**Урок 26. Неметаллы в периодической системе. Строение их атомов**

Задачи урока: на примере строения атомов неметаллов продолжить формирование знаний учащихся о взаимосвязи строения и свойств атомов.

Оборудование: периодическая таблица, ЦОРы №№ 1, 3, 18, 73, образцы неметаллов (уголь, бром, йод, сера).

Поскольку большая часть урока строится на работе учащихся с периодической таблицей химических элементов, учителю отводится роль управляющего их самостоятельной учебной деятельностью. С этой целью желательно, чтобы на доске был представлен план урока.

В связи с этим тип настоящего урока может квалифицироваться как урок применения знаний (т. е. урок-упражнение).

Учитель, ознакомив учащихся с темой и задачами предстоящего урока, в качестве актуализации знаний просит учащихся вспомнить физический смысл обозначений в периодической таблице и закономерности изменения строения атомов и свойств химических элементов в периодах и группах.

Основными моментами должны стать: заряд ядра, число валентных электронов, радиус атомов, электроотрицательность, металлические и неметаллические свойства химических элементов.

Далее целесообразно организовать самостоятельную деятельность учащихся. Для этого учитель просит учащихся составить сообщение, тема которого «Химические элементы- неметаллы», пользуясь планом:

1. Положение в периодической системе.
2. Особенности строения атомов.
3. Число внешних (валентных) электронов.
4. Электроотрицательность.
5. Типы образуемых химических связей.

Обычно ученики довольно быстро справляются с подобным заданием. Учитель предоставляет им слово, а затем (в качестве подтверждения правильности высказанных ими гипотез) передает на экран ЦОРы №№ 3 и 1. Учащиеся записывают примеры, данные в № 3.

После этого можно создать проблему, решение которой несколько расширит представления учащихся об относительности понятий «металл-неметалл»: почему атомы бора и алюминия, имеющие по 3 электрона на внешнем уровне, относят к разным типам химических элементов?

Учащиеся обычно ограничиваются предположением о разнице в радиусе данных атомов. Учитель может добавить, что это влечет за собой разную электроотрицательность этих атомов. Поэтому атом бора образует ковалентные химические связи в простых веществах, а атом алюминия – металлическую химическую связь.

В качестве подтверждения своих слов учитель передает на экран ЦОРы №№ 18 и 73 и просит учащихся написать схемы образования молекул хлора и азота.

Желательно акцентировать внимание учащихся на том, что ковалентные связи в данных случаях образуются по обменному механизму, т. е. за счет неспаренных внешних электронов.

Для закрепления материала урока учитель предлагает учащимся выполнить упр. № 3 после п. 14. Учащиеся комментируют данное упражнение.

Домашнее задание: §§14, 15, упр. 2, 4 после §15.

**Урок 27. Свойства простых веществ-неметаллов в зависимости от особенностей химической связи и типа кристаллической решетки**

Задачи урока: на основании знаний учащихся о строении атомов-неметаллов и типов химической связи показать связь между физическими свойствами веществ и типом кристаллической решетки.

Оборудование: ЦОРы №№ 3, 8, 9, 10, 13, образцы серы, брома, йода, красного фосфора, хлора (собранного в колбу), активированный уголь, графит, спиртовка, пробирки, зажим, предметное стекло, источник постоянного тока, принадлежности для сбора электроцепи.

Урок логично начать с характеристики положения неметаллов в периодической системе и строения их атомов. В качестве поддержки ответов учащихся учитель передает на экран ЦОР № 3.

Учащиеся должны сделать вывод, что атомы химических элементов-неметаллов с такими же атомами образуют ковалентные химические связи.

На этом этапе учитель может дополнить представления учащихся о взаимодействии атомов, акцентируя внимание на пространственном строении образуемых атомами молекул, а также количестве химических связей, характерных для атомов-неметаллов, имеющих разное число валентных электронов.

Учитель предлагает образцы простых веществ-неметаллов и просит охарактеризовать агрегатное состояние и некоторые физические свойства этих веществ (цвет, температуру плавления – высокая, низкая; твердость). Здесь целесообразно провести некоторые опыты: плавление серы, нагревание графита, возгонка йода, проверка образцов на электропроводность с помощью источника постоянного тока и последовательно собранной цепи, применяемой для демонстрации опытов при изучении электролитической диссоциации.

После обсуждений гипотез, предложенных учащимися, можно вывести на экран ЦОР № 13 и записать данные в конспект. Учащиеся должны прийти к выводу о том, что строение неметаллов характеризуется молекулярной или атомной кристаллической решеткой.

Важно, чтобы ученики не путали понятия «межмолекулярные и химические связи»: при слабой связи между молекулами в молекулярных кристаллах связи между атомами в молекулах остаются прочными.

На следующем этапе учитель выводит на экран ЦОРы №№ 9, 10. Учащиеся просматривают видеоролики, после чего учитель предлагает им определить тип кристаллической решетки алмаза и графита. В качестве помощи можно вывести на экран ЦОР № 8. Путем умозаключений учащиеся должны прийти к следующим выводам:

1)     Типичные неметаллы имеют молекулярное строение.

2)     Молекулы их состоят из двух, реже из большего числа атомов.

3)     Для «пограничных неметаллов» (С, Si, B) характерна атомная кристаллическая решетка.

4)     Отсутствие свободных электронов определяет и отсутствие электропроводности большинства неметаллов.

В заключение урока можно решить следующую проблему: зависимость температуры плавления и кипения от строения неметалла и массы молекул.

Домашнее задание: §16, ответить на вопросы после параграфа.

**Урок 28. Аллотропия неметаллов**

Задачи урока: познакомить учащихся с понятием «аллотропия», аллотропными модификациями некоторых неметаллов, закрепить знания учащихся о взаимосвязи строения вещества и его свойств.

Оборудование: табл. 10 (стр. 164 учебника), ЦОРы №№ 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10; сера кристаллическая, пробирка, стакан с водой, спиртовка, зажим пробирочный, тигельные щипцы.

Урок можно начать с повторения положения атомов-неметаллов в таблице Д. И. Менделеева и особенностей строения их атомов. Учащимся предлагают ответить на вопросы:

1. Какое место в периодической таблице занимают атомы неметаллов? 2. Чем отличаются эти атомы от атомов металлов? 2. Какие типы химических связей могут формировать данные атомы? 3. Какие из видов химических связей наблюдаются в простых веществах, образуемых данными атомами? 4. На одном примере охарактеризуйте взаимосвязь строения простого вещества и его свойств. (Учащимся наиболее знаком кислород, поэтому можно конкретизировать данный вопрос: дайте характеристику кислороду как типичному представителю неметаллов).

После обсуждения вопросов следует уточнить число атомов неметаллов (22) и задать следующий вопрос: Кому известно количество простых веществ-неметаллов?

Такой вопрос вызовет учебное затруднение учащихся, что позволит перейти непосредственно к новой теме.

Желательно новый для учащихся материал конспектировать в виде таблицы «Свойства аллотропных модификаций», заготовленной заранее.

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Веще-ство | Тип химической связи между атомами | Тип кристалли-ческой решетки | Химическая активность | Физические свойства | | | |
| Цвет | Запах | Растворимость в воде | Электропро-водность |

Учитель демонстрирует на экране ЦОРы №№ 5 и 8. Учащиеся должны сделать вывод о том, что явление аллотропии – это природное явление, характерное практически для атомов всех химических элементов. Оно отчасти объясняет причину многообразия веществ в природе. Логично расшифровать смысл термина «аллотропия», выведя на экран ЦОР № 6, а затем записать его в конспект урока.

С помощью карточки вещества (ЦОР № 4) учащиеся заносят сведения о кислороде в свою таблицу. Как правило, сведения об озоне у ребят отрывочные и требуется помощь учителя при характеристике этого вещества. Рассказ учителя можно вести параллельно с видеороликом ЦОРа № 7. Можно дополнить сведения об озоне естественной реакцией его разрушения в атмосфере: O3 + NO = O2 + NO2 (NO образуется при взаимодействии кислорода с азотом во время грозы).

Далее учитель знакомит учащихся с аллотропными модификациями атома углерода – алмазом и графитом, сопровождая свой рассказ видеороликами (ЦОРы №№ 9, 10).

Для закрепления полученного материала учитель демонстрирует опыт «превращения» серы кристаллической в серу пластическую.

Учащиеся делают вывод о том, что явление аллотропии распространено в природе.

В качестве задания на дом кроме § 17 учебника и докладов (по желанию) об открытии, применении алмаза, графита, а также кислорода и озона, можно предложить учащимся заполнить таблицу, начатую на уроке, относительно аллотропии серы (при изучении серы данный материал им пригодится).

**Урок 29. Кислотные свойства хлороводорода и основные свойства аммиака**

Задачи урока: путем наблюдений подвести учащихся к выводу о зависимости кислотно-основных свойств водородных соединений неметаллов от порядкового номера химического элемента в таблице Д. И. Менделеева.

Оборудование: на столах учащихся растворы хлороводорода (соляной кислоты), аммиака, две пробирки, лакмус, ЦОРы №№ 14, 27, 28, 76, 78, 79.

В начале урока полезно вспомнить, что атомы неметаллов способны образовывать химические связи посредством общих электронных пар и повторить образование связи атомов азота и хлора с атомами водорода. Здесь демонстрируем на экране ЦОР № 76.

Далее учитель ставит перед учащимися проблему: как практически получить хлороводород?

После гипотез, выдвинутых учащимися, учитель передает на экран видеоролик из ЦОРа № 27, и учащиеся записывают уравнение химической реакции (можно с определением окислителя и восстановителя).

Учитель сообщает, что подобным образом, но при определенных условиях, можно получить другие водородные соединения. Для одних такой способ является промышленным (NH3, HCl) , для других имеет лишь научное значение (CH4,H2O, H2S). Учащиеся сами могут дать необходимые пояснения по данному вопросу.

Возвращаясь к опыту получения хлороводорода, учитель просит вспомнить, какие правила техники безопасности соблюдались при выполнении этого опыта (если учащиеся не обратили внимание, можно еще раз просмотреть видеоролик), и задает вопрос: с чем это связано? Учащиеся выдвигают гипотезу о том, что хлороводород опасен.

Как подтверждение данной гипотезы учитель передает на экран ЦОР № 28 (растворение хлороводорода в воде). Вопрос, прозвучавший в конце просмотра видеоролика, приводит к обсуждению сущности процесса растворения как электролитической диссоциации и образования кислой среды в растворе.

Для дальнейшего осознанного усвоения материала логично будет на этом этапе рассмотреть образование иона гидроксония в растворе хлороводорода. Как подтверждение этому учитель просит учащихся провести лабораторный опыт (проверить с помощью индикатора свойства соляной кислоты) и записать уравнение диссоциации.

Далее переходим к изучению свойств аммиака. Для этого учитель просит провести лабораторный опыт (проверить индикатором свойства раствора аммиака) и передает на экран видеоролик из ЦОРа № 78 (свойства аммиака). Далее можно с помощью гипотез учащихся решить проблему: почему в растворе аммиака наблюдается избыток гидроксид-анионов?

Если учащиеся затрудняются, то можно обсудить эту проблему после просмотра ЦОРа № 79.

Итоги обсуждения заносятся в конспект в виде уравнения взаимодействия аммиака с водой и следующего вывода: *ковалентная связь может образовываться посредством обобществления электронной пары, принадлежащей одному из взаимодействующих атомов*, *т.е. по донорно-акцепторному механизму.*

В конце урока учитель еще раз обсуждает с учащимися положение изученных атомов неметаллов в таблице Д. И. Менделеева и делает совместно с ними вывод:

Строение атома определяет свойства не только простых веществ, но и свойства сложных соединений данного атома.

На этом этапе можно вывести на экран ЦОР № 14. Учащиеся слушают, а затем записывают его в тетрадь.

Домашнее задание: §18, упр.2, 3.

**Урок 30. Водородные соединения неметаллов**

Задачи урока: обобщить знания о водородных соединениях неметаллов, показать закономерности в изменении кислотно-основных свойств в зависимости от положения химического элемента в периодической системе.

Оборудование: ЦОРы №№ 27, 58, 78, таблица 11 (п. 18), периодическая таблица.

Урок можно начать с повторения закономерностей в изменении строения внешнего электронного слоя в атомах неметаллов. Соответственно следует обратить внимание учащихся на изменение заряда ядра атомов, радиуса и электроотрицательности в периоде.

Здесь правомочен вопрос учителя: как изменяется низшая валентность, проявляемая данными атомами в периоде? Учащиеся сами выдвинут гипотезы для объяснения того, почему уменьшение значения низшей валентности атомов происходит слева направо.

На данном этапе урока необходимо подвести учащихся к выводу о том, что слева направо с увеличением электроотрицательности атомов будет увеличиваться полярность ковалентной связи в соединениях с водородом. В связи с этим можно обсудить ее прочность, дав возможность ученикам самим предположить, как будут вести себя водородные соединения неметаллов одного периода (например, 3-го) в воде.

Учащиеся уже видели видеоролики в ЦОРах №№ 78 и 28.

На данном уроке полезно еще раз их просмотреть с другой целью: чтобы обобщить полученные сведения об аммиаке и хлороводороде применительно к другим неметаллам (например, фтороводороду, бромоводороду, фосфину). С этой целью можно создать учебное затруднение.

Моделируем ситуацию: предположим, имеются три колбы, заполненные силаном, фосфином, сероводородом. Как, не прибегая к реактивам, распознать содержимое колб?

Если позволяет время урока, то можно обсудить вопрос о том, почему метан не растворяется в воде? Это укрепит осознание учащимися взаимосвязи строения атома и свойств образуемых им соединений.

Разрешение учебного затруднения приведет учащихся к выводу о взаимосвязи строения атомов и свойств растворов водородных соединений данных атомов. Здесь же можно разрешить проблему силы сероводородной и соляной кислот.

С помощью таблицы 11 учебника учащиеся составляют представление о влиянии радиуса атомов неметаллов на электроотрицательность, прочность молекул водородных соединений неметаллов в группе.

Для разрешения вопроса о получении водородных соединений неметаллов учитель передает на экран ЦОРы №№ 58, 27 и просит учащихся составить уравнения химических реакций, указав окислитель и восстановитель в данных конкретных случаях. При наличии времени учитель может дополнить сведения о получении водородных соединений неметаллов, записав необходимые уравнения реакций.

Водородные соединения неметаллов образуются при реакциях гидролиза солей бескислородных кислот.

На следующем этапе урока можно разрешить проблемную ситуацию: одинакова ли сила кислот, образующихся при растворении водородных соединений неметаллов 7-й группы и оснований, образуемых водородными соединениями неметаллов 5-й группы?

С этой целью можно разделить класс на варианты для самостоятельного выполнения этой работы с последующим обсуждением и корректированием гипотез учащихся по данному вопросу.

Для закрепления изученного на уроке материала учитель предлагает учащимся выполнить упражнение по написанию уравнений реакций, характеризующих свойства водородных соединений Н2S и РН3.

Домашнее задание: § 18, упр. 1–3, повторить классификацию и химические свойства оксидов.

**Урок 31. Высшие оксиды неметаллов**

Задачи урока: на основании знаний строения атомов неметаллов выявить зависимость кислотных (окислительных) свойств их высших оксидов от степени окисления атома, расширить представления учащихся о возможностях атомов неметаллов.

Оборудование: ЦОРы №№ 52, 61, 63, 100, 101, 102, стеклянная трубка, раствор гидроксида кальция.

Проверку домашнего задания можно провести в виде фронтальной беседы по вопросам предыдущего урока, попросив учащихся дать характеристику водородного соединения серы, селена, фосфора, брома и т. д. в сравнении.

План характеристики может быть таким: строение атома; валентность, проявляемая в водородном соединении; прочность химической связи; физические характеристики; отношение к воде. Для сравнения учащиеся берут подобные соединения соседних с характеризуемым атомом химических элементов.

Подобный подход учит их анализировать, сопоставлять, обобщать полученные сведения.

Учитель может также спросить учащихся, как отражается на силе бескислородных кислот строение атомов неметаллов 6-й группы, и т. д. Здесь же можно провести и небольшую проверочную работу по данной теме.

Далее учитель просит составить формулы высших оксидов элементов неметаллов 2-го и 3-го периодов. Учащиеся легко справляются с заданием, поэтому не стоит на данном этапе задерживаться.

Учитель предлагает составить генетические ряды некоторых неметаллов (например, C, S, N2). Эту работу можно провести по рядам с последующими записями на доске.

На данном этапе учащиеся должны сделать вывод о способах получения оксидов путем сжигания простых или сложных веществ.

Учитель может дополнить вывод учащихся: подобным способом нельзя получить оксиды галогенов. Их, как и некоторые другие, можно получить разложением солей кислородсодержащих кислот. Учащиеся должны записать 2 способа получения.

С этой целью учитель передает ЦОРы №№ 63 и 61, а также 100.

Учитель обращает внимание учащихся на генетические ряды серы и азота (в результате окисления этих неметаллов кислородом не образуются высшие оксиды). Каков их характер?

Таким образом, создается учебное затруднение. Разрешается оно при помощи учителя, который обратит внимание учащихся на:

1)     строение атомов неметаллов (точнее, внешних электронных оболочек), их способность отдавать разное число электронов при окислении;

2)     высокую электроотрицательность этих атомов.

С проблемной ситуацией (как получить высшие оксиды) учащиеся в состоянии справиться самостоятельно. Учитель лишь корректирует их гипотезы и вместе с ними дополняет генетические ряды:

а) C → CO2 → H2CO3 → СaCO3 (карбонаты);

↓

CO – кислоты не существует.

б) S → SO2  → SO3 → H2SO4 → BaSO4 (сульфаты)

↓

H2SO3  → Na2SO3 (сульфиты)

в) N2 → NO → NO2 → HNO3 → KNO3 (нитраты)

↓+NO2

N2O3  → HNO2 → NaNO2 (нитриты).

Желательно на данном этапе не рассматривать уравнения превращений в целях экономии времени урока. Это задание можно дать учащимся в качестве домашнего.

Выводом этого этапа урока должна стать классификация оксидов (солеобразующие и несолеобразующие) и доказательство их кислотного характера. Для этого учитель передает на экран ЦОР № 101 и 102. Если позволяет время урока, то учитель демонстрирует с их помощью взаимодействие известковой воды с углекислым газом (продувание известковой воды с помощью стеклянной трубки) и записывает уравнение реакции.

Для закрепления этого этапа можно предложить следующее: учитель просит предложить способы определения характера оксида серы (IV) или оксида фосфора (V).

Учащиеся должны предложить не менее двух способов: растворение оксида в воде и проба раствора на индикатор и взаимодействие оксида со щелочью. При этом важно обратить внимание учащихся на то, что данные реакции не являются окислительно-восстановительными, степень окисления атома неметалла в оксиде равна степени окисления этого неметалла в кислоте или образующейся соли.

В заключение урока необходимо рассмотреть окислительно-восстановительные свойства кислотных оксидов. Желательно, чтобы учащиеся сами вспомнили значение терминов «окислитель» и «восстановитель» и предложили свои гипотезы по данному вопросу.

Отметим, что учащиеся легче ориентируются в предложенной проблеме, если есть опорная схема в виде числовой оси с отраженными степенями окисления атомов.

Учащиеся делают вывод: высшие оксиды неметаллов – окислители, сила которых возрастает вместе с увеличением степени окисления атома неметалла в оксиде.

Вопрос о принадлежности оксида неметалла, содержащего атом в промежуточной степени окисления, является учебным затруднением. В его разрешении может помочь ЦОР № 52, который учитель передает на экран после выдвижения учащимися своих гипотез и просит записать на ее основании вывод: *в зависимости от реагента оксиды неметаллов в промежуточной степени окисления могут проявлять окислительные и восстановительные свойства.*

Домашнее задание: § 19, упр. 1, написать уравнения химических превращений согласно схемам, записанным на уроке или в упр. 7.

**Урок 32. Кислородсодержащие кислоты**

Задачи урока: обобщить знания учащихся о кислотах, познакомить с правилами составления формул кислородсодержащих кислот и определения их силы.

Оборудование: концентрированные растворы кислот, ЦОРы №№ 65, 88, 103, на столах учащихся: раствор серной кислоты, цинк, оксид меди (II), раствор гидроксида натрия, фенолфталеина, хлорида (или нитрата) бария, спиртовка, пробирки, зажим, лакмус.

На уроке важно не только исследовать свойства кислородсодержащих кислот, но и повторить ранее изученные соединения неметаллов. С этой целью можно провести проверочную работу, задания которой отвечают данной цели (учитель подбирает их индивидуально), рассчитывая работу не более чем на 5–7 минут урока, или провести фронтальный опрос по домашнему заданию. При устном опросе особое внимание учитель уделяет закономерностям изменения окислительных свойств высших оксидов неметаллов.

После уточнения понятия «солеобразующие оксиды» следует перейти к теме урока.

Учитель демонстрирует концентрированные кислоты и рассматривает их как производные реакций соединения кислотного оксида с водой.

С этой целью он выводит на экран ЦОРы №№ 88, 65, 103. Учащиеся с помощью символов составляют структурные формулы данных кислот. Затем можно вывести на экран ЦОРы №№ 82 и 68, чтобы ученики сравнили и скорректировали свои записи.

Обсуждение вопроса о том, что общего в строении кислородсодержащих кислот, приведет их к выводу об общности свойств, определяемых наличием атомов водорода.

На следующем этапе можно предложить составить формулы менее известных учащимся кислот (борная, селеновая, хлорная). Создается учебное затруднение, которое разрешается с помощью учителя.

Если позволяет время урока, то можно пояснить основные правила составления формул кислот. Хорошо, если для этого будет заготовлен специальный транспарант, который может выглядеть так:

***Число атомов кислорода в кислотном остатке зависит от того, в каком периоде периодической таблицы стоит данный элемент (неметалл).***

|  |  |
| --- | --- |
| Номер периода, в котором находится элемент | Число атомов кислорода в кислотном остатке |
| II | 3 |
| III, IV | 4 |
| V | 6 |

***Сумма всех степеней окисления атомов в молекуле равна нулю.***

***Степень окисления: водорода = +1, кислорода = -2, неметалла = № группы.***

***Обозначив число атомов водорода через «Х», вычисляем их.***

Примеры **:**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Название кислоты | № периода, в котором стоит атом неметалла, высшая степень окисления | Число атомов кислорода в кислотном остатке | Число атомов водорода | Формула кислоты |
| Азотная | II, +5 | 3 | Х+5+(-2)\*3=0  Х=1 | HNO3 |
| Фосфорная | III, +5 | 4 | Х+5+(-2)\*4=0  Х=3 | Н3РО4 |

Путем умозаключений учащиеся делают вывод о том, что с уменьшением неметаллических свойств уменьшаются окислительные свойства неметаллов, их оксидов и, следовательно, кислот. Здесь также существует свое правило (учитель рассматривает его, если позволяет время урока):

*Чем больше число, получаемое при отношении с.о. центрального атома к числу атомов кислорода в кислоте, тем больше сила кислоты.*

Учитель предлагает небольшой тренинг в сравнении свойств отдельно взятых кислот в качестве закрепления данного этапа урока.

Следующий этап урока отводится для выполнения учащимися лабораторных опытов в качестве закрепления материала урока.

С целью экономии времени урока задания для опытов необходимо заранее поместить на рабочих столах учащихся.

Домашнее задание: § 19, упр. 2, 4, 5.

**Урок 33. Повторение и обобщение знаний по теме «Неметаллы и их соединения»**

Задачи урока: обобщить знания по теме, закрепить умения составлять уравнения реакциий с участием неметаллов, проконтролировать уровень усвоения данной темы.

Оборудование: ЦОРы №№ 2, 15.

На столах учащихся приборы и реактивы, необходимые для проведения данного урока.

Урок можно провести в форме семинара (фронтального или группового).

С учащимися необходимо обсудить следующие вопросы:

1) Положение неметаллов в периодической системе химических элементов и строение их атомов.

2) Строение и физические свойства простых веществ.

Этот вопрос можно представить в виде решения проблемы. Для этого надо предоставить учащимся образцы неметаллов (причем названия не произносятся, учащиеся должны сами назвать их), с тем чтобы они описали их физические характеристики и на этом основании пояснили строение веществ. Здесь учитель отслеживает знания учащихся обратной связи: свойства – строение, а ученик выступает в роли исследователя.

3) Состав, закономерности изменения кислотно-основных свойств бинарных соединений: водородных и оксидов.

Данный вопрос можно разнообразить, если учитель попросит учащихся провести эксперименты, ранее рассматриваемые на уроках (исследование свойств раствора аммиака, хлороводорода, оксида фосфора или серы), и на этом основании сделать необходимые выводы.

На этом этапе учитель может предложить работу с ЦОРом № 2.

4) Состав и свойства кислородсодержащих кислот.

Думается, что не лишним на данном этапе будет рассмотрение правил техники безопасности при работе с кислотами.

Для анализа свойств кислот необходимо предложить учащимся провести эксперименты по выявлению раствора кислоты из трех предложенных растворов; по определению характерных химических реакций кислот.

Для закрепления данного этапа можно обсудить вопрос: что общего в свойствах кислот и чем они отличаются (это даст возможность обсудить причины разной силы кислот в периоде и группе).

Итогом семинара должна стать проверочная работа, для которой учитель может воспользоваться ЦОРом № 15.

Домашнее задание: повторить §§ 3, 11.

**Урок 34. Галогены в периодической системе химических элементов и строение их атомов и молекул**

Задачи урока: закрепить знания учащихся о зависимости свойств атомов от их строения на примере характеристики галогенов.

Оборудование: периодическая таблица химических элементов, ЦОРы №№ 16, 17.

Урок логично начать с повторения учащимися физического смысла всех параметров таблицы химических элементов и закономерностей изменения свойств атомов.

Учитель сообщает учащимся, что среди химических элементов изначально были выделены яркие «семейства» элементов, схожих по своим свойствам и свойствам соединений.

После этого учитель ставит задачу учащимся (проблемный вопрос урока): выяснить, почему атомы химических элементов 7-й группы главной подгруппы объединили в одно «семейство» галогенов?

Учитель предлагает учащимся, пользуясь планом характеристики химического элемента, данном в п. 11, составить таблицу и занести в нее сравнительные данные относительно атомов галогенов. Эту работу можно провести по вариантам с последующими комментариями таким образом, чтобы у всех учащихся была полная картина обо всех атомах галогенов. При этом учитель объясняет (можно с помощью ЦОРа № 16) происхождение термина «галоген», а также почему не рассматривается астат, стоящий в группе с галогенами.

Таблица может выглядеть следующим образом:

Сравнительная характеристика атомов галогенов.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Характеристика | Фтор | Хлор | Бром | Йод |
| 1.Химический знак |  |  |  |  |
| 2.Положение элемента в ПС:  а) атомный номер  б) период  в) группа |  |  |  |  |
| 3.Атомная масса |  |  |  |  |
| 4.Вид элемента |  |  |  |  |
| 5.Заряд ядра |  |  |  |  |
| 6.Общее число электронов |  |  |  |  |
| 7.Число электронов на внешнем уровне |  |  |  |  |
| 8.Число электронных слоев |  |  |  |  |
| 9.Валентность:  а) в соединениях с кислородом  б) в летучих водородных соединениях |  |  |  |  |

После работы над таблицей учитель просит учащихся сделать вывод о том, как изменяются свойства атомов галогенов, с чем это связано и что общего у данных элементов.

Эти выводы помогут учащимся ответить на самый главный вопрос урока и справиться с домашним заданием.

Домашнее задание: § 20, упр.1–5.

**Урок 35. Химические свойства галогенов – простых веществ – как окислителей**

Задачи урока: закрепить понятие «окислитель» на примере рассмотрения химических свойств галогенов.

Оборудование: ЦОРы №№ 25, 26, 27; на демонстрационном столе учителя: пробирка – реактор, 1 грамм перманганата калия, концентрированная соляная кислота, концентрированные растворы бромида калия и йодида калия, ватные тампоны, спиртовка, штатив.

Урок традиционно начинаем с проверки домашнего задания в качестве подготовки к усвоению нового материала (упр. 1–5). Итог проверки: вывод о химической активности галогенов как окислителей и практическая невозможность существования в природе в виде простых веществ.

На данном этапе правомочен вопрос учителя: одинакова ли окислительная способность галогенов?

Учитель просит объяснить этимологию названия «галогены» и переходит к рассмотрению их химических свойств.

Сначала учащиеся выдвигают гипотезы предполагаемых свойств простых веществ галогенов, которую заносят в конспект в виде схемы:

металлы

Галоген неметаллы, атомы которых менее электроотрицательны

сложные вещества (какие?); примеры веществ учащиеся

допишут в конце урока

В начале изложения нового материала учитель сообщает, что все работы с галогенами нужно проводить с большой аккуратностью, опыты – в вытяжном шкафу.

Если позволяет время урока, то можно попросить учеников объяснить правила работы с галогенами самостоятельно, используя знания о строении простых веществ.

Учитель выводит на экран видеоролик взаимодействия хлора с медью и железом (ЦОР № 25).

Желательно мотивировать учащихся вопросом: укажите после просмотра признаки и условия происходящей реакции, запишите уравнение реакции хлора с медью.

Реакции анализируют с точки зрения окислительно-восстановительного процесса.

Далее предлагаем записать уравнение реакции хлора с железом. При этом одного ученика просим работать с интерактивным упражнением на компьютере (ЦОР № 26), а затем проводим коррекцию записей учащихся, выведя на экран данное упражнение.

Учащиеся делают вывод: галогены выступают в роли окислителей, а в результате образуются соли бескислородных кислот.

Учитель демонстрирует на экране видеоролик взаимодействия хлора с водородом (ЦОР № 27) и просит учащихся определить признаки и условия данной реакции. Учащиеся самостоятельно записывают уравнение реакции, определяя роль галогена как окислителя.

Учитель обращает внимание учащихся на то, что раствор хлороводорода является кислотой (в этом учащиеся убедились на предыдущем уроке), следовательно, обладает всеми свойствами кислот.

Если позволяет время урока, то устно учащиеся проговаривают возможные свойства соляной кислоты.

Далее учитель переходит к рассмотрению реакций взаимодействия галогенов со сложными веществами, акцентируя внимание учащихся на реакции с водой, суть которой можно определить следующей схемой: Г2 + Н2О = НГ + НГО (кроме фтора!). Надо добавить, что галогены плохо растворяются в воде, а их растворы имеют резкий неприятный запах соответствующего галогена и даже пары могут вызвать ожоги или отравления.

Вывод о технике безопасности при проведении подобных опытов учащиеся сделают сами.

Далее учитель переходит к демонстрации разной окислительной способности галогенов, проводя опыт вытеснения галогенами друг друга из растворов их солей.

Наиболее удачной нам представляется постановка данного опыта, приведенная в методическом пособии О. С. Габриеляна.

Пробирка-реактор с помощью маркера делится на 3 части; на дно пробирки опускается 1 г кристаллического перманганата калия и добавляется 2 капли концентрированной соляной кислоты; против нижней отметки маркера помещают ватный тампон, смоченный концентрированным раствором бромида калия; против другой отметки – тампон с йодидом калия. Пробирку медленно нагревают, реакция перманганата калия и соляной кислоты приводит к выделению хлора, который, проходя через тампон с бромидом калия, реагирует с ним, в результате чего на тампоне выделяется бром в виде бурого окрашивания. То же происходит на следующем тампоне (выделяется свободный йод). Для безопасности опыта в пробирку сверху кладут марлевый мешочек с активированным углем.

После наблюдения учащиеся под руководством учителя записывают уравнения реакций.

Учитель обсуждает восстановительные свойства галогенов и помогает им определить возможные положительные степени окисления галогенов и соответствующие формулы оксидов, а также их характер.

В данном моменте уместен вопрос: какой из галогенов ни при каких обстоятельствах не сможет стать восстановителем и почему?

После оформления схемы, приведенной в начале урока (она же служит закреплением темы) учитель дает домашнее задание: § 21, упр. 3. Можно предложить доклады учащимся (по выбору) на темы «Галогены в природе», «Значение солей в жизни человека» и т. д.

**Урок 36. Галогены в природе. Применение галогенов и их соединений**

Задачи урока: рассмотреть наиболее важные соединения галогенов, их значение в промышленности и в жизни человека; изучить качественные реакции на галогенид-ионы.

Оборудование: ЦОРы №№ 41, 43, 44, 45; кристаллическая соль хлорид калия, йодид калия, раствор нитрата серебра, пробирка, стакан с водой, стеклянная палочка.

Урок целесообразно начать с повторения материала предыдущего урока. Для этого можно вызвать учащегося, чтобы он выполнил домашнее упражнение на доске. В это время остальные учащиеся могут выполнять упражнение 4 учебника с последующими комментариями и коррекцией.

Далее можно предложить учащимся выступить с докладами (класс в это время выступает в качестве жюри, выбирая самый лучший доклад) или провести беседу о значении наиболее известных галогенидов в природе и жизни человека, используя ЦОРы №№ 43, 44 в качестве слайдов к рассказу учителя. Особое внимание в рассказе необходимо уделить таким соединениям галогенов, как хлориды натрия и калия, соединения фтора (составляющим не только зубной эмали, но и хладагентов и аэрозольных упаковок, которые способствуют разрушению озонового экрана).

На следующем этапе целесообразно вывести на экран видеоролик опыта обнаружения хлорид-анионов (ЦОР № 41). Для уточнения данного опыта (вид осадка) учитель проводит демонстрационный опыт с хлоридом калия и йодидом калия.

Выводы, которые должны сделать учащиеся при поддержке таблицы растворимости: галогениды металлов – в основном растворимые соли, в осадок выпадают галогениды серебра, свинца и ртути; осадок хлорида серебра – белый творожистый.

Учащиеся делают необходимые записи в конспектах.

Следующий этап урока можно отвести закреплению изученного материала. Для этого, разделив упражнения (например, по три) теста ЦОРа № 45, пригласить учащихся к выполнению данных упражнений на компьютере. Остальные могут выполнять печатный вариант этих же упражнений или упражнения из учебника № 6, 7 после п. 21.

Домашнее задание § 22 (до решения задач по химическим уравнениям), упр.1, 2, 3.

**Урок 39. Халькогены в периодической системе химических элементов и строение их атомов и молекул**

Задачи урока: на примере характеристики халькогенов закрепить знания учащихся о взаимосвязи строения атомов и свойств соединений, образуемых ими.

Оборудование: ЦОРы №№ 46, 47, 48, периодическая таблица химических элементов.

В начале урока учитель просит учащихся определить положение кислорода в периодической таблице. Учащиеся делают вывод о принадлежности кислорода к атомам неметаллов и определяют химические элементы, стоящие с ним в одной подгруппе.

Учитель уточняет название элементов данной подгруппы и с помощью ЦОРа № 46 этимологию названия этой группы элементов.

На данном этапе урока можно рекомендовать еще раз повторить с учениками основные закономерности изменения свойств атомов элементов в пределах одной подгруппы, а именно:

* заряд ядра
* радиус атома
* число валентных электронов
* окислительные свойства атомов

Далее учитель выводит на экран ЦОРы №№ 47 и 48. Учащиеся делают соответствующие записи в конспектах.

Можно задать и «провокационный» вопрос: почему атом кислорода не проявляет валентность, равную 6?

На следующем этапе можно предложить учащимся попробовать определить электроотрицательность, например, серы в сравнении с другими атомами неметаллов и схематизировать в тетради.

Схема может выглядеть следующим образом:

Э.О. Э.О. Э.О.

Ме, Неме: S Неме:

P, H, C, Si, Se, Te N, O, Галогены.

Окислитель двойственность Восстановитель

S0 + 2e = S-2 S0 – 6e = S+6

Основной вывод, который должен прозвучать на этом этапе, может быть таким:

свойства простых веществ зависят от строения соответствующего атома химического элемента.

Следующий этап урока отводится для решения упражнений, подобных тем, что есть после § 23 учебника, и расчетных задач.

**Урок 41. Физические свойства серы. Аллотропия серы**

Задачи урока: дать характеристику серы, рассмотреть аллотропные модификации, показать возможность перехода из одной в другую.

Оборудование: ЦОРы №№ 49, 50, образец кристаллической серы, пробирка, зажим пробирочный, спиртовка, кристаллизатор с водой.

Урок традиционно начинается с проверки домашнего задания в качестве актуализации знаний учащихся, которая может проходить фронтально экспресс-опросом или посредством письменных заданий, рассчитанных на 10 минут.

На следующем этапе учитель демонстрирует образец серы и просит учащихся описать его свойства.

Для этого можно предложить учащимся самим сделать пробы на хрупкость вещества, на растворимость в воде и попросить их дать объяснение тому, что сера тонет в воде, а ее порошок остается на поверхности.

Комментарии учителя (сера тяжелее воды, однако в виде порошка она не тонет, т.к. не смачивается водой) необходимы только в том случае, если учащиеся не смогли дать самостоятельного объяснения.

Можно предложить учащимся вопрос: сколько простых веществ могут образовать атомы серы?

Затем учитель демонстрирует опыт «превращения» серы ромбической в пластическую и просит учащихся описать новое вещество.

На следующем этапе учитель передает на экран ЦОР № 49 и, поясняя таблицу, предлагает учащимся построить гипотезу относительно устойчивости молекул ромбической и пластической серы, с тем чтобы привести их к выводу о том, какая модификация более распространена в природе.

Далее учитель выводит на экран ЦОР № 50 (А знаете ли вы?) и вместе с учащимися обсуждает возможности распространения серы в природе.

Следующий этап урока можно отвести на решение задач.

Домашнее задание может быть таким: § 24, упр. после параграфа.

**Урок 42. Химические свойства серы**

Задачи урока: рассмотреть химические свойства серы как типичного представителя халькогенов.

Оборудование: железо (порошок), сера (порошок), тигель, спиртовка, щипцы тигельные, палочка, ЦОРы №№ 47, 50, 53, 54, 56, 57, 58, 59, 61, 63, 64.

В начале урока необходимо повторить положение серы в периодической таблице, определив окислительно-восстановительные возможности атома по сравнению с другими атомами халькогенов. С этой целью можно вывести на экран ЦОР № 47.

Далее можно предложить учащимся воспользоваться схемой, составленной на уроке 29, для выдвижения гипотезы: с какими простыми веществами сера должна реагировать в первую очередь.

Учитель выводит на экран видеоролик взаимодействия ртути с серой (ЦОР № 53) и просит записать уравнение реакции, после чего с целью коррекции выводит на экран ЦОР № 54 и рассматривает данную реакцию с точки зрения окислительно-восстановительного процесса. С помощью выведенного на экран ЦОРа № 57 учащиеся обращают внимание на образование ионного соединения.

Для закрепления знаний по этой части урока следует вывести ЦОР № 56 и попросить учащихся выполнить упражнение (при этом одного ученика можно пригласить выполнить упражнение на компьютере).

По окончании работы учитель с помощью ЦОРа № 58 акцентирует внимание учащихся на том, что сера окисляет не только металлы, но и некоторые неметаллы (какие?). Учащиеся записывают химическое уравнение данного процесса, просматривают химическую формулу образовавшегося вещества (сероводорода) – ЦОР № 59.

Следующий этап урока отводится на изучение восстановительных свойств серы. Здесь учитель выводит на экран ЦОР № 63 и просит учащихся ответить на вопрос диктора, а также сделать вывод о растворимости полученного оксида серы, после чего он выводит на экран ЦОР № 64 для более детального рассмотрения полученного вещества.

Учащиеся изучают ЦОР № 61 и делают конспективные записи, рассматривая окислительно-восстановительную суть реакции.

С целью закрепления изученного на уроке материала учитель выводит на экран ЦОР № 50. Учащиеся сверяют и дополняют свои записи.

Основные выводы о свойствах серы советуем дать проговорить учащимся самостоятельно, так как при этом учитель сможет сделать вывод об осознанном восприятии материала урока.

Можно химические свойства серы конспектировать в виде опорной таблицы, которая может выглядеть таким образом:

|  |  |
| --- | --- |
| Сера – окислитель | Сера – восстановитель |
| Уравнения реакций | Уравнения реакций |

Домашнее задание (§ 25, упр. 2) можно дополнить творческими заданиями учащихся подготовить доклады по теме «Соединения серы», «Кислотные дожди» и др., которые впоследствии могут быть использованы на уроке 44 «Кислород и халькогены в природе».

**Урок 43. Окислительно-восстановительные возможности соединений серы в зависимости от степени окисления**

С точки зрения более прочного усвоения знаний данной темы и развития понятийного аппарата, а значит, и осмысления данного материала желательно отвести **2 часа** на эту тему урока за счет 1 часа, отведенного на тему «Кислород и халькогены в природе. Практическое значение соединений неметаллов VI группы», которую можно рассматривать параллельно в остальных уроках темы «Халькогены».

Задачи урока: на примере соединений серы показать учащимся зависимость окислительно-восстановительных свойств соединений от степени окисления атома в соединении.

Оборудование: ЦОРы №№ 48, 60, 62, 67, растворы сернистой и серной кислот.

Урок целесообразно начать с повторения строения внешних электронных оболочек атомов 6 группы (ЦОР № 48). При этом обращаем внимание учащихся на окислительно-восстановительные возможности атома серы (атом может «отдавать» такое количество внешних электронов, чтобы их внешний электронный слой был таким же, как у ближайшего инертного газа), т.е. кроме низшей (-2) и высшей (+6) для серы характерна промежуточная степень окисления (+4).

Учащиеся могут самостоятельно сделать выводы о том, с какими веществами сера проявляет соответствующие степени окисления.

Учащиеся на предыдущем уроке познакомились с процессом горения водорода в парах серы – можно еще раз просмотреть видеоролик (ЦОР № 58), – поэтому на данном уроке следует подробнее остановиться на его свойствах.

Для этого учитель передает на экран ЦОР № 59 и с помощью беседы подводит учащихся к выводу о том, что раствор сероводорода проявляет кислотные (окислительные) свойства за счет катиона Н +.

Если позволяет время урока, то можно предложить учащимся выдвинуть свои гипотезы относительно силы сероводородной кислоты в сравнении с другими бескислородными кислотами и обсудить их.

Далее учитель акцентирует внимание учащихся на том, что восстановленный атом серы может только «отдавать» внешние электроны, поэтому вещество, в состав которого входит такой атом, может быть только восстановителем.

На этом этапе можно задать вопрос, создавая учебное затруднение: какие вещества могут окислить сероводород?

С целью разрешения учебного затруднения и закрепления этого этапа урока учитель выводит на экран ЦОР № 60. Учащиеся с помощью учителя заносят необходимые записи в конспект.

Желательна следующая запись в тетради:

* *Только восстановительные свойства* проявляют элементы, находящиеся в низшей степени окисления.

На следующем этапе правомочен вопрос учителя: если соединение серы со степенью окисления -2 – восстановитель, то какое соединение может быть окислителем? Учащиеся без труда назовут высший оксид серы.

Желательна следующая запись в тетради:

* *Только окислительные свойства*проявляют элементы, находящиеся в высшей степени окисления.

Здесь очень уместным кажется следующее учебное затруднение: как его можно получить? Учащиеся могут выдвинуть свои гипотезы и вместе с учителем обсудить их.

На предыдущем уроке учащиеся наблюдали опыт горения серы в кислороде, поэтому для экономии времени урока необходимо открыть на экране ЦОРы №№ 62 и 67. При конспектировании главный акцент учителя должен быть направлен на двойственность свойств соединений серы с промежуточной степенью окисления.

На следующем этапе рассматривается возможный переход S+4 S+6.

Здесь не стоит рассматривать процесс окисления сернистого газа кислородом с точки зрения обратимости реакции и условий смещения равновесия. Следует обратить внимание учащихся на характер образующегося оксида и обсудить его растворимость в воде, а также характер гидроксида.

Можно задать проблемный вопрос: сравните окислительные возможности оксидов серы (IV) и (VI).

Закрепление нового материала можно предложить провести устно с помощью комментариев к схеме 3 п. 26.

Домашнее задание: § 26, упр. 1, 2, 5, 6.

**Урок 43 (продолжение). Окислительно-восстановительные возможности соединений серы в зависимости от степени окисления. Серная кислота**

Задачи урока: продолжить формирование знаний учащихся об окислительных свойствах соединений серы со степенью окисления +6.

Оборудование: ЦОРы №№ 65, 66, 71, серная кислота (раствор и концентрированная), медная проволока, цинк, оксид меди (II), кристаллическая сода, концентрированная серная кислота, сахар (20 г), стакан, палочка, спиртовка, пробирки, зажим пробирочный, штатив.

Урок можно начать с проверки домашнего задания с помощью компьютерного теста (ЦОР №71), а также выполнения учащимися задания, подобного домашнему упражнения № 5 – составление уравнений химических превращений: SO3 H2SO4 CuSO4. После этого учитель объявляет тему и цель урока.

Полезно вывести на данном этапе модель серной кислоты (ЦОР № 65) на экран, чтобы обсудить тип химической связи и ее прочности в молекуле.

Учитель демонстрирует раствор серной кислоты и проводит некоторые опыты, характеризующие свойства раствора. После записи уравнений реакций следует вывести на экран ЦОР № 66: учащиеся корректируют свои выводы и записывают их.

Полезна также запись: кислотные свойства раствора серной кислоты обусловлены наличием катионов Н +.

Для демонстрации концентрированной серной кислоты можно предложить провести опыт взаимодействия раствора и концентрированной кислоты с медью, предварительно обратив внимание учащихся на то, что в электрохимическом ряду медь стоит после водорода.

Пользуясь ЦОРом № 66, учащиеся делают записи в конспектах.

Главное, на что должен обратить внимание учитель, – это наличие трех продуктов реакции концентрированной серной кислоты с медью, причем водород не выделяется (учитель проверяет образующийся газ либо с помощью лучинки, либо смоченным водой универсальным индикатором).

Создается учебное затруднение: почему не выделяется водород?

Учитель рассматривает окислительно-восстановительный баланс данной реакции и может создать новое учебное затруднение, предложив составить уравнение химической реакции концентрированной серной кислоты, например, с цинком.

Разрешение этого учебного затруднения позволит учащимся сделать вывод, который полезно записать:

* Реакция концентрированной серной кислоты с металлами происходит по следующей схеме: Ме + Н2SО4 = соль + Н2О + «А», где А = SO2, S, H2S.(S+6 восстанавливается).
* Чем более активен металл, тем более глубоким будет восстановление S+6.

Далее учитель рассказывает о том, что концентрированная серная кислота окисляет не только металлы, но и неметаллы до соответствующих кислот, показывает опыт обугливания органического вещества и демонстрирует обугливание сахара концентрированной серной кислотой.

Будет уместным одновременное обсуждение с учениками техники безопасности при работе с концентрированной кислотой, а также способ разбавления концентрированной серной кислоты.

На этапе закрепления данного этапа урока учитель открывает на экране ЦОР № 66. Учащиеся конспектируют материал под руководством учителя.

Домашнее задние: упр. №№ 3, 4 после § 26.

**Урок 47. Положение азота и фосфора в периодической системе химических элементов. Строение их атомов и молекул**

Задачи урока: на примере строения атомов неметаллов V группы обобщить знания учащихся о зависимости строения и свойств атомов от положения в периодической системе химических элементов.

Оборудование: ЦОРы №№ 72, 73,74, 99, периодическая таблица химических элементов.

Урок логично начать с повторения учащимися физического смысла всех параметров таблицы химических элементов и закономерностей изменения свойств атомов.

Учитель сообщает учащимся тему и цель урока.

После этого учитель ставит задачу учащимся (проблемный вопрос урока): выяснить, почему атомы химических элементов 5-й группы А-подгруппы называют подгруппой азота?

Учитель предлагает учащимся, пользуясь планом характеристики химического элемента, данном в п. 11, составить таблицу и занести в нее сравнительные данные относительно атомов элементов 5-й группы. Эту работу можно провести по вариантам с последующими комментариями таким образом, чтобы у всех учащихся была полная картина обо всех атомах рассматриваемой группы. При этом учитель выводит на экран ЦОР № 72.

На данном этапе урока можно повторить на конкретном примере 5-й группы закономерности изменения строения атомов и их свойств.

Учащиеся делают выводы о валентных возможностях атомов азота, фосфора и окислительно-восстановительных свойствах (рекомендуем обратить внимание учащихся на ЭО атома азота). При этом необходимо составить схемы возможных окислительных и восстановительных процессов атомов, отметив, что азот может являться восстановителем только для атомов кислорода и фтора.

На следующем этапе необходимо рассмотреть возможности соединения атомов азота и фосфора в простых веществах. С этой целью учитель выводит на экран ЦОРы №№ 73 и 99.

Следует обратить внимание учащихся на разное агрегатное простых веществ, соответствующих данным атомам, а также на возможность существования аллотропных модификаций.

Затем – для отработки умений составлять электронный баланс окислительно-восстановительных реакций – можно предложить учащимся тренировочные упражнения на написание подобных уравнений (на примере химических элементов 5-й группы).

Домашнее задание: § 28, упр. 1, 2, 3.

**Урок 48. Физические и химические свойства азота и фосфора.**

Задачи урока: дать характеристику азота и фосфора, рассмотреть аллотропные модификации фосфора как одну из причин многообразия веществ в природе.

Оборудование: ЦОРы №№ 73, 75, 97, 98, 99.

В начале урока целесообразно повторить с учащимися положение и особенности строения атомов элементов 5-й группы, а также валентные возможности атомов.

Учитель обращает внимание учащихся не только на кратность образуемых химических связей, но и на их длину.

Далее учитель выводит на экран ЦОР № 73 и просит учащихся прокомментировать возможность образования такой же молекулы у атома фосфора.

Важно подвести учащихся к выводу о стабильности образуемых атомами азота и фосфора молекул простых веществ. Здесь же можно ввести учебное затруднение: для атомов какого из данных химических элементов возможно образование нескольких простых веществ? Учащиеся должны выдвинуть свои гипотезы.

На следующем этапе учитель выводит на экран ЦОР № 99 и вместе с учащимися анализирует строение молекулы фосфора.

Для ознакомления учащихся с аллотропными модификациями фосфора учитель пользуется ЦОРом № 98.

Очень часто учащихся интересует возможность перехода из одной модификации в другую. Рекомендуем обсудить этот вопрос с ними и занести в конспект в виде схемы:

При нагревании t0 = 2000, высокое давление

Р (красный) Р4 (белый) Р (черный)

На следующем этапе целесообразно остановиться на химических свойствах азота и фосфора. При этом химические свойства можно отразить в сравнительной таблице, в которой учащиеся запишут уравнения химических реакций.

Задача, которую учитель ставит перед учащимися, следующая: определить общее и отличное в химических свойствах азота и фосфора.

На этапе закрепления материала можно вывести последовательно на экран ЦОРы №№ 75 и 97. Учитель может организовать на данном этапе самостоятельную работу с информацией ЦОР с последующим обсуждением.

Домашнее задание: § 29, 30, упр.2, 3 (после § 29,), упр. 2 (после § 30).

**Урок 49. Окислительно-восстановительные возможности соединений азота в зависимости от степени окисления**

В целях лучшего усвоения материала данной теме необходимо отвести **2 часа** учебного времени. Час учебного времени появится, если при верном методическом подходе объединить уроки 51 и 52.

Задачи урока: на основании строения атома азота выявить возможные степени окисления атома, наиболее важные соединения и рассмотреть свойства водородного соединения – аммиака.

Оборудование: ЦОРы №№ 76, 77, 78, 79, 80, 10%-ный раствор аммиака, концентрированная соляная кислота, стеклянная палочка.

Урок следует начать с проверки домашнего задания. После выполнения на доске упр. 2 (п. 30) можно перейти к актуализации знаний учащихся с помощью вопроса: можно ли считать устойчивым соединение NO?

Обсуждение этой проблемы приведет учащихся к выводу: атом азота может иметь несколько степеней окисления (от -3 до +5). Учащиеся также самостоятельно могут сделать гипотезы о составе этих соединений (положительные степени окисления атом азота проявляет только с атомами кислорода и фтора).

С помощью учителя учащиеся записывают схему 5 (п. 31) и обсуждают возможности превращения соединений азота.

Следующий этап может быть посвящен актуализации знаний об окислительно-восстановительных возможностях соединений азота. Учащиеся должны самостоятельно прийти к выводу, данному в схеме 5 п. 31.

Далее рассматриваются строение и свойства аммиака. С этой целью учитель последовательно, с комментариями (в т.ч. и самих учащихся) передает на экран ЦОРы №№ 76, 78, 79.

Здесь важно акцентировать внимание учащихся на:

а) строении молекулы аммиака и возможности образовывать водородные связи между молекулами;

б) «странном» поведении аммиака в воде (образовании ковалентных связей по донорно-акцепторному механизму).

После этого учащиеся довольно легко справляются с проблемной ситуацией, требующей ответа на вопрос: каким будет поведение аммиака при реакции с кислотой?

Учитель демонстрирует опыт и вместе с учащимися обсуждает его результат, делая запись уравнения химической реакции и называя продукт (образование комплексного иона аммония уже было рассмотрено ранее). Учитель обращает внимание учащихся на то, что в рассмотренных реакциях атом азота не изменяет степени окисления.

Однако соединение, содержащее атом в низшей степени окисления, должно являться восстановителем. Можно предложить учащимся построить гипотезы относительно окислителя аммиака и возможных продуктов его окисления.

После обсуждения учитель записывает вместе с учениками уравнение горения аммиака, рассматривая его с точки зрения окислительно-восстановительного процесса.

Если позволяет время урока, можно привести в качестве примера окислителя аммиака оксид металла (например, CuO) и рассмотреть данную реакцию.

Затем учитель уточняет, что присутствие катализатора (платины) может привести к другому продукту окисления и передает на экран ЦОР № 77. Можно предложить учащимся самостоятельно выполнить данное в нем упражнение.

Необходимо записать вывод: *с участием катализатора процесс окисления более глубокий.*

Для закрепления материала урока можно предложить учащимся решить проблему получения аммиака в лаборатории и, в зависимости от возможностей урока, провести опыт получения и идентификации аммиака или воспользоваться ЦОРом № 80 для самостоятельной работы учащихся с последующей коррекцией. Учитель предлагает построить гипотезу относительно промышленного способа получения аммиака и кратко уточняет его.

Домашним заданием может быть § 31 (только аммиак), упр. 2, 3, 4.

**Урок 49. (продолжение) Окислительно-восстановительные возможности соединений азота в зависимости от степени окисления. Оксиды азота и азотная кислота.**

Задачи урока: на примере кислородных соединений азота повторить классификацию и свойства оксидов, изучить свойства азотной кислоты, ее особенности, значение в природе ее производных.

Оборудование: растворы азотной кислоты, гидроксида натрия, фенолфталеина, карбоната натрия, оксид меди (II); ЦОРы №№ 85, 86, 88, 82, 83, 92, 91, 93, 94.

В качестве проверки домашнего задания можно предложить учащимся осуществление цепочки превращений с необходимыми пояснениями:

N2 → NH3→ (NH4)2HPO4 → NH4Cl → NH4NO3 → N2O

↓

NO

Учащиеся делают вывод о разнообразии соединений азота, после чего учитель объявляет тему настоящего урока.

Для большей наглядности учитель вместе с учащимися выписывает на доске:

а) положительные степени окисления азота;

б) химические формулы оксидов азота;

в) соответствующие оксидам кислоты (азотистая и азотная).

Учитель создает учебное затруднение с помощью вопроса: какая кислота может соответствовать оксиду азота (IV)?

Разрешение данного учебного затруднения позволяет познакомить учащихся с внутримолекулярным типом окислительно-восстановительных реакций – диспропорционирования (название можно и не проговаривать): H2O + NO2 → HNO2 + HNO3 и сделать вывод, что оксид азота (IV) – «смешанный».

В качестве мотивации к обучению можно предложить описание физических свойств оксидов азота (если позволяет время урока). Как правило, интерес к исследованию соединений азота возрастает.

На следующем этапе учитель останавливается на сравнении окислительно-восстановительных возможностей оксидов азота и с помощью учащихся записывает необходимые выводы.

Вопрос о необходимости изучения свойств азотной кислоты желательно пояснить:

Живым организмам необходимы соединения азота. Однако находящийся в атмосфере азот не может ими усваиваться. Как в природе оказался возможен этот процесс?

Учитель в данном случае может использовать ЦОРом № 85 для просмотра и обсуждения и ЦОРом № 86 для конспектирования посредством самостоятельной работы учащихся.

Для этого можно вызвать учащегося к компьютеру для выполнения упражнения ЦОРа №86, остальные работают с ним с экрана.

После этого учитель выводит на экран ЦОР № 88 и просит учащихся представить гипотезы о реакции раствора азотной кислоты. Обсудив их, учитель, используя ЦОРы №№ 82 и 83 записывает структурную формулу, обозначая степень окисления азота в ней, и уравнение диссоциации кислоты в растворе.

Учащиеся самостоятельно должны предположить свойства кислоты, а учитель подтверждает их демонстрационными опытами с оксидом меди (II), гидроксидом натрия и фенолфталеином, карбонатом натрия. Учащиеся делают вывод о том, что азотная кислота является сильной кислотой и характеризуется основными кислотными свойствами.

Далее учитель с помощью демонстрации взаимодействия кислоты с металлом показывает, что выделяющийся в процессе реакции газ не является водородом. Таким образом создает учебное затруднение. Для его разрешения учитель может использовать ЦОРы №№ 92 и 91.

В процессе обсуждения взаимодействия азотной кислоты с металлами учащиеся должны записать схему данной реакции: HNO3 + Me → соль (нитрат Ме) + Н2О + А, где «А» – продукт восстановления N+5: NO2, N2O3, NO, N2O, N2, NH3 (NH4NO3); а также вывод: чем более активен металл и разбавлена кислота, тем глубже восстановление атома азота в азотной кислоте.

Как видим, материал данного урока более чем насыщен, поэтому этап закрепления можно провести, выведя на экран ЦОРы №№ 92, 93 и 94. Учитель пояснит их и попросит записать уравнение реакции азотной кислоты с медью.

Домашнее задание: § 31, упр. 1,