

VIII класс

Тема «Первоначальные химические понятия»

При изучении темы «Первоначальные химические понятия», учащиеся должны получить начальные представления о химическом элементе и связанных с ним понятиях. Помимо теоретических знаний учащиеся приобретают практические умения по проведению химического эксперимента, например при очистке веществ и разделении смесей. В связи с этим представляется возможным ознакомить учащихся с рядом понятий природоохраняемого характера: загрязнители, источники загрязнений, современные способы очистки веществ (отходов) в промышленности.

Коротко о проблеме отходов. По некоторым оценкам, человечество использует примерно 11 млрд. тонн различных веществ и природных материалов. К концу века их потребление может утроиться. От 50 до 90 % первичного природного вещества в процессе его переработки и потребления превращается в отходы.

В мире ежегодно добывают более 4 млрд. нефти и природного газа, более 2 млрд. тонн горной массы в виде руд и сопровождающих горных пород. Горючие ископаемые, руды, горные породы, подвергаясь переработке, попадают в воздух, почву, воду.

Не все вещества, попадающие в окружающую среду загрязнители: к ним относятся только те, которые вызывают нарушение ее качества. К числу химических загрязнителей, которые, например, попадают в организм человека с пищей, относятся: нитраты и нитриты, радионуклиды, пестициды и продукты их разложения, тяжелые металлы, стимуляторы роста животных и др. Их источники – промышленность, сельское хозяйство, энергетика.

Остро стоит вопрос об очистке отходов любого производства, поскольку идеальная модель безотходной технологии еще не создана. К современным методам очистки можно отнести: фильтрацию, пыле-, газозадержание, обезвреживание (нейтрализация, окисление, восстановление, поглощение газов жидкими и твердыми поглотителями), биологическую очистку (очистку при помощи микроорганизмов), обеззараживание сточных вод, осаждение (в отстойниках), перевод веществ в малорастворимые или нерастворимые соединения.

С некоторыми методами учащиеся знакомятся при выполнении лабораторных и практических работ.

Учащимся можно порекомендовать ознакомиться с дополнительной литературой по этим вопросам и выполнить творческую работу. Не все школьники примут участие в подобной работе, остальным можно предложить следующие задания:

Найдите в печатных изданиях (газетах, журналах, книгах) сообщения о неблагоприятных экологических ситуациях. Составьте краткий реферат или аннотацию, прочитанного вами. Сформулируйте своё отношение к этой публикации. Представьте себе, что вы ответственное лицо, и предложите свой вариант решения.

Прочтите предложенный вам текст (или посмотрите картинку). Перечислите неправильные действия, которые совершил человек (или группа людей) в отношении природы. Как поступили бы вы?

Используя свой опыт, придумайте (или опишите) ситуацию, в которой по вине человека страдает природа (её обитатели). Предложите всем товарищам проанализировать её. Оцените их ответы.

Предложите правила поведения школьника в природной среде: а) на отдыхе; б) во время экскурсии; в) при выполнении общественно полезного труда вне школы.

Охарактеризуйте экологическую обстановку:

- а) на вашем пришкольном участке;
- б) около дома, подъездов, на лестничных площадках, в жилище;
- в) около ближайших предприятий, учреждений, магазинов;
- г) в ближайшем парке, лесу, на речке, озере, пруду.

6. Что лично вы можете сделать для сохранения и улучшения природной среды?

Тема «Кислород. Оксиды. Горение»

В ходе изучения данной темы обсуждается роль кислорода в жизни живых организмов. Учащимся известно, что основная жизненно важная функция организма – это дыхание. Химическая сущность состоит в соединении углерода и водорода органических веществ с кислородом воздуха. Как у животных, так и у растений оно происходит в этом плане одинаково. Однако у растений параллельно протекает процесс питания: под действием солнечных лучей растение синтезирует необходимые ему органические вещества из углекислого газа и воды, причем в атмосферу возвращается свободный кислород. Общее его количество, выделяемое растениями в процессе питания, примерно в 6 раз больше потребляемого ими при дыхании.

При сравнении влияния кислорода и озона на организм человека следует подчеркнуть, что небольшое содержание озона в воздухе благотворно действует на организм, особенно при болезнях дыхательных путей. Напротив, в более высоких концентрациях озон сильно ядовит, чего нельзя сказать о самом кислороде. Поскольку кислород – важная составная часть воздуха, следует подробно остановиться на главных источниках загрязнения атмосферы и последствиях этого процесса. Основные источники техногенного загрязнения атмосферного воздуха в промышленных районах – транспорт, предприятия, ТЭС.

В России на долю автотранспорта в общем загрязнении атмосферы приходится на 15%, в США - 60%. Выхлопные газы автомобилей содержат вредные примеси. По данным французского ученого Ж. Дорти, выхлопные газы от бензиновых и дизельных двигателей имеют соответственно примерно следующий состав: углекислый газ - 9,0 и 0,9%; оксид углерода(II) - 4,0 и 0,1%; оксид азота - 0,06 и 0,04 %; оксид серы (IV) - 0,006 и 0,02%; кислород - 4,0 и 9,0 %; водород - 2,0 и 0,03. От каждой тысячи автомобилей за день в воздух поступает более 300 кг оксида углерода (II), весьма токсичного вещества.

ТЭС средней мощности, работающее на угле, только за 1 час сжигают более 80 т угля и выбрасывают в атмосферу примерно 5 т оксида серы (IV) и 16-17 т золы.

Реактивные самолеты в полете выделяют вредные примеси: альдегиды — 0,7 мг/см³, СО - 6,5 мг/см³ углеводы — 1,7 мг/см³, оксиды азота - 4,3 мг/см³, твердые частицы - 6,3 мг/см³.

Промышленность выбрасывает в атмосферу значительное количество твердых частиц (сажа, зола, копоть, пыль) и вредных газов (СО, СО₂, углеводороды, оксиды серы и азота), образующихся при неполном сгорании топлива, на котором работают предприятия.

В 1 см³ городского воздуха содержится 100 тыс пылинок. Промышленность всех стран мира выбрасывает в атмосферу 6 млрд. тонн СО₂ ежегодно.

Внимание учащихся следует обратить на то, что большинство загрязнителей атмосферы - оксиды, образующиеся в результате реакций горения или неполного окисления.

Учащиеся могут самостоятельно указать возможные источники загрязнения атмосферы, привести примеры воздействия некоторых загрязнителей на организм человека.

Далее рассматриваются оксиды неметаллов как загрязнители природной среды. Попадая в водоемы (пруды, озера, водохранилища), в ряде случаев они значительно закисляют их, вызывая тем самым гибель практически всех водных обитателей. Соединяясь с атмосферной влагой, оксиды превращаются в кислоты и выпадают на землю в виде «кислотных дождей», нанося огромный ущерб, как самой природе, так и объектам окружающей среды: металлическим конструкциям, бетонным сооружениям. Учащиеся приходят к выводу, что экономически более выгодно предотвратить загрязнения среды, чем длительное время и с огромными материальными затратами восстанавливать разрушенное.

Обсуждается влияние хозяйственной деятельности человека на круговорот кислорода в природе: уничтожение лесов, загрязнение поверхности мирового океана, огромное потребление кислорода на нужды промышленности.

При обсуждении мер борьбы с загрязнением атмосферы развивается понятие о рациональном использовании природных ресурсов и вводятся новые понятия: “экологически безвредные” и “безотходные” технологии. Отмечается что создание таких технологий - наиболее перспективное решение проблемы сохранения природной среды. Учащихся можно ознакомить с мероприятиями по охране воздуха от загрязнения:

Правильное сжигание топлива;

Строительство очистных сооружений;

Замена ископаемого топлива на альтернативные источники энергии;

Совершенствование технологии производства и модернизация автотранспорта;

Улучшение планировки городов, сел и расширение площадей зеленых насаждений.

В этой теме получают развитие идеи охраны природы. Вводится понятие о мониторинге (в плане ознакомления) и о международном сотрудничестве в области защиты атмосферы. Раскрывается содержание статей “Закона об охране атмосферного воздуха”.

Тема «Основные классы неорганических соединений»

В результате изучения данной темы вы узнаете:

Какими способами получают оксиды, основания, кислоты и соли.

К каким классам неорганических веществ относятся такие соединения, как Fe_3O_4 , Pb_2O_3 .

Чем отличаются друг от друга основные, кислые, двойные и смешанные соли.

В результате изучения данной темы вы научитесь:

Составлять уравнения реакций получения различных классов неорганических соединений.

Описывать свойства различных классов неорганических соединений.

Составлять уравнения реакций с участием различных неорганических соединений.

Оксиды

Оксидами называют сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород, находящийся в степени окисления -2. Примерами оксидов являются Al_2O_3 - оксид алюминия, SiO_2 - оксид кремния, NO - оксид азота(II).

Согласно международной номенклатуре рассматриваемые соединения называют оксидами с указанием степени окисления элемента, если этот элемент образует несколько оксидов. При написании названия степень окисления обозначается римскими цифрами в скобках, например, FeO – оксид железа (II), Fe_2O_3 – оксид железа (III), SO_2 – оксид серы (IV), SO_3 – оксид серы (VI). Очень часто в литературе встречаются и тривиальные названия оксидов – сурик (Pb_3O_4), веселящий газ (N_2O), железная окалина (Fe_3O_4) и многие др.

Оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие. Солеобразующие оксиды принято делить на основные, амфотерные и кислотные.

От оксидов следует отличать пероксиды, например, H_2O_2 , Na_2O_2 и надпероксиды KO_2 , CsO_2 . В этих соединениях степень окисления кислорода по абсолютной величине меньше двух и может быть дробной.

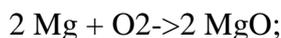
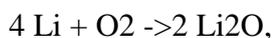
Основные оксиды

Основные оксиды образуются только металлами, им в качестве гидратов соответствуют основания. Например, CaO , FeO , CuO являются основными оксидами, поскольку им соответствуют основания $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Cu(OH)_2$.

Получение основных оксидов

Основные оксиды получают:

окислением металлов кислородом:

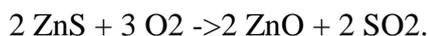


при окислении щелочных металлов кислородом только литий образует Li_2O . Натрий дает пероксид (Na_2O_2), остальные - надпероксиды (KO_2 , RbO_2 , CsO_2).

разложением при нагревании кислородных соединений: гидроксидов, нитратов, карбонатов:

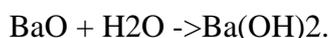


обжигом сульфидов:

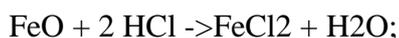


Химические свойства основных оксидов

Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов непосредственно реагируют с водой:



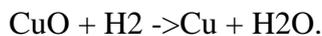
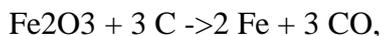
Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду, например:



Основные оксиды реагируют также с кислотными оксидами:



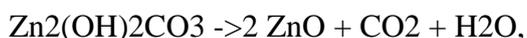
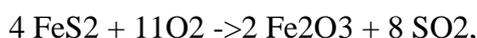
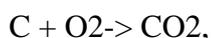
Основные оксиды могут также вступать в окислительно–восстановительные реакции:



Кислотные оксиды

Кислотные оксиды образуются неметаллами (SO_2 , SO_3 , CO_2 , P_4O_{10} и т.д.) или переходными металлами, находящимися в высоких степенях окисления (например, CrO_3 , Mn_2O_7).

Кислотные оксиды получают теми же способами, что и основные оксиды. Например:



а также разложением кислот:



Химические свойства кислотных оксидов

Некоторые кислотные оксиды образуют кислоты при взаимодействии с водой:

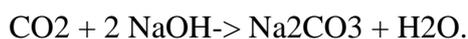


Некоторые кислотные оксиды являются ангидридами кислот. Например, SO_3 – ангидрид серной кислоты, SO_2 – ангидрид сернистой кислоты, CO_2 – ангидрид угольной кислоты, P_4O_{10} является ангидридом трех кислот (метафосфорной HPO_3 , ортофосфорной H_3PO_4 , пиррофосфорной $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$).

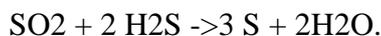
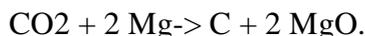
Кислотные оксиды взаимодействуют с основными, образуя соли:



Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями, образуя соль и воду:



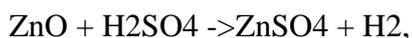
Как и другие типы оксидов, кислотные оксиды могут вступать в окислительно–восстановительные реакции:



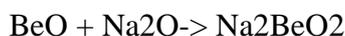
Амфотерные оксиды

Амфотерные оксиды обладают двойственными свойствами, т.е. в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства. К ним относятся: ZnO , Al_2O_3 , BeO , Cr_2O_3 и т. д.

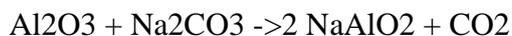
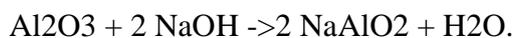
Амфотерные оксиды с водой не взаимодействуют, но реагируют и с кислотами, и с основаниями. Например:



Амфотерные оксиды могут взаимодействовать как с основными, так и с кислотными оксидами:



Амфотерные оксиды при сплавлении со щелочами или карбонатами щелочных металлов образуют соли:



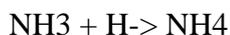
Физические свойства оксидов очень разнообразны. Все основные и амфотерные оксиды, а также некоторые кислотные оксиды (SiO_2 , P_4O_{10} и др.) являются твердыми веществами. Многие кислотные оксиды при обычной температуре являются газами (SO_2 , CO_2) или жидкостями (Cl_2O_7 , Mn_2O_7).

Свойства несолеобразующих оксидов (CO , NO , N_2O и др.) будут описаны в следующих разделах, которые посвящены химии соответствующих элементов.

Следует упомянуть о смешанных оксидах (Pb_2O_3 , Pb_3O_4 и др.), в которых один и тот же элемент (Pb) находится в различных степенях окисления. Эти соединения можно также отнести к солям: $\text{Pb} + 2\text{Pb} + 4\text{O}_3$, $\text{Pb}_2 + 2\text{Pb} + 4\text{O}_2$.

Основания

Основаниями с точки зрения теории электролитической диссоциации являются соединения, при диссоциации которых в качестве анионов образуются гидроксо-группы OH^- . Свойствами оснований могут обладать не только гидроксиды металлов, но и некоторые другие вещества, например, NH_3 , молекула которого может присоединить протон:



Номенклатура оснований

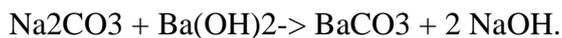
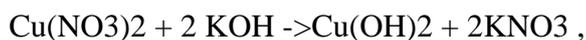
По международной номенклатуре основания принято называть гидроксидами элементов: NaOH – гидроксид натрия, CsOH – гидроксид цезия.

Если элемент может образовывать несколько оснований, то в названиях в скобках римской цифрой указывается его степень окисления. Например, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II), $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III).

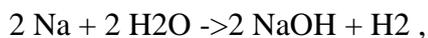
Большинство оснований мало растворимы в воде. Растворимые в воде основания называются щелочами. Щелочами являются, например, NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Получение оснований

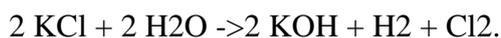
Общим способом получения оснований является реакция обмена между солью и щелочью:



Щелочи образуются при взаимодействии щелочных и щелочноземельных металлов, а также их оксидов с водой:



В промышленности щелочи обычно получают электролизом водных растворов хлоридов:



Свойства оснований

Растворы щелочей изменяют окраску индикаторов: бесцветный фенолфталеин переходит в малиновый цвет, метилоранж – в желтый, лакмус – в синий.

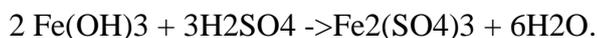
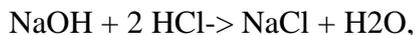
Большинство малорастворимых в воде оснований при нагревании легко разлагаются:



Щелочи термически устойчивы и плавятся без разложения. Исключение составляет гидроксид лития, который также разлагается при нагревании:



Как щелочи, так и нерастворимые основания могут реагировать с кислотами (реакция нейтрализации):



Взаимодействие оснований с кислотными и амфотерными оксидами рассмотрено в разделе

Амфотерные гидроксиды взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями. Например:



В водных растворах, содержащих щелочь, наряду с $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$, существуют и другие ионы, в частности, $[\text{Al}(\text{OH})_5]^{2-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{AlO}(\text{OH})_4]^{3-}$ и др. В гидрооксокомплексах алюминия содержатся также молекулы H_2O , которые в формулах обычно не указывают.

К амфотерным гидроксидам относятся $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и др.

В заключение следует отметить способность щелочей взаимодействовать с некоторыми неметаллами и оксидами:



Приведенные выше реакции относятся к окислительно-восстановительным реакциям и рассматриваются в разделе 7.

Кислоты

С точки зрения теории электролитической диссоциации кислота – химическое соединение при диссоциации в воде которого в качестве катионов образуются только ионы H^+ . Представления о кислотах и основаниях, вытекающих из теории электролитической диссоциации Аррениуса, применимы только для водных растворов. Исследование процессов, протекающих в неводных средах, без участия растворителя, потребовало существенных дополнений и привело появлению различных теорий кислот и оснований.

Классификация и номенклатура кислот

Различают бескислородные (H_2S , HBr , HCl) и кислородсодержащие (H_3PO_4 , HNO_3 , $HClO_3$) кислоты.

В свободном состоянии неустойчивы угольная (H_2CO_3) и сернистая (H_2SO_3) кислоты. Различают также сильные (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , $HClO_4$ и др.) и слабые (H_2S , H_2CO_3 , HCN , H_2SO_3 , $HClO$ и др.) кислоты.

Число ионов водорода, образующихся при диссоциации формульной единицы кислоты, определяет ее основность.

Названия кислородсодержащих кислот производятся от названия неметалла с добавлением окончания -ная, -вая, если степень окисления неметалла является максимальной. По мере понижения степени окисления суффиксы меняются следующим образом: -оватая, -истая, -оватистая.

Примеры названий некоторых кислородсодержащих кислот приведены в табл.

Таблица

Названия некоторых кислородсодержащих кислот

Формула кислоты	Название кислоты	Формула кислоты	Название кислоты
$HClO$	Хлорноватистая	HNO_2	Азотистая
$HClO_2$	Хлористая	HNO_3	Азотная
$HClO_3$	Хлорноватая	H_2SO_3	Сернистая
$HClO_4$	Хлорная	H_2SO_4	Серная

Названия бескислородных кислот состоят из названия неметалла с добавлением соединительной гласной о и слова –водородная. Например:

HF – фтороводородная кислота,

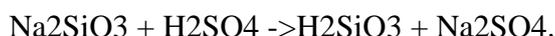
HCl – хлороводородная кислота,

H_2S – сероводородная кислота.

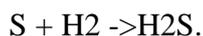
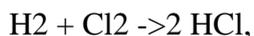
Получение кислот

Большинство кислородсодержащих кислот получают при взаимодействии кислотных оксидов с водой.

Для получения нерастворимых в воде кислот используют косвенный метод (действием кислоты на соответствующую соль):



Некоторые бескислородные кислоты получают при непосредственном соединении неметаллов с водородом:



или по реакции обмена между солью и кислотой:



Общие свойства кислот

Кислоты представляют собой жидкости (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl и т.д.) или твердые вещества (H_3PO_4 , H_3BO_3 и др.).

Растворы сильных кислот могут разрушать ткани и кожу.

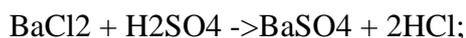
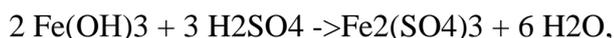
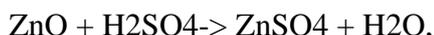
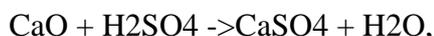
Растворы кислот изменяют цвет индикаторов, что используется для их качественного обнаружения. В качестве индикаторов используют лакмус (в нейтральной среде – фиолетовый, в кислой – красный, в щелочной – синий), метилоранж (в нейтральной среде – оранжевый, в кислой – красный, в щелочной – желтый) и другие.

Сила бескислородных кислот, например, в ряду $\text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$, возрастает с увеличением радиуса аниона, поскольку анион большего радиуса слабее удерживает протон, облегчая тем самым диссоциацию кислоты. Таким образом, в главных подгруппах периодической системы сверху вниз сила бескислородных кислот возрастает с увеличением радиуса центрального атома.

Наоборот, в ряду $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$ с уменьшением радиуса катиона Cl^{z+} и увеличением его заряда сила кислородсодержащих возрастает.

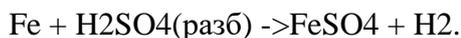
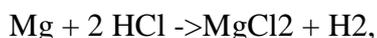
Важнейшими химическими свойствами кислот являются:

взаимодействие с основными и амфотерными оксидами, основаниями и солями:



взаимодействие кислоты с основанием – реакция нейтрализации;

взаимодействие с металлами с образованием соли и выделением водорода:



Водород из кислот не вытесняют металлы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов (в ряду напряжений) правее водорода. При взаимодействии металлов с концентрированной серной кислотой и азотной кислотой водород как правило не выделяется.

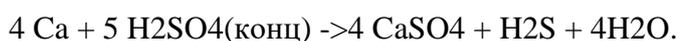
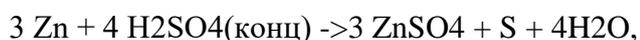
Свойства концентрированной серной кислоты

Концентрированная серная кислота в реакциях с металлами может восстанавливаться до SO₂, S или H₂S. Состав продуктов восстановления определяется активностью металла, концентрацией кислоты и температурой реагирующей системы. При обычной температуре концентрированная H₂SO₄ не реагирует с золотом и платиной, а некоторые металлы (Fe, Cr, Al) пассивируются в концентрированной серной кислоте.

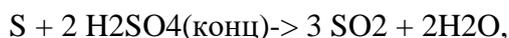
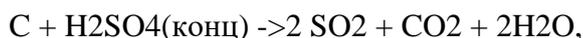
Малоактивные металлы (стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов правее водорода) восстанавливают концентрированную серную кислоту до SO₂:



Активные металлы (Ca, Mg, Zn и др.) восстанавливают концентрированную H₂SO₄ до свободной серы или H₂S:



При взаимодействии серной кислоты с неметаллами образуется SO₂:



При взаимодействии концентрированной H₂SO₄ с соединениями, содержащими катионы металлов, находящимися в низшей степени окисления, происходит дальнейшее окисление этих металлов:



Свойства азотной кислоты

Азотная кислота окисляет большинство элементов до их высшей степени окисления. Взаимодействие HNO₃ различной концентрации с металлами различной активности представлено в виде следующей схемы:

Разбавленная		HNO ₃		Концентрированная
С тяжелыми металлами	С щелочноземельными металлами, а также с Zn, Fe, Sn	Не действует на Fe, Cr, Al, Au, Pt	С щелочными и щелочноземельными металлами	С другими тяжелыми металлами
NO	NH ₄ NO ₃		N ₂ O	NO ₂

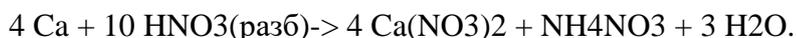
Таким образом, при взаимодействии концентрированной HNO₃ с малоактивными металлами образуется NO₂:



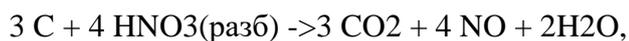
При действии разбавленной HNO_3 на малоактивные металлы выделяется NO :



а в случае активных металлов образуется NH_4NO_3 :



При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с неметаллами образуется, как правило, NO :



При взаимодействии концентрированной HNO_3 с соединениями, содержащими катионы металлов, находящимися в низшей степени окисления, происходит дальнейшее окисление этих металлов:



Следует отметить, что продуктами восстановления азотной кислоты с металлами являются и азот, и даже водород, причем, как правило, образуется смесь веществ. Чем активнее металл и чем меньше концентрация, тем глубже она восстанавливается.

Соли

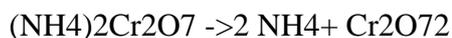
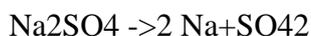
Классификация и номенклатура солей

С точки зрения теории электролитической диссоциации соли это соединения, при диссоциации которых образуются катионы металлов и анионы OH^- (см. раздел 9).

Различают следующие типы солей: средние, кислые, основные, двойные, смешанные и комплексные.

Средние соли

В средних солях все атомы водорода соответствующей кислоты замещены на атомы металла. Уравнение диссоциации средней соли Na_2SO_4 в разбавленном растворе записывается следующим образом:



при этом указывается, что степень диссоциации стремится к единице ($\alpha \rightarrow 1$)&

Кислые соли

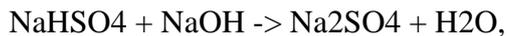
В кислых солях атомы водорода соответствующей кислоты не полностью замещены на металл. Кислая соль получается по реакции неполной нейтрализации кислоты:



или при взаимодействии средней соли с избытком кислоты:



Для перевода кислой соли в среднюю следует добавить основание:



Кислые соли образуются многоосновными кислотами.

Основные соли

Основные соли – это продукт неполного замещения групп OH^- основания на кислотные остатки:



Основные соли образуют основания, содержащие две и более гидроксо-групп.

Для перевода основной соли в среднюю необходимо добавить кислоту:



Диссоциация основной соли выражается уравнением:



Катион MgOH^+ подвергается дальнейшей диссоциации как слабый электролит:



Двойные и смешанные соли

Двойные соли – это соли, состоящие из двух различных катионов и одного аниона. Примерами двойных солей являются: алюмокалиевые квасцы $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ и сильвинит $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$.

Смешанные соли – это соли, состоящие из одного катиона и двух различных анионов. Хлорная известь CaOCl_2 , например, является солью хлорноватистой (HClO) и хлороводородной (HCl) кислот.

Комплексные соли

В состав комплексных солей входит комплексный ион (в формулах он заключается в квадратные скобки), состоящий из центрального атома - комплексообразователя, окруженного несколькими частицами – молекулами или ионами (лигандами).

В свою очередь, комплексный ион является слабым электролитом и в незначительной степени подвергается дальнейшей диссоциации

Номенклатура солей

Название солей состоит из названия аниона в именительном падеже, за которым следует название катиона в родительном. Если один и тот же металл может проявлять в соединении различную степень окисления, то ее указывают в скобках римской цифрой.

В названии солей кислородсодержащих кислот к латинскому корню названия элемента добавляется окончание –ат (для высших степеней окисления), –ит для более низких. Например, KNO_3 – нитрат калия, KNO_2 – нитрит калия, FeSO_4 – сульфат железа (II), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа (III).

Суффикс –ид добавляется к названию неметалла при наименовании солей бескислородных кислот, например, NaCl – хлорид натрия.

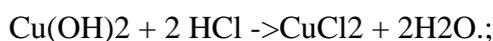
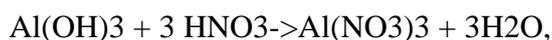
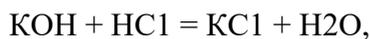
Названия кислых солей образуют, добавляя к наименованию аниона приставку гидро-. Например, NaHS – гидросульфид натрия, KН2РO4 – дигидрофосфат калия.

Названия основных солей образуют прибавлением к названию аниона приставки гидроксо–: Mg(OH)SO4 – гидроксосульфат магния, Al(OH)2Cl – дигидроксохлорид алюминия.

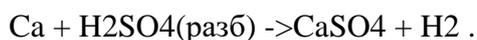
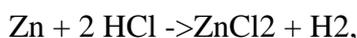
Получение солей

Большинство способов получения солей обсуждено выше, при рассмотрении свойств оксидов, оснований и кислот. Ниже приводятся важнейшие реакции получения солей:

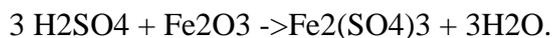
Реакция нейтрализации:



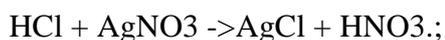
Взаимодействие металлов с кислотами:



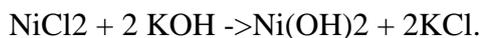
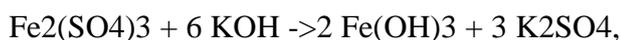
Взаимодействие кислот с основными оксидами:



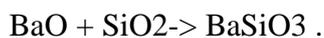
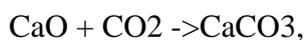
Взаимодействие кислот с солями:



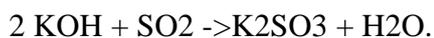
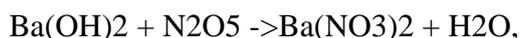
Взаимодействие растворимых оснований с солями:



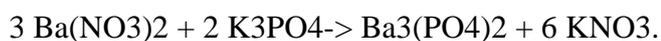
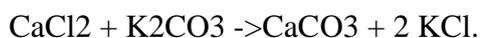
Взаимодействие основных оксидов с кислотными:



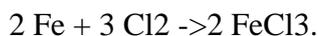
Взаимодействие оснований с кислотными оксидами:



Взаимодействие двух растворимых солей:



При непосредственном взаимодействии металлов и неметаллов могут быть получены соли бескислородных кислот.

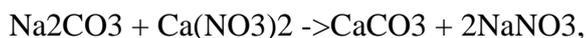
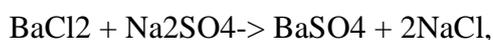


Помимо приведенных выше, существуют и другие способы получения солей.

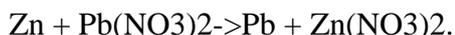
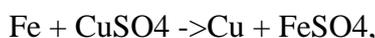
Свойства солей

Соли, как правило, являются твердыми кристаллическими веществами, с различной растворимостью в воде. По растворимости в воде соли можно разделить на хорошо растворимые и малорастворимые. Хорошо растворяются в воде все нитраты, соли аммония и большинство солей щелочных металлов. К числу малорастворимых солей относятся большинство карбонатов, фосфатов и силикатов (кроме солей щелочных металлов и аммония).

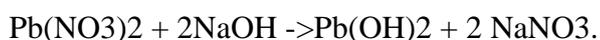
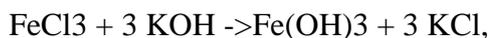
Многие растворимые соли взаимодействуют между собой в растворах при условии образования осадков малорастворимых солей или выделения газов:



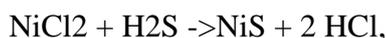
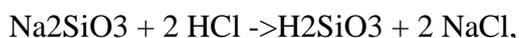
Растворы некоторых солей реагируют с металлами. При составлении уравнений реакций необходимо пользоваться рядом электродных потенциалов (рядом напряжений) металлов, поскольку более активные металлы, например цинк и железо, вытесняют менее активные (Cu, Ag) из растворов их солей:



Растворы солей реагируют со щелочами при условии образования осадков малорастворимых оснований:



Соли слабых кислот реагируют с сильными кислотами:



Термически неустойчивы и разлагаются при нагревании все нитраты, соли аммония и кислые соли (при разложении последних всегда выделяется вода):



$\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{HCl}$,

$2 \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Кислотные дожди

Термин «кислотные дожди» был введен английским химиком Р.Э.Смитом более 100 лет назад.

В 1911 г. в Норвегии зафиксировали случаи гибели рыб в результате подкисления природной воды. Однако только в конце 60-х гг., когда аналогичные случаи в Швеции, Канаде, США привлекли внимание общественности, возникло подозрение, что причина — дождь с высоким содержанием серной кислоты.

Кислотные дожди — это атмосферные осадки (дождь, снег) с рН менее 5,6 (повышенной кислотностью).

Образуются кислотные дожди при промышленных выбросах в атмосферу диоксида серы и оксидов азота, которые, соединяясь с атмосферной влагой, образуют серную и азотную кислоты. В результате дождь и снег оказываются подкисленными (число рН ниже 5,6). В Баварии (ФРГ) в августе 1981 г. выпадали дожди с кислотностью рН = 3,5. Максимальная зарегистрированная кислотность осадков в Западной Европе — рН = 2,3.

Суммарные мировые антропогенные выбросы оксидов серы и азота составляют ежегодно более 255 млн т (1994). Кислотообразующие газы надолго остаются в атмосфере и могут передвигаться на расстояния в сотни и даже тысячи километров. Так, значительная часть выбросов Великобритании попадает в северные страны (Швецию, Норвегию и др.), т.е. с трансграничным переносом, и наносит ущерб их экономике.

На огромной территории природная среда закисляется, что весьма негативно отражается на состоянии всех экосистем. Выяснилось, что природные экосистемы подвергаются разрушению даже при меньшем уровне загрязнения воздуха, чем тот, который опасен для человека.

Опасность представляют, как правило, не сами кислотные осадки, а протекающие под их влиянием процессы.

Кислотные дожди вымывают биогены из почвы. Частицы гумуса и глины обычно заряжены отрицательно и удерживают такие положительные ионы, как Ca^{2+} , K^+ , NH_4^+ . Просачивающаяся кислота уносит биогенные ионы, т. к. их вытесняет ионы водорода.

Под действием кислотных осадков из почвы выщелачиваются не только жизненно необходимые растениям питательные вещества, но и токсичные тяжелые и легкие металлы — свинец, кадмий, алюминий и др. Впоследствии они сами или образующиеся токсичные соединения усваиваются растениями и другими почвенными организмами, что ведет к весьма негативным последствиям. Например, возрастание в подкисленной воде содержания алюминия всего лишь до 0,2 мг на один литр летально для рыб, а токсичность тяжелых металлов (кадмия, свинца и др.) проявляется в еще большей степени.

Пятьдесят миллионов гектаров леса в 25 европейских странах страдает от действия кислотных дождей. Так, например, гибнут хвойные горные леса в Баварии. Отмечены случаи поражения хвойных и лиственных лесов в Карелии, Сибири и в других районах нашей страны.

Воздействие кислотных дождей и других загрязнителей снижает устойчивость лесов к засухам, болезням, природным загрязнениям, что приводит к еще более выраженной их деградации как природных экосистем.

Ярким примером негативного воздействия кислотных осадков на природные экосистемы является закисление озер. Особенно интенсивно оно происходит в Канаде, Швеции, Норвегии и на юге Финляндии. Объясняется это тем, что:

значительная часть выбросов серы в таких промышленно развитых странах, как США, ФРГ и Великобритания, выпадает именно на их территории;

коренные породы, слагающие ложе озер, обычно представлены гранитогнейсами и гранитами, не способными нейтрализовать кислотные осадки, в отличие, например, от известняков, которые создают щелочную среду и препятствуют закислению.

Закисление озер опасно не только для популяций различных видов рыб (в т. ч. лососевых, сиговых и др.), но часто влечет за собой постепенную гибель планктона, многочисленных видов водорослей и других обитателей водоемов. Озера становятся практически безжизненными. Так, в Канаде более 4 тыс. озер объявлены мертвыми, а еще 12 тыс. - на грани гибели. В южной части Норвегии в половине озер исчезла рыба. Кстати, если рН водной среды равно или меньше 4, то все живое в ней погибает.

В нашей стране площадь значительного закисления от выпадения кислотных осадков достигает нескольких десятков миллионов гектаров. Отмечены и частные случаи закисления озер (Карелия и др.). Повышенная кислотность осадков наблюдается вдоль западной границы (трансграничный перенос серы и других загрязняющих веществ) и на территории ряда крупных промышленных районов, а также фрагментарно на побережье Таймыра и Якутии.

Экологические проблемы, связанные с производством серной

Кислоты, и способы их решения

В начале рассказа важно подчеркнуть, что в сернокислотном производстве перерабатывают и получают такие вещества, как сероводород H_2S , оксид серы (IV) SO_2 , оксид серы (VI) SO_3 , серную кислоту H_2SO_4 . Эти вещества, присутствуя в воздухе, вредно отражаются на здоровье людей, губительно действуют на растения, разрушают постройки и т. п. Именно поэтому уделяется серьезное внимание проблеме охраны окружающей среды от загрязнения.

Далее в ответе можно выделить целый ряд экологических проблем, связанных с производством серной кислоты. Первая связана с обжигом серного колчедана FeS_2 и других сульфидных руд. При обжиге, протекающем в «кипящем слое», получающийся оксид металла, например, Fe_2O_3 , выделяется в атмосферу

Это можно объяснить тем, что для аппаратов обжига в «кипящем слое» требуется порошок руды, подвергшийся сильному измельчению. В результате обжига образуется оксид железа или другого металла с очень маленькими частицами. С улавливанием этих частиц фильтры могут не справиться. Частицы оксида могут попасть в атмосферу при выгрузке из печи. Попадание в атмосферу измельченных оксидов железа или других металлов называют металлизацией атмосферы.

При производстве серной кислоты в атмосферу попадает оксид серы (IV): $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$

Это связано с тем, что производственные установки не всегда герметичны, а также с тем, что иногда автоматические системы управления не справляются с работой, что приводит к аварийным выбросам.

Для производства серной кислоты нередко используется сера, получаемая из сероводорода (это вещество является отходом ряда производств). Производится сера с помощью неполного

окисления сероводорода. Эта технологическая схема настолько несовершенна, что около 20% серы идет на образование оксида серы (IV), который выделяется в атмосферу.

В ходе производства возможны выбросы в атмосферу оксида серы (VI) и серной кислоты:



Эти выбросы считаются аварийными, но они возможны и, к сожалению, случаются нередко.

Один из способов разрешения экологических проблем — использование технологических схем, сводящих к минимуму загрязнение атмосферы:

- 1) непрерывность процесса;
- 2) циркуляционные процессы (непрореагировавшие вещества возвращаются в сферу реакции);
- 3) принцип противотока (увеличивается площадь поверхности реагирующих веществ и скорость реакции);
- 4) комплексное использование сырья, безотходная технология;
- 5) выбор оптимального сырья и режима его переработки.

Так, например, в мире около 80% серной кислоты производится из серы, а не из пирита FeS_2 . Это позволяет избежать металлизации атмосферы.

Еще один важный путь — это совершенствование технологического оборудования, в частности различных фильтров и поглотителей. Большое значение имеет профилактический ремонт оборудования, а также установка современных автоматических систем управления производством.

Соляная кислота: влияние на экологию и здоровье человека

Соляная кислота (хлористоводородная кислота) – водный раствор хлористого водорода HCl , представляет собой прозрачную бесцветную жидкость с острым запахом хлористого водорода. Техническая кислота имеет желтовато-зеленый цвет из-за примесей хлора и солей железа. Максимальная концентрация соляной кислоты около 36% HCl ; такой раствор имеет плотность 1,18 г/см³. Концентрированная кислота на воздухе «дымит», так как выделяющийся газообразный HCl образует с водяным паром мельчайшие капельки соляной кислоты.

Соляная кислота (хлористоводородная кислота) – водный раствор хлористого водорода HCl , представляет собой прозрачную бесцветную жидкость с острым запахом хлористого водорода. Техническая кислота имеет желтовато-зеленый цвет из-за примесей хлора и солей железа. Максимальная концентрация соляной кислоты около 36% HCl ; такой раствор имеет плотность 1,18 г/см³. Концентрированная кислота на воздухе «дымит», так как выделяющийся газообразный HCl образует с водяным паром мельчайшие капельки соляной кислоты.

Соляная кислота не горюча, не взрывоопасна. Она является одной из самых сильных кислот, растворяет (с выделением водорода и образованием солей – хлоридов) все металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода. Хлориды образуются и при взаимодействии соляной кислоты с оксидами и гидроксидами металлов. С сильными окислителями она ведет себя как восстановитель.

Соли соляной кислоты – хлориды, за исключением AgCl , Hg_2Cl_2 , хорошо растворимы в воде. К ней устойчивы стекло, керамика, фарфор, графит, фторопласт.

Получают соляную кислоту растворением в воде хлористого водорода, который синтезируют или непосредственно из водорода и хлора или получают действием серной кислоты на хлорид натрия.

Выпускаемая техническая соляная кислота имеет крепость не менее 31% HCl (синтетическая) и 27,5% HCl (из NaCl). Торговую кислоту называют концентрированной, если она содержит 24% и больше HCl, если содержание HCl меньше, то кислота называется разбавленной.

Соляную кислоту применяют для получения хлоридов различных металлов, органических полупродуктов и синтетических красителей, уксусной кислоты, активированного угля, различных клеев, гидролизного спирта, в гальванопластике. Ее применяют для травления металлов, для очистки различных сосудов, обсадных труб буровых скважин от карбонатов, окислов и др. осадков и загрязнений. В металлургии кислотой обрабатывают руды, в кожевенной промышленности – кожу перед дублением и крашением. Соляную кислоту применяют в текстильной, пищевой промышленности, в медицине и т. д.

Соляная кислота играет важную роль в процессах пищеварения, она является составной частью желудочного сока. Разведенную соляную кислоту назначают внутрь главным образом при заболеваниях, связанных с недостаточной кислотностью желудочного сока.

Транспортируют соляную кислоту в стеклянных бутылках или гуммированных (покрытых слоем резины) металлических сосудах, а также в полиэтиленовой посуде.

Соляная кислота очень опасна для здоровья человека. При попадании на кожу вызывает сильные ожоги. Особенно опасно попадание в глаза.

При попадании соляной кислоты на кожные покрытия ее необходимо немедленно смыть обильной струей воды.

Очень опасны туман и пары хлороводорода, образующиеся при взаимодействии с воздухом концентрированной кислоты. Они раздражают слизистые оболочки и дыхательные пути. Длительная работа в атмосфере HCl вызывает катары дыхательных путей, разрушение зубов, помутнение роговицы глаз, изъязвление слизистой оболочки носа, желудочно-кишечные расстройства. Острое отравление сопровождается охриплостью голоса, удушьем, насморком, кашлем.

В случае утечки или разлива соляная кислота может нанести существенный ущерб окружающей среде. Во-первых, это приводит к выделению паров вещества в атмосферный воздух в количествах, превышающих санитарно-гигиенические нормативы, что может повлечь отравление всего живого, а также появлению кислотных осадков, которые могут привести к изменению химических свойств почвы и воды.

Во-вторых, она может просочиться в грунтовые воды, в результате чего может произойти загрязнение внутренних вод. Там, где вода в реках и озерах стала довольно кислой (рН менее 5) исчезает рыба. При нарушении трофических цепей сокращается число видов водных животных, водорослей и бактерий.

В городах кислотные осадки ускоряют процессы разрушения сооружений из мрамора и бетона, памятников и скульптур. При попадании на металлы соляная кислота вызывает их коррозию, а, реагируя с такими веществами, как хлорная известь, диоксид марганца, или перманганат калия, образует токсичный газообразный хлор.

В случае разлива соляную кислоту смывают с поверхностей большим количеством воды или щелочного раствора, который нейтрализует кислоту.

Выявился ряд проблем, связанных с методическим обеспечением образовательной деятельности: не обобщены и не систематизированы наиболее эффективные методы, методики и технологии обучения учебному предмету «Химия» с учетом возрастных особенностей обучающихся и содержания обучения; отсутствуют или недостаточно конкретизированы методические рекомендации к реализации проектной деятельности в рамках учебного предмета «Химия»; не определены требования к методическим пособиям для учителей (преподавателей); в методических материалах УМК отсутствуют рекомендации по проведению демонстрационного эксперимента, лабораторные опыты и практических работ с указанием требований к оборудованию, реактивам, концентрациям используемых растворов и так далее.

Список использованной литературы.

1. Демидова М.Ю. Подходы к разработке заданий по оценке естественнонаучной грамотности обучающихся / М.Ю.Демидова, Д.Ю.Добротин, В.С.Рохлов // Педагогические измерения. - 2020. - № 2. - С. 8-19.
2. Разумовский В.Г., Пентин А.Ю. и др. Естественно-научная грамотность: контрольные материалы и экспериментальные умения. / Народное образование, 2017 - №4-5, с. 159-167.
3. Пентин А. Ю., Ковалева Г.С. и др. Состояние естественно-научного образования в российской школе по результатам международных исследований TIMSS и PISA // Вопросы образования. 2018. - № 1, с.79-105.