вещество получило широкое применение: его используют для окрашивания некоторых строительных материалов, таких как кирпич, тротуарная плитка и т. д., в изготовлении красок, в том числе полиграфических, и эмалей. Также рассматриваемое вещество служит пищевым красителем под названием Е172. В химической отрасли его применяют при производстве аммиака в качестве катализатора.

*Оксид алюминия*

Данное вещество при нормальных условиях имеет твердое состояние. Цвет этого оксида белый. В природе его можно встретить в виде глинозема, а также сапфира и рубина. Используется в основном в химической промышленности в качестве катализатора. Но также его применяют и в изготовлении керамики.

*Оксид цинка*

Это твердое вещество, не имеющее цвета, в воде не растворяется. Получают его в основном посредством разложения различных соединений цинка. К примеру, его нитрата. При этом выделяется оксид цинка, диоксид азота и кислород. Также можно добыть данное вещество посредством разложения карбоната цинка. При такой реакции, кроме нужного соединения, выделяется еще и углекислый газ. Также возможен распад гидроксида цинка на его оксид и воду. Для того чтобы осуществить все три выше перечисленных процесса, требуется воздействие высокой температуры. Оксид цинка применяют в различных отраслях промышленности, например, в химической (в качестве катализатора) для изготовления стекла, в медицине для лечения кожных дефектов.

**1.3 Амфотерные гидроксиды**

Амфотерные гидроксиды – это гидроксиды, проявляющие основные и кислотные свойства, вступающие в реакцию и с кислотами, и со щелочами (растворимые гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов). Проявление основных свойств выражается в реакциях гидроксидов с кислотами с образованием соли и воды, а проявление кислотных свойств выражается в реакциях со щелочами также с образованием соли и воды.

*Физические свойства*

Все амфотерные гидроксиды – твердые вещества, не растворимые в воде. Гидроксид хрома (III) серо – зеленый, остальные амфотерные гидроксиды большей частью имеют белый цвет.

*Химические свойства*

Амфотерные гидроксиды способны вступать в химическое взаимодействие как с сильными кислотами, так и со щелочами, а некоторые из них реагируют также со слабыми кислотами. Все они при воздействии высоких температур распадаются на оксид и воду. При реакции амфотерного гидроксида с кислотой образуются соль и вода. Все такие гидроксиды нерастворимы в воде, поэтому могут реагировать только с растворами определенных соединений, но не с сухими веществами.

1. Как основный гидроксид (в кислой среде)

– взаимодействуют с кислотами

Al(OH)3 + 3HCl = AlCl3 + 3H2O,

Al(OH)3 + 3H+ = Al3+ + 3H2O.

– взаимодействует с кислотными оксидами

2Al(OH)3 + 3SiO2 = Al2(SiO3)3 + 3H2O.

Силикат алюминия

1. Как кислотный гидроксид ( в щелочной среде )

– взаимодействует со щелочами

в растворе:

Al(OH)3 + NaOH = Na[Al(OH)4]

Тетрагидроксоалюминат натрия

при сплавлении:

Al(OH)3 + NaOH = NaAlO2 + 2H2O.

Метаалюминат натрия

– взаимодействует с основными оксидами

2Al(OH)3 + Na2O = 2NaAlO2 + 3H2O.

– взаимодействует с солями

2Al(OH)3 + Na2CO3 = 2NaAlO2 + CO2 + 3H2O.

*Применение амфотерных гидроксидов*

Амфотерные гидроксиды используются не менее широко, нежели оксиды. Благодаря своему разностороннему химическому поведению, они в основном применяются для получения всевозможных соединений. Кроме того, гидроксид железа (бесцветное твердое вещество) используется в изготовлении аккумуляторов; гидроксид бериллия – для получения оксида.

Из всех амфотерных гидроксидов наибольшее применение находит **гидроксид алюминия:**

* применяют для очистки воды
* лекарственные препараты, приготовленные на основе гидроксида алюминия, врач назначает при нарушении кислотно – щелочного баланса в пищеварительном тракте;
* в качестве антипирена (средства для подавления способности гореть) вещество вводят в состав пластмасс и красок;
* путём разложения гидроксида алюминия в металлургии получают оксид алюминия (глинозём) – сырьё для получения металлического алюминия.

Товары, в производстве которых используется гидроксид алюминия: лекарственный препарат «Алмагель» и металлургический глинозём

**Гидроксид цинка** используется для синтеза различных соединений цинка, например солей.

Гидроксид железа (II) находит применение при изготовлении активной массы железо – никелевых аккумуляторов.

Гидроксид железа (III) используется в качестве противоядия при отравлении мышьяком, а также для очистки газов от сероводорода.

**ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**2.1 Аминокислоты**

Аминокислоты **–** это соединения, которые обязательно содержат две функциональные группы: аминогруппу NH2 и карбоксильную группу COOH, связанные с углеводородным радикалом.

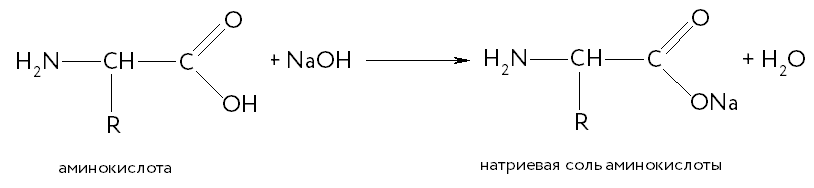
*Физические свойства*

Аминокислоты – это бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворяются в воде, температура плавления 230–300℃. Многие α-аминокислоты имеют сладкий вкус.

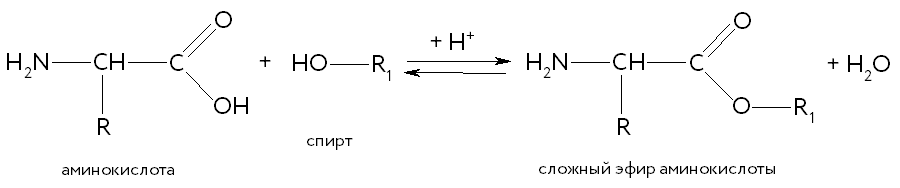
*Химические свойства*

1. **Кислотные свойства (свойства карбоновых кислот)**

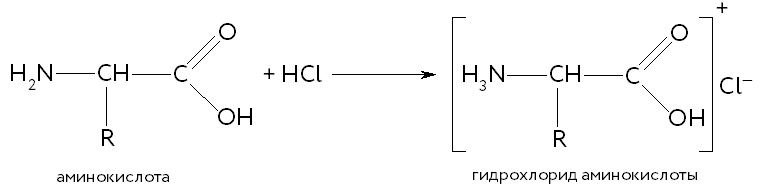
Карбоксильная группа обусловливает кислотные свойствааминокислот, которые проявляются в их способности взаимодействовать, например, со щелочами:



Кислотные свойства аминокислот проявляются также при их взаимодействии со спиртами (реакция этерификации) с образованием сложных эфиров:



1. **Основные свойства (свойства аминов)**

Аминогруппа обусловливает основные свойства аминокислот, которые проявляются в их способности взаимодействовать с кислотами с образованием комплексных ионов по донорно-акцепторному механизму: 

*Применение*

В смеси или отдельно аминокислоты (γ-аминомасляная и глутаминовая кислоты, метионин, глицин, аспаргин, ацетилцистеин и др.) применяют в медицине при изготовлении лекарственных препаратов, в том числе при нарушениях обмена веществ и заболеваниях органов пищеварения, при некоторых заболеваниях центральной нервной системы, заболеваниях органов дыхания.

Аминокислоты находят широкое применение в качестве добавок к кормам для домашних и сельскохозяйственных животных. Например, лизином, триптофаном, треонином и метионином обогащают корма сельскохозяйственных животных.

Аминокислоты используются при изготовлении биологически активных добавок (БАД) к пище.

Добавление натриевой соли глутаминовой кислоты (глутамата натрия) придаёт ряду продуктов мясной вкус, поэтому её добавляют к колбасам, консервам и т. д.

Аминокислоты широко используются для производства красителей, в парфюмерной промышленности, в производстве моющих средств, синтетических волокон (капрона), плёнки и т. д.

**2.2 Спирты**

Спиртами (или алканолами) называются органические вещества, молекулы которых содержат одну или несколько гидроксильных групп (групп OH), соединенных с углеводородным радикалом.

*Физические свойства*

Низшие и средние члены ряда предельных одноатомных спиртов, содержащие от одного до одиннадцати атомов углерода, – жидкости. Высшие спирты (начиная с C12H25OH) при комнатной температуре – твердые вещества. Низшие спирты имеют характерный алкогольный запах и жгучий вкус, они хорошо растворимы в воде. По мере увеличения углеводородного радикала растворимость спиртов в воде понижается, и октанол (C8H17OH) уже не смешивается с водой.

*Химические свойства*

***Кислотные свойства***

1. **Взаимодействие со щелочными и щелочноземельными металлами (Li, Na, K, Ca, Ba, Sr). В результате образуются алкоголяты – соли.**

При действии на спирты активных металлов в безводной среде атом водорода гидроксильной группы замещается на металл:

2Na + ROH = 2RONa + H2

2Na + 2C2H5OH = 2C2H5ONa + H2

##### Алкоголяты щелочных и щелочноземельных металлов подвергаются гидролизу при взаимодействии с водой. Например, при растворении этилата натрия в воде протекает обратимая реакция согласно уравнению:

##### C2H5ONa + HOH = C2H5OH + NaOH.

##### Равновесие системы практически полностью смещено вправо. Это также подтверждает, что вода по своим кислотным свойствам (кислотному характеру водорода в гидроксильной группе) превосходит спирты. Таким образом, взаимодействие алкоголятов с водой можно рассматривать как взаимодействие соли очень слабой кислоты (в данном случае в этом качестве выступает спирт, образовавший алкоголят) с кислотой более сильной (эту роль здесь играет вода).

##### Основные свойства

1. **Взаимодействие спиртов с галогеноводородами.**

**Замещение гидроксильной группы на галоген приводит к образованию галогеналканов:**

**C2H5OH + HBr = C2H5Br + H2O**

**Данная реакция обратима.**

**CH3CH2Br + NaOH = CH3CH2OH + NaBr**

***Применение***

**Спирты имеют широкую сферу применения. На многих производствах спирты применяются в качестве растворителей. B химической промышленности они используются для различных синтезов. Метиловый спирт в больших количествах идет на получение формальдегида, используемого в производстве пластмасс уксусной кислоты и других органических веществ. В настоящее время разрабатывается много новых технологических процессов на основе использования метилового спирта как исходного продукта, поэтому значение его в промышленном производстве нужных народному хозяйству веществ и материалов будет все более возрастать. Перспективным считается использование метилового спирта в качестве моторного топлива, т.к. добавка его к бензину повышает октановое число горючей смеси. (Октановое число – это показатель, количественно описывающий детонационную стойкость бензина. Т.е. устойчивость горючего к самопроизвольному воспламенению (детонации) в момент сжатия в процессе работы двигателя. Чем устойчивее топливо к детонации, тем выше его октановое число.). Кроме того, использование метилового спирта снижает образование вредных веществ в выхлопных газах.**

**Этиловый спирт в больших количествах идет на производство синтетического каучука. Окислением спирта получают пищевую уксусную кислоту. Путем его дегидратации готовят диэтиловый медицинский эфир, при взаимодействии с хлороводородом получают хлорэтан, для местной анестезии. Спирт применяется при изготовлении многих лекарств. В парфюмерии он идет на изготовление духов и адеколонов. Спирты оказывают негативное воздействие на организм. Особенно ядовит метиловый спирт. Самое незначительное количество его при приеме внутрь разрушает зрительный нерв и вызывает необратимую слепоту. 5–10 мл спирта вызывает сильное отравление организма, а 30 мл могут привести к смертельному исходу. Этиловый спирт – наркотик при приеме внутрь, он вследствие высокой растворимости быстро всасывается в кровь и сильно действует на организм. Под влиянием спиртного у человека ослабляется внимание, затормаживается реакция и т.д.**

**2.3 Углеводы**

**Углеводы – это органические вещества, молекулы которых состоят из атомов углерода, водорода и кислорода, причем водород и кислород находятся в них, как правило, в таком же отношении, как и в молекуле воды (2:1).**

***Физические свойства***

**Глюкоза – это бесцветно кристаллическое вещество, сладкое на вкус, хорошо растворимое в воде, нерастворимое в эфире, плохо растворимое в спирте.**

***Химические свойства***

1. **Реакции глюкозы с участием гидроксильных групп (т. е. свойства глюкозы как многоатомного спирта)**

**Взаимодействие с Cu(OH)2 на холоде с образованием глюконата меди (II) (качественная реакция на глюкозу как многоатомный спирт):**

2C6H12O6 + Cu(OH)2 = (C6H11O6)2Cu + 2H2O

1. Реакции с участием альдегидной группы глюкозы (т. е. свойства глюкозы как альдегида)
2. Окисление альдегидной группы.Глюкоза как альдегид способна окисляться в соответствующую (глюконовую) кислоту и давать качественные реакции альдегидов:

Реакция «серебряного зеркала»:

CH2OH⸺(CHOH)4⸺COH + Ag2O = CH2OH⸺(CHOH)4⸺COOH + 2Ag↓

Реакция со свежеполученным гидроксидом меди (II) при нагревании:

CH2OH⸺(CHOH)4⸺COH + 2Cu(OH)2 =

= CH2OH⸺(CHOH)4⸺COOH + Cu2O↓ + H2O

1. Восстановление альдегидной группы. Глюкоза может восстанавливаться в соответствующий спирт (сорбит):

CH2OH⸺(CHOH)4⸺COH + H2 = CH2OH⸺(CHOH)4⸺CH2OH

(Ni – катализатор)

1. Реакции брожения
2. Спиртовое брожение (дрожжи – катализатор)

C6H12O6 = 2C2H5OH + 2CO2

1. Молочнокислое брожение

C6H12O6 = 2CH3⸺CHOH⸺COOH

молочная кислота

*Применение*

Глюкоза – это основной источник энергии в живой клетке, поэтому она широко применяется в медицине при лечении самых разных заболеваний, особенно при общем истощении организма. Полученный восстановлением глюкозы сорбит используется при диабете в качестве заменителя сахара.

B микробиологической промышленности растворы глюкозы применяют как питательную среду для размножения кормовых дрожжей. Спиртовым брожением глюкозы получают пищевой этиловый спирт.

В кондитерской промышленности глюкоза в составе патоки используется при изготовлении мармелада, карамели, пряников и т. п.

Реакция «серебряного зеркала» глюкозы применяется при изготовлении зеркал и елочных украшений.

В текстильной промышленности глюкоза используется для отделки тканей.

**Практическая часть**

* 1. **Опрос**

Нами был проведен опрос среди подростков от 15 до 18 лет на тему «Амфотерные соединения». Результаты были следующими:

1. Знаете ли вы, что такое амфотерность?
2. Назовите все известные вам амфотерные соединения.
3. Как вы думаете, нужны ли амфотерные соединения в жизни человека?
4. В каких сферах деятельности используются амфотерные соединения?

**3.2 Опыт**

**Цель работы:** выявить амфотерные свойства соединений.

**Приборы и материалы:** пробирки (5шт.), алюминий, цинк гранулированный, соляная кислота (разбавленная), сульфат меди (II).

1. **2Al + 6HCl = 2AlCl3 + 3H2**
2. В пробирку добавили алюминий.
3. Налили в пробирку с алюминием разбавленную соляную кислоту.

**Итог:** образовалась соль – хлорид алюминия и бесцветный газообразный водород.

1. **Zn + 2HCl = ZnCl2 + H2**
2. В пробирку добавили гранулированный цинк.
3. Налили в пробирку с цинком разбавленную соляную кислоту.

**Итог:** образовалась соль – хлорид цинка, также выделился газ – водород.

1. **2Al + 3CuSO4 = Al2(SO4)3 + 3Cu↓**
2. В пробирку добавили алюминий.
3. Налили в пробирку с алюминием раствор сульфата меди (II).

**Итог:** образовалась соль сульфат алюминия, а также медь в осадке.

**Заключение**

В настоящее время амфотерные соединения пользуются огромной популярностью, их используют в самых разных областях промышленности, но не всем об этом известно. Именно по этой причине наша цель была проинформировать общественность о свойствах амфотерных соединениях и их применениях.

Нами были поставлены следующие задачи:

1. Изучить свойство амфотерности.
2. Изучить классификацию амфотерных соединений.
3. Изучить сферы применения амфотерных соединений.
4. Выяснить, знают ли подростки, сферы применения амфотерных соединений.
5. Поделиться с общественностью полученными знаниями.
6. Прочитав книги и статьи, мы изучили классификацию амфотерных соединений, узнали, что в неорганической химии они делятся на 3 группы: металлы, оксиды, гидроксиды. А в органической химии сюда относятся аминокислоты, спирты и углеводы.
7. Изучили их физические и химические свойства. Выяснили, что взаимодействуя с кислотами, амфотерные соединения проявляют свойства оснований и наоборот, взаимодействуя с основаниями, проявляют свойства кислот
8. Узнали, что амфотерные соединения используют в медицине, в парфюмерии, в металлургии, в текстильной промышленности и в других областях.
9. Провели опрос и выяснили, что 29% подростков впервые слышат об амфотерных соединениях, а остальные 71% узнали на уроках химии в школе, но привести примеры смогли только 61% опрошенных.

На вопрос нужны ли амфотерные соединения в жизни человека? 81% ответили «да», 19% «нет», но при этом только 54% знают в каких сферах деятельности их используют, а 45% затруднялись ответить.

1. Чтобы общественность смогла узнать больше об амфотерных соединениях, мы разместили нашу работу на сайте https://xn--h1amez.xn--p1ai/public

Приложение 3

Список литературы

1. Хомченко Г. П. «Пособие по химии для поступающих в вузы.»
2. Репетитор по химии под редакцией А. С. Егорова
3. Химия. 10 класс. Профильный уровень : учеб. для общеобразоват. учреждений / О. С. Габриелян, Ф. Н. Маскаев, С. Ю. Пономарев, В. И. Теренин ; под ред. В. И. Теренина. 10-е изд., стереотип. - М.: Дрофа, 2009. – 318, [2] с.: ил.
4. Химия: Орган. химия: Учеб. для 10 кл. общеобразоват. учреждений. – 6-е изд. – М.: просвещение, 1999. – 160 с.: ил – ISBN 5-09008844-6
5. Химия. 10 класс. Базовый уровень: учебник / О. С. Габриелян. – 2-е изд.,стереотип. – М.: Дрофа, 2014. – 191, [1] с.: ил.
6. Химия. Неорганическая химия. Органическая химия. 9 класс: учеб. для общеобразоват. учреждений / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. – 13-е изд. – М.: Просвещение, 2009. – 191 с. : ил. – ISBN 978-5-09-021625-8.
7. Общая и неорганическая химия: Учебник. – 8-е изд., стер. – СПб.: Издательство «Лань», 2014. – 752 с.: ил.
8. Химия: 10 класс: углубленный уровень: учебник для учащихся общеобразовательных организаций / Н. Е. Кузнецова, Н. Н. Гара, И. М. Титова. – 6-е изд., перераб. – М.: Вентана-Граф, 2019. – 445,[3] с.: ил.
9. <https://prompriem.ru/stati/amfoternye-metally.html>
10. <https://metalloy.ru/metally/amfoternye>
11. <https://nauka.club/khimiya/amfoternost.html>
12. <https://chemege.ru/iron/>
13. <https://rmms66.ru/amfoternye.html>
14. <https://chemege.ru/amphoxides/>
15. <https://foxford.ru/wiki/himiya/amfoternost>