

МУТАЛЛИМ АББАСОВ, АКИФ АЛИЕВ

ХИМИЯ

8-ой класс

МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ ДЛЯ УЧИТЕЛЯ

*Утверждено Министерством образования
Азербайджанской Республики
(Приказ № 645 от 08.06.2015)*



«ASPOLİQRAF»
BAKÜ—2015

Çar üçün deyil

Переводчики: Эльшада Азизова, Лейла Кадырзаде

Аббасов М., Алиев А.

A13 Химия. 8-ой класс. Методическое пособие для учителя.
Баку, «Aspoliqraf», 2015, 192 стр.

Авторские права защищены. Перепечатать это издание или какую-либо его часть, копировать и распространять в электронных средствах информации без специального разрешения противозаконно.

© Министерство образования
Азербайджанской Республики, 2015

ВСТУПЛЕНИЕ

Мировой опыт показывает, что развитие того или иного государства, народа обусловлено не созданием изобилия материальных благ, а превращением этих благ в человеческий капитал, обладающий высоким потенциалом и научно-техническими знаниями. А человеческого капитала с высоким потенциалом можно добиться посредством качественной системы образования.

Качество же системы образования определяется его содержанием и опытом, уровнем учителей, проявляющих деятельность в этой области. Для повышения качества образования требуется уделение постоянного внимания к подготовке кадров, способных на профессиональном уровне реализовать его содержание, разработанное в соответствии с требованиями времени, владеющих методико-педагогическими способностями, достаточными знаниями по предмету, методологией инновативного обучения, а также должно быть обеспечено их непрерывное развитие.

Большую часть в этом деле играют новые учебники и направляющие деятельность учителей методические пособия, составленные в соответствии с требованиями времени в целях реализации осуществляемых в последние годы в области образования куррикулярных реформ. Методическое пособие по предмету «Химия» для VIII класса, разработанное на основе современных требований по вопросам преподавания учебных материалов, может оказать помощь учителям в следующих направлениях:

1. Как реализовываются содержательные стандарты в VIII классе.
2. Как осуществляются внутрипредметная и межпредметная интеграции по содержательным стандартам.
3. Какие технологии обучения используются для преобразования содержания стандартов в знания и способности.
4. По каким критериям проводится оценивание результатов обучения в классе.
5. Посредством каких вопросов и заданий осуществляется суммативное оценивание знаний и способностей.
6. Каким стратегиям обучения отдаётся предпочтение в VIII классе.
7. Какие демонстрационные и лабораторные опыты считаются важными для более лучшего усвоения учебных материалов в VIII классе.
8. Как в учебном плане реализуется превращение стандартов обучения в цели обучения, позитивное активное / интерактивное обучение темам уроков.
9. Как составляется образец годового планирования для класса.

1. Методические рекомендации по преподаванию химии в VIII классе

1.1. О содержании обучения

Содержание обучения в VIII классе, в соответствии с содержанием стандартов по данному классу, осуществляется посредством учебных материалов по следующим темам:

- наименование, классификация, важнейшие методы получения и свойства оксидов, оснований, кислот и солей;
- классификация химических реакций, скорость химических реакций и факторы, влияющие на нее, химическое равновесие и факторы, влияющие на него;
- периодический закон и периодическая система химических элементов, строение атома;
- химическая связь, строение веществ;
- окислительно-восстановительные реакции;
- электролитическая диссоциация, степень диссоциации и постоянная диссоциации;
- реакции ионного обмена;
- электролиз, гидролиз.

Для оценивания результатов обучения предусмотрено проведение 6 малых и 2 больших суммативных оцениваний.

В VIII классе также, в целях более лучшего усвоения учебных тем, для проведения демонстрационных и лабораторных опытов, применения и закрепления полученных знаний и способностей, предусмотрено организация 3 практических занятий.

1.2. О стратегиях обучения и оценивания, применяемых в VIII классе

Большинство тем, обучаемых в VIII классе, носят теоретический характер. Вследствие этого считается важным закрепление и развитие изученного в классе учебного материала на внеклассовых занятиях.

Организация и проведение обучения (уроков) в классе должны быть построены в соответствии с типом уроков. Применяемые методы обучения, формы и приемы деятельности также должны быть подобраны в соответствии с типом уроков, служа осуществлению поставленных целей.

При преподавании предмета по химии в общеобразовательных школах в основном используются четыре типа уроков.

1. Урок по изучению нового материала.
2. Урок по применению, закреплению и дальнейшему развитию знаний и способностей (практические занятия также относятся к этому типу урока).
3. Урок по обобщению и систематизации знаний и способностей (к таким урокам относятся повторение и подведение итогов по пройденному материалу).
4. Урок по мониторингу и оцениванию результатов обучения.

Если в ходе одного урока используются процессы, предусмотренные во всех четырех типах урока, то такие уроки называются смешанными. В последние годы в требованиях, предъявляемых к организации уроков, допускается одновременное проведение урока несколькими учителями-предметниками на одну и ту же тему. Например, в применяемом в VIII классе новом учебнике темы «Электролиты и неэлектролиты», «Электролиз» учителя химии и физики могут преподавать совместно. Такие уроки можно назвать «типом комплексного урока».

Тип урока по изучению нового материала наиболее целесообразно проводить в двух вариантах. Структуры этих двух вариантов урока могут быть в следующем виде:

1 вариант (новый учебный материал комментируется)

1. Организация урока.
2. Фронтальная беседа: актуализация знаний и способностей по пройденному уроку и в связи с темой нового урока, изучение положения относительно выполнения домашних заданий.
3. Мотивация, изложение темы нового урока.
4. Распределение заданий по группам, организованным в целях закрепления новых знаний и способностей, выполнение этих заданий (в том числе проведение обмена мнениями по их результатам) (1-2 группам можно дать указание по выполнению домашних заданий, относящихся к прошлому уроку).
5. Обсуждение результатов. (Если всем группам даётся одинаковое задание, то всем классом обсуждаются и обобщаются презентации представителей 1-2 групп, если же каждой группе даётся отдельное задание, то обсуждаются и обобщаются презентации представителей каждой группы.)
6. Оценивание. (Оценивание деятельности групп и отдельных учащихся проводится по заранее подготовленной таблице критериев.)
7. Заключительное слово учителя, домашнее задание. (В заключительном слове учитель высказывает свои мысли о том, в какой степени новый учебный материал усвоен учащимися, о деятельности отдельных учащихся)

и групп в процессе урока, даёт свои рекомендации и советы. При необходимости учащимся даётся домашнее задание, в этих целях учитель может использовать как задачи и упражнения из учебника, так и заранее подготовленные им самим вопросы и задания. Также можно поручить учащимся для изучения нового учебного материала воспользоваться Интернетом.)

Потребность в организации урока по I варианту ощущается в том случае, когда изучаемый новый учебный материал учащимися усваивается с трудом, они нуждаются в комментариях и пояснениях учителя.

II вариант (новый учебный материал не комментируется)

1. Организация урока.

2. Фронтальная беседа: раскрытие целей темы урока, распределение темы по частям, поручение заданий учащимся (при большом количестве групп группам, сидящим в отдалении друг от друга, можно дать одинаковые задания).

3. Выполнение заданий (члены групп читают и изучают текст из учебника, затем внутри групп проводится обмен мнениями).

4. Обсуждение результатов.

5. Применение знаний и способностей (выполнение заданий по применению полученных знаний).

6. Заключительное слово учителя (обобщение) и оценивание.

В процессе урока, в соответствии с типами уроков, могут быть использованы следующие формы деятельности:

1. На уроке изучения нового материала:

Проблемно-диалогическое изложение; беседа; выполнение самостоятельных работ теоретического и практического характера (например, характеристика элемента по его месту в периодической системе, составление электронных формул атомов элемента, составление уравнений реакций и нахождение их коэффициентов, определение состава веществ с проведением опыта, различные вычисления и решение экспериментальных задач и т.д.); просмотр учебных фильмов с использованием электронных средств.

2. На уроке закрепления и развития знаний и способностей: упражнения репродуктивного характера, лабораторные опыты; практические работы (моделирование, решение задач, работа по схемам и таблицам); урок-семинар, экскурсия и т.д.

3. На уроке обобщения и систематизации знаний и способностей: повторение и углубление приобретенных знаний; решение задач и упраж-

нений обобщающего содержания; выполнение самостоятельных работ по обобщающим схемам и таблицам; дополнительная информация и заключительное слово учителя.

4. На уроке определения уровня знаний и способностей: устный опрос; письменный опрос (в индивидуальном порядке); прием зачета (в устной и письменной форме); контрольная письменная работа (в обычном порядке и методом тестирования).

В ходе преподавания химии в общеобразовательных школах в настоящее время большее предпочтение отдается обучению посредством сотрудничества, обучению модулями и технологиям обучения с подготовкой проектов. В процессе организации уроков посредством этих технологий обучения изложение материалов, трудных для усвоения учащимися, проводится проблемно-диалогическими методами, в данном случае больше места отводится самостоятельным и полусамостоятельным работам учащихся. Результаты самостоятельных работ, выполняемых в индивидуальном порядке, парами и малыми группами, оцениваются в систематическом порядке, с организацией коллективного общего обсуждения (формативное оценивание). Кроме того, знания и способности относительно изученных учебных материалов (единиц обучения) периодически (не позднее 6 недель) оцениваются методом письменного тестирования и зачета (Малое Суммативное Оценивание). А в конце каждого полугодия оценивание проводится методом тестирования более обширного содержания (Большое Суммативное Оценивание). В конце учебного года на основе результатов малых и больших суммативных оцениваний определяется итоговое – годовое оценивание.

Как известно, в классах, где применяются новые куррикулумы, в ходе организации уроков рекомендуется использование интерактивных методов обучения, а при оценивании результатов обучения – новые правила оценивания на основе критериев.

В методическом пособии для учителя по «Химии» для VII класса (Баку, 2014) дается подробная информация о наиболее целесообразных для применения при преподавании химии методах обучения. В VIII классе также можно руководствоваться ими. В этом классе также целесообразно проведение уроков посредством технологии обучения сотрудничеством. В VIII классе можно организовать обучение и с использованием «модульной технологии». Например, проведение по модульной технологии таких единиц обучения, как «Периодический закон и периодическая система химических элементов. Строение атома» и «Растворы. Электролитическая диссоциация», может привести к сокращению поуроч-

ных часов, что позволит потратить сэкономленное время на решение дополнительных упражнений и задач по теме (разделу) и проведение опытов. Следует учесть, что организация обучения по модульной технологии требует наличия компетентного, подготовленного учителя и развитых, владеющих достаточным объемом знаний, учащихся. Учитель должен заранее подготовить по изучаемой единице обучения (разделу) конспект, необходимые схемы и таблицы, а учащийся – обладать достаточными знаниями и способностями по изученным ранее учебным материалам.

В методическом пособии для учителя по химии для VII класса также содержится много информации относительно оценивания учебной деятельности и достижений учащихся. Однако, поскольку в эту информацию внесены новые дополнения, считаем необходимым довести их до сведения каждого учителя.

Согласно приказу министра образования Азербайджанской Республики № 792 от 02.09.2013 года, в настоящее время выведение годовых оценок из итоговых оценок по полугодиям производится на основе нижеприведенных таблиц (формула вычисления полугодичных итоговых оценок дана в Методическом пособии для VII класса):

P_1	P_2	Годовая	P_1	P_2	Годовая	P_1	P_2	Годовая	P_1	P_2	Годовая
2	2	2	3	2	2	4	2	3	5	2	3
2	3	3	3	3	3	4	3	3	5	3	4
2	4	3	3	4	4	4	4	4	5	4	4
2	5	4	3	5	4	4	5	5	5	5	5

Как известно, тестовые вопросы и задания, составленные для суммативного оценивания знаний и способностей, готовятся по 4 уровням сложности.

1-ый уровень – легкий;

3-ий уровень – высокий;

2-ой уровень – средний;

4-ый уровень – самый высокий

Количество вопросов и заданий по уровням определено следующим образом:

1-ый уровень – 20%

3-ий уровень – 30%

2-ой уровень – 30%

4-ый уровень – 20%

Ответы на вопросы и задания из тестов малого и большого суммативного оценивания оцениваются по баллам. Количество баллов дается по уровням.

Правильный ответ по 1-му уровню – 1-2 балла

Правильный ответ по 2-му уровню – 3-5 баллов

Правильный ответ по 3-му уровню – 6-8 баллов

Правильный ответ по 4-му уровню – 9-10 баллов

На основе заработанных учащимся баллов (по 5-балльной шкале) выводится оценка:

№	Процент баллов, собранных по максимальному баллу	Оценка
I	10 – 40%	2 (неудовлетворительно)
II	41 – 60%	3 (удовлетворительно)
III	61 – 80%	4 (хорошо)
IV	81 – 100%	5 (отлично)

Эти оценки записываются в классном журнале. У учащегося, не участвовавшего в Малом Суммативном Оценивании, клетка в журнале делится на две части, в верхней части записывается «0» (отсутствует), а нижняя часть остается незаполненной. До начала 2-го малого суммативного оценивания с этим учащимся отдельно проводится суммативное оценивание, результат которого записывается в незаполненной части клетки. Точно так же, с учащимся, не присутствовавшим в Большом Суммативном Оценивании по уважительной причине, в течение последующего месяца проводится отдельное суммативное оценивание.

При отсутствии учащегося по неуважительной причине, его оценка принимается за «0», т.е. при вычислении годовой оценки по формуле вместо БСО записывается «0».

1.3. О планировании обучения

Для системного, последовательного и полноценного изучения учебных материалов, предусмотренных в образовательной программе по предмету (в предметном куррикулуме), большое значение имеет составление перспективного (годового) и текущего (каждодневного) планирования обучения. Годовое планирование проводится самим педагогом (при наличии не менее 3-летнего педагогического стажа и опыта работы) с учетом педагогических условий школы, уровня развития учащихся и уровня профессионализма учителя. Составленное перспективное планирование обсуждается и утверждается в предметном методобъединении (или заменяющей его другой структуре). До составления годового планирования предметный учитель должен ознакомиться с предметными

стандартами, учебником, методическим пособием для учителя, с образцом планирования, составленного опытным коллегой или методистом. В настоящее время в годовом планировании считается целесообразным наличие нижеприведенных пунктов в следующей последовательности:

1. Код стандарта
2. Единица обучения
3. Тема урока
4. Ресурсы
5. Вид оценивания
6. Количество часов
7. Дата проведения урока
8. Примечания

Текущее планирование составляется на основе перспективного планирования. В его структуре рекомендуется наличие следующих подзаголовков: **стандарт, тема урока, цель урока, методы обучения, интеграция, ресурсы, ход урока.**

В настоящее время предпочтение отдаётся организации уроков по методам активного/интерактивного обучения. При проведении урока по методам интерактивного обучения последовательность его этапов осуществляется в принятом порядке. Кратко отмечается, какая деятельность осуществляется на основных этапах урока.

При интерактивном обучении предусмотрены следующие основные этапы урока:

1. Мотивация, постановка проблемы, указание гипотез и версий для решения проблемы.
2. Формирование исследовательского вопроса и проведение исследования.
3. Обмен информацией
4. Презентация и обсуждение изученного материала
5. Выводы и обобщение.
6. Применение.
7. Оценивание и рефлексия (анализ деятельности).
8. Домашнее задание (необязательное для каждого урока).

1.4. Образец годового планирования

Подстандарт	Един. обучен.	Тема урока	Ресурсы	Виды оценивания	Кол-во часов
I полугодие					
I. Важнейшие классы в органических соединениях (11 ч.)					
1.1.1.		1. Оксиды – их наименование, классификация и физические свойства	Различные образцы оксидов, таблицы наименования и физических свойств оксидов	Диагностическое и формативное	1
1.1.1.1.; 2.2.1.; 3.1.1.1.		2. Получение и химические свойства оксидов	Вещества и посуда для опытов по получению и химическим свойствам оксидов. Тексты задач и упражнений	Формативное	1
1.1.1.1.; 3.1.1.1.		3. Основания – состав, классификация, наименование и получение	Таблица классификации оснований, вещества и посуда для опытов по получению оснований	Диагностическое и формативное	1
1.1.1.1.; 2.2.1.; 3.1.1.1.		4. Физические и химические свойства оснований	Таблица по физическим свойствам оснований, вещества и посуда для опытов по определению их химических свойств. Тексты упражнений	Формативное	1
1.1.1.1.; 3.1.1.1.		5. Кислоты – их состав, классификация, наименование и методы получения	Таблица классификации кислот, вещества и посуда для опытов по реакциям их получения	Диагностическое и формативное	1
2.2.1.; 2.2.2.; 3.1.1.1.		6. Физические и химические свойства кислот	Таблица физических свойств кислот, вещества и посуда для опытов по определению их химических свойств	Формативное	1

Подстандарт	Един. обучен.	Тема урока	Ресурсы	Виды оценивания	Кол-во часов	
1.1.1.; 2.2.1.; 3.1.1.	I. Важнейшие классы неорганических соединений (11 ч)	7. Соли – состав, классификация, наименование и методы получения	Таблица классификации, образцы нормальной, кислой, основной и двойной соли, вещества и посуда для реакций их получения	Диагностическое, формативное	2	
2.2.1.; 2.2.2.; 3.1.1.		8. Важнейшие свойства солей	Таблица физических свойств солей, вещества и посуда для опытов по изучению их химических свойств	Формативное	1	
2.2.1.; 2.2.2.; 3.1.1.		9. Практическое занятие. Экспериментальные задачи по генетическим связям между важнейшими классами неорганических соединений	Схемы и рисунки по генетическим связям, вещества и посуда для решения экспериментальных задач	Формативное	1	
2.1.1.; 2.2.1.		10. Контрольная письменная работа методом тестирования	Тестовые варианты с 12-14 вопросами и заданиями, диапроектор или большой формат бумаги с текстами тестов	Малое Суммативное	1	
2.1.1.; 4.1.1.		II. Классификация химических реакций. Скорость химических реакций. Химическое равновесие (8 ч)	1. Классификация химических реакций	Вещества и посуда для демонстрации гомогенных и гетерогенных реакций	Диагностическое, формативное	1
2.1.1.; 4.1.1.			2. Скорость химических реакций	Плакаты относительно химических реакций	Диагностическое	1
2.2.1.; 2.2.2.; 3.1.1.			3. Факторы влияющие на скорость химических реакций	Вещества и посуда для опытов по определению влияния на скорость реакций концентрации, поверхности соприкосновения и температуры. Тексты упражнений	Формативное	1
2.1.1.; 2.2.1.; 3.1.1.			4. Катализаторы и каталитические реакции	Плакаты относительно каталитических реакций	Формативное	1
2.1.1.; 2.2.2.; 3.1.1.			5. Химическое равновесие	Схемы и плакаты относительно химического равновесия	Формативное	1

Подстандарт	Един. об-учен.	Тема урока	Ресурсы	Виды оценивания	Кол.-во часов
2.2.1.; 2.2.2.; 3.1.1.	II. Классификация химических реакций. Скорость химических реакций . Химическое равновесие	6. Факторы, влияющие на химическое равновесие	Схемы относительно влияния различных факторов на химическое равновесие, тексты задач и упражнений	Формативное	1
2.2.1.; 2.2.2.; 3.1.		7. Практическое занятие. Классификация химических реакций	Схема классификации химических реакций. Реактивы и посуда для опытов по типам реакций	Формативное	1
		8. Контрольная письменная работа (методом тестирования)	Различные образцы тестов, диа-проектор и варианты тестов	Малое Суммативное	1
1.2.1.	III. Периодический закон. Периодическая система химических элементов и строение атома (11 ч)	1. Периодический закон	Таблица, отражающая элементы II, III периодов и свойства их соединения	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.		2. Периодическая система химических элементов	Таблица периодической системы, тексты вопросов и упражнений	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.		3. Модели атомов. Электронные орбитали	Модели различных атомов. Модели электронных орбиталей и относящиеся к ним плакаты, рисунки, учебник	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.		4. Строение электронного слоя атомов	Схемы относительно энергетических уровней, подуровней атомов и энергетических уравней их орбиталей, учебник	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.		5. Плотность заполнения орбиталей энергетических уровней электронами. Электронные формулы атомов	Описательная схема энергетических уровней и подуровней и их орбиталей, учебник	Формативное	2

Подстандарт	Един. обучен.	Тема урока	Ресурсы	Виды оценивания	Кол-во часов
1.2.1.; 1.3.1.	III. Периодический закон. Периодическая система химических элементов и строение атома	6. Электронное строение элементов I-IV периодов	Наглядные средства относительно электронного строения атомов и их формул, учебник	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.		7. Стационарное (нормальное) и возбужденное состояние атомов	Электронные схемы, относящиеся к стационарному и возбужденному состоянию атомов, учебник	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.		8. Определение свойств элемента на основе строения атома	Рисунки, таблицы, отражающие изменение радиуса атомов и количество электронов на внешнем энергетическом уровне, учебник	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.		9. Периодичность свойств элементов. Значение периодического закона	Схемы и таблицы относительно связи периодичности свойств элементов со строением атомов, учебник	Формативное	1
	I, II, III единицы обучения(2 часа)	10. Контрольная письменная работа по единице обучения	Вариативные тестовые задания, проектор	Малое Суммативное	1
1.1.1.; 1.2.1.; 3.1.1.; 3.2.1.		1. Контрольные материалы, проекты, планы в течение полугодия	План, важнейшие таблицы и плакаты для повтора, учебник	Формативное	1
4.2.1.; 2.2.2.		2. Проверка и оценивание знаний и способностей (зачет и письменное тестирование)	Вариативные тесты, проектор, билеты	Большое Суммативное	1

Подстандарт	Един. обучен.	Тема урока	Ресурсы	Виды оценивания	Кол-во часов
II полугодие					
1.2.1.; 1.3.1.		1. Электроотрицательность химических элементов	Таблицы электроотрицательности, учебник	Диагностическое, формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.; 3.2.1		2. Химическая связь. Ковалентная связь	Плакаты и схемы относительно классификации химической связи, формул электронного строения молекул	Формативное	1
1.2.1.; 1.2.1.		3. Механизм образования ковалентной связи	Плакаты относительно механизма образования ковалентной связи.	Формативное	2
1.2.1.; 1.3.1.; 3.2.1		4. Виды ковалентной связи	Плакаты относительно образцов образования видов ковалентной связи	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.		5. Свойства ковалентной связи	Учебник	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.; 3.2.1.		6. Гибридизация орбиталей атома и ее влияние на форму молекулы	Плакаты относительно видов гибридизации, учебник	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.; 3.2.1.		7. Ионная связь	Плакаты и схемы, учебник	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.		8. Металлическая и водородная связи	Плакаты и схемы, учебник	Формативное	1
1.2.1.; 3.1.1.; 3.2.1.		9. Типы кристаллических решеток	Рисунки относительно различных типов кристаллических решеток	Диагностическое, формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.; 3.2.1.		10. Контрольная письменная работа методом тестирования	Варианты тестов, проектор	Малое Суммативное	1
IV. Химическая связь (11 ч.)					

Подстандарт	Един. обучен.	Тема урока	Ресурсы	Виды оценивания	Кол-во часов
2.1.1.; 3.1.1.	V. Окислительно-восстановительные реакции (7 ч)	1. Степень окисления	Соответствующие таблицы и плакаты	Диагностическое, формативное	1
2.1.1.; 2.2.1.		2. Окислительно-восстановительные реакции	Ряд активности окислителей и восстановителей, учебник	Формативное	1
2.1.1.; 2.2.1.		3. Составление окислительно-восстановительных реакций	Образцы различных задач и упражнений, учебник	Формативное	2
2.1.1.; 2.2.1.		4. Типы окислительно-восстановительных реакций	Схемы-плакаты по каждому виду окислительно-восстановительных реакций, учебник	Формативное	1
1.2.1.; 2.2.1.		5. Частные случаи окислительно-восстановительных реакций	Схемы-плакаты	Формативное	1
2.1.1.; 2.2.1.		6. Оценивание знаний и способностей по единице обучения	Вопросы или тестовые варианты по семинару	Малое Суммативное	1
1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.	VI. Электролитическая диссоциация. Электролиз. Гидролиз (18 ч)	1. Сущность процессов электролитической диссоциации	Прибор для проверки электропроводимости растворов	Диагностическое, формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.		2. Теория	Концентрированная H_2SO_4 , $NaOH$, NH_4NO_3	Диагностическое	1
1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.		3. Диссоциация кислот и оснований	Растворы кислот и оснований, индикаторы, схемы диссоциации	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.		4. Диссоциация солей	Растворы солей, индикаторы, схемы диссоциации	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1. 4.1.1.		5. Степень диссоциации. Слабые и сильные электролиты	Таблица классификации электролитов, типы задач, учебник	Формативное	2

Подстандарт	Един. обучен.	Тема урока	Ресурсы	Виды оценивания	Кол.-во часов
1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.	VI. Электролитическая диссоциация. Электролиз. Гипотеза (18 ч)	6. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Постоянная диссоциации	Электролитические растворы	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1. 4.1.1.		7. Реакции ионного обмена	Таблица 16, таблица растворимости, типы упражнений, учебник	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.		8. Электролиз	Простой прибор для проведения электролиза, соответствующая посуда, вещества и материалы	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.		9. Электролиз водных растворов электролитов	Ряд активности катионов и анионов	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.		10. Факторы, влияющие на процесс электролиза. Применение электролиза	Электролитические растворы. Прибор для проведения электролиза	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.		11. Гидролиз солей	Четыре вида солей, вода, индикаторы, схемы или таблицы по гидролизу	Формативное	1
1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.		12. Факторы, влияющие на гидролиз. Степень гидролиза	Растворы солей, индикатор	Формативное	1
1.3.1.; 4.1.1.		13. Решение экспериментальных задач по единице обучения (практическое занятие)	Тексты по типам экспериментальных задач, вещества и посуда	Формативное	1
1.3.1.; 2.2.1.; 3.1.1.		14. Проверение и обобщение	План повтора	Формативное	1
1.3.1.; 4.1.1.		15. Контрольная письменная работа по единице обучения	Тестовые варианты	Малое Суммативное	1
1.3.1.; 2.2.1.; 3.1.1.		16. Проверка знаний и навыков по предмету	План повтора	Формативное	1
		17. Проверка знаний и способностей	Образцы тестов	Большое Суммативное	1

2. Методика преподавания тем уроков

Представленные в методическом пособии темы уроков составлены в соответствии со стандартами, на основе годового планирования и нового учебника. Планирование же обучения этим темам и методика их преподавания разработаны с учетом применения методов активного / интерактивного обучения, в соответствии с требованиями нового предметного куррикулума по химии. В учебных планах обязательно должны быть отражены стандарты, цель урока, краткий ход урока, критерии оценивания знаний и способностей учащихся. Все отдельные вопросы могут быть представлены учителем в зависимости от его опыта, учебных условий и уровня развития учащихся.



***I* единица обучения. Важнейшие классы неорганических соединений**

Основной целью преподавания данной темы являются расширение области применения положений атомно-молекулярного учения, подготовка учащихся к изучению в будущем понятий и механизмов соединения элементов и связанных с ними химических реакций, в том числе и теории электролитической диссоциации. Главная задача здесь заключается в усвоении учащимися периодического закона и периодической системы химических элементов. Без полного и всестороннего овладения химическим языком с точки зрения атомно-молекулярного учения, и без знания основных химических понятий усвоить периодический закон учащимися будет невозможно.

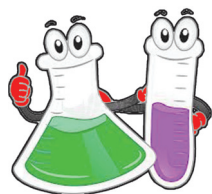
Изучение важнейших классов неорганических соединений создаст широкие возможности для развития у учащихся логического мышления. В процессе преподавания часто используются такие логические приемы, как сравнение и обобщение, применяются понятия о качественных связях, классификации и систематизации. При использовании в процессе урока этих приемов и понятий необходимо, чтобы учащимся были раскрыты их смысл и значение. Педагогический опыт показывает, что в противном случае, основные вопросы темы не воспринимаются учащимися сознательно, они не могут сделать правильный вывод.

В химии понятие «обобщение» означает объединение веществ и реакций в одну группу по их важнейшим признакам. Классификация – это распределение веществ по группам по тем или иным их важным признакам.

Неорганические соединения – оксиды, основные кислоты и соли тесно связаны друг с другом, т.е. они составляют одну систему. Эти связи обусловлены превращением веществ друг в друга и их взаимодействием. Такие связи называются **генетическими связями**. Для лучшего восприятия учащимися генетических связей они должны решать задачи и упражнения относительно превращения неорганических веществ друг в друга, установления свойств веществ, относящихся к одной группе (классу), и получения их друг из друга.

Опыт работы передовых учителей показывает, что изучение учащимися классификации и наименований неорганических веществ по схемам дает лучший эффект. В таком случае учащиеся лучше усваивают и закрепляют в памяти изучаемый материал. Вот почему на каждом этапе изучения классов неорганических соединений на бумаге большого формата, а при наличии проектора – на компьютере подготавливаются схемы классификации.

В ходе изучения отдельных классов неорганических соединений необходимо создавать широкие возможности для активизации творческой деятельности учащихся. Например, исследование отношения кислот к различным металлам; изучение процесса вступления в реакцию щелочей с нерастворимыми в воде основаниями (с амфотерными свойствами); процесса вступления в реакцию с водой одной группы оксидов с образованием кислоты. Для того, чтобы учащиеся могли самостоятельно или в составе группы проводить химические опыты по этим соединениям, они должны овладеть умением работать и правильно обращаться с этими веществами, химической посудой и лабораторным оборудованием.



Урок 1. Оксиды – их наименование, классификация и физические свойства



Стандарт: 1.1.1.

Цель. Учащийся:

Актуализирует прежние знания о понятии «оксид», составляет схему классификации оксидов, Называет оксиды по современной номенклатуре, составляет графические формулы оксидов, проводит презентации относительно важнейших физических свойств оксидов.

Интеграция: Ф. 2.1.1.

Ресурсы: образцы металлических и неметаллических оксидов (оксид кальция, оксид магния, оксид цинка, диоксид углерода, оксид фосфора (V), оксид кремния (IV), вода, гидроксид натрия, гидроксид кальция, соляная и серная кислота.

Ход урока

I этап. Мотивация. Определение проблемы

Задается вопрос: – Что мы знаем об оксидах? – и чертится схема



– Напишите формулы известных вам оксидов и ответьте на поставленные в схеме вопросы (5 мин.).

К формулам оксидов, записанным учащимися, учитель добавляет следующие: 1) угарный газ, 2) оксид азота (I), 3) оксид азота (II), 4) оксид кальция, 5) оксид натрия, 6) оксид железа (II), 7) оксид серы (VI), 8) оксид азота (IV), 9) углекислый газ, 10) оксид цинка, 11) оксид алюминия, отметив при этом, что 1-ый, 2-ой, 3-ий оксиды не вступают в реакцию ни с кислотами, ни с растворимыми в воде основаниями, т.е. не образуют солей. 4-ый, 5-ый, 6-ой оксиды реагируют только с кислотами, 7-ой, 8-ой, 9-ый оксиды вступают в реакцию только с щелочами, 10-ый и 11-ый оксиды реагируют и с кислотами, и с щелочами. Во всех трех случаях в результате реакции образуется соль.

Согласно вышесказанному, на какие две группы первоначально можно подразделить оксиды? Учащиеся делят оксиды на солеобразующие и несолеобразующие. Задается следующий вопрос: «А на какие группы можно подразделить солеобразующие оксиды?» Большинство учащихся высказывают следующую мысль: «Оксиды, вступающие в реакцию только с кислотами, только с щелочами, как с кислотами, так и с щелочами». Учитель систематизирует ответы: поскольку свойства оксидов, вступающих в реакцию только с кислотами, схожи со свойствами соответствующих оснований, их называют основными оксидами (CaO , Na_2O , FeO и др.). Так как свойства оксидов, вступающих в реакцию только с щелочами, схожи со свойствами соответствующих кислот, их называют кислотными оксидами (SO_3 , CO_2 , NO_2 и др.). Оксиды, вступающие в реакцию как с кислотами, так и с щелочами, называются амфотерными оксидами (ZnO , Al_2O_3 и др.).

Исследовательские вопросы:

- 1) Как называются оксиды по международной номенклатуре?
- 2) Какой должна быть полная схема классификации оксидов?
- 3) Какими способами получают оксиды?

II этап. Проведение исследования

Группам даются задания:

1. Составьте схему классификации солеобразующих оксидов, приведите по 2-3 примера по каждому виду.
2. Запишите формулы 2-3 оксидов по каждому виду основных, кислотных и амфотерных оксидов и укажите их наименование по международной номенклатуре.
3. Какой способ получения является общим для всех солеобразующих оксидов? Напишите этим способом уравнения реакций получения оксидов Li_2O , MgO и Al_2O_3 . Укажите названия этих оксидов.

4. Какие оксиды получаются при нагревании нерастворимых в воде оснований $Zn(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Cu(OH)_2$? Напишите уравнения реакций (пользуйтесь учебником).

5. В результате разложения каких кислот можно получить оксиды CO_2 , SO_2 , SiO_2 ? Напишите уравнения реакций. Составьте графические формулы этих оксидов.

6. Напишите уравнение реакции получения из одной и той же соли как основного, так и кислотного оксида. Составьте графическую формулу полученных оксидов.

Учащиеся работают в группах (с использованием учебника).

III этап. Обмен информацией

В группах проводится обсуждение ответов вышеприведенных заданий, ведется обмен мнениями.

IV этап. Обсуждение выводов

Представители от каждой группы демонстрируют на доске всему классу ответы на заданные вопросы и задания, отвечают на вопросы и, выслушав предложения, уточняют свои ответы.

V и VI этапы. Обобщение результатов и творческое применение

На основе нижеприведенных вопросов, заданных учителем, обобщаются знания по новому материалу:

1. На какие две группы в целом делятся оксиды?
2. На какие группы делятся солеобразующие оксиды? Запишите формулы 3-х оксидов по каждой группе.
3. Каким способом можно получить большинство оксидов? Укажите другие способы получения оксидов и запишите этими способами уравнения реакций получения 2-х основных, 2-х кислотных и 2-х амфотерных оксидов.
4. Укажите наименования оксидов N_2O_5 , SO_2 , Fe_2O_3 , MnO_2 , Al_2O_3 по современной международной номенклатуре. Какова разница в наименовании неметаллических оксидов?

VII этап. Оценивание

Оценивание групп проводится на основе критериев, подобранных в соответствии с заданиями. С этой целью используется заранее подготовленная таблица. Оценивание проводится по 10-балльной системе. В конце баллы суммируются, после чего объявляются места, занимаемые каждой группой. Если учащиеся могут своевременно справиться с заданием, им для выполнения в индивидуальном порядке раздаются

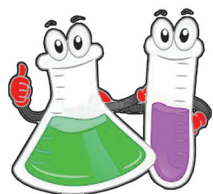
тестовые задания из 4-5 пунктов, результаты объявляются всему классу. У тех, кто набрал высокие баллы, отмечаются положительные качества, а у набравших мало баллов – их недостатки.

Для **оценивания** деятельности групп можно пользоваться нижеприведенной таблицей критериев. Критерии определяются в соответствии с целями урока.

Критерий / Группа	Схема классификации оксидов	Наименование оксидов	Составление графических формул	Сотрудничество в группе	Активность членов групп в целом	Итоговый балл
I						
II						
III						
IV						
V						
VI						

В соответствии с набранными баллами определяется рейтинг групп; группы, достигшие высоких результатов, стимулируются.

Çar üçün deyil



Урок 2. Получение и химические свойства оксидов



Стандарт: 1.1.1.; 2.2.1.; 3.1.1.

Цель урока. Учащийся: перечисляет способы получения широко используемых оксидов. Составляет уравнения реакций, относящихся к важнейшим общим химическим свойствам оксидов, и объясняет условия их протекания.

Интеграция: Ф.: 2.1.1.

Ресурсы: газированная вода, толстая медная проволока, фосфор, сера, гашеная известь, раствор медного купороса, раствор NaOH, пробирки, керамическая миска, колбы, спичка, учебник, спиртовка или газовая лампа.

Ход урока

После организации урока учитель в целях создания **мотивации** демонстрирует следующие опыты:

- 1) Откупоривание крышки бутылки с газированной водой.
- 2) Сжигание фосфора и серы в металлической ложке в закрытой банке.
- 3) Нагревание медной проволоки.
- 4) Реакция негашеной извести с водой.

Учащимся заранее поручается понаблюдать за каждым опытом и постараться объяснить происходящие явления. Для облегчения пояснений учитель задает наводящие вопросы:

– Какой газ выходит при вскрытии бутылки с газированной водой, имеет ли он запах, цвет? В результате какой реакции здесь образуется газ CO_2 ?

– Какие оксиды получаются при сжигании серы и фосфора? Имеют ли они запах, цвет? Составьте уравнения этих реакций.

– Какой оксид может получиться при нагревании меди? Как записывается уравнение реакции его получения?

– Какое вещество получится в результате реакции негашеной извести с водой? Запишите уравнение реакции.

При помощи этих вопросов знания учащихся о методах получения оксидов активизируются, у них создается представление о некоторых физических и химических свойствах оксидов, появляется желание узнать больше сведений об этих свойствах. С этой целью ставится **исследовательский вопрос**:

– *Какими важными физическими и химическими свойствами обладают оксиды?*

Класс делится на группы, им раздаются следующие задания:

1. а) Определите агрегатное состояние, цвет, запах и растворимость в воде оксидов CO_2 , SO_2 , P_2O_5 , NO_2 , SO_3 , CO . Пользуйтесь в этих целях своими наблюдениями и 1-ой таблицей из учебника.

б) Напишите уравнения двух реакций, относящихся к химическим свойствам SO_2 .

2. а) По каким своим физическим свойствам оксиды металлов – CaO , CuO , Al_2O_3 отличаются от оксидов неметаллов?

б) Напишите уравнения двух реакций, относящихся к химическим свойствам CaO . Пользуйтесь для ответа как жизненным опытом, так и наблюдениями сегодняшнего дня.

3. а) Составьте уравнения реакций оксида цинка – ZnO с соляной кислотой (HCl) и гидроксидом калия – KOH . К какой группе оксидов он относится?

б) Напишите уравнения реакций получения ZnO двумя способами.

4. а) В результате нагревания каких оснований получается оксид?

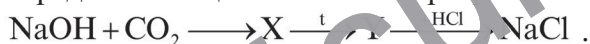
- 1) NaOH
- 2) $\text{Al}(\text{OH})_3$
- 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Составьте уравнения этих реакций.

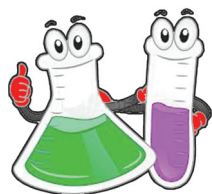
б) Сколько граммов оксида и в каком объеме газа H_2 (при н.у.) будет использовано в реакции, если при восстановлении оксида меди (II) водородом образуется 1,5 моля меди (Cu)?

5. а) Приведите примеры реакций основных оксидов с кислотами и кислотными оксидами. Составьте уравнения этих реакций.

б) Определите вещества X и Y в превращении



По истечении отведенного времени проводится обсуждение, результаты **оцениваются**. Группам даются баллы по следующим критериям: «Полный и точный ответ», «Своевременное выполнение», «Уровень презентации», «Состояние сотрудничества в группе», «Ответы на дополнительные вопросы».



Урок 3. Основания – состав, классификация, наименование и получение



Стандарт: 1.1.1.; 3.1.1.; 3.2.1.

Цель урока. Учащийся: различает по составу основания от других сложных веществ; классифицирует их по растворимости в воде и кислотности; указывает их наименование по международной номенклатуре; составляет уравнения реакций основных способов их получения и проводит опыты относительно некоторых реакций.

Интеграция: Ф.: 2.1.1.

Ресурсы: кристаллы и растворы щелочей NaOH , Ca(OH)_2 ; CuCl_2 или CuSO_4 , AlCl_3 , MgCl_2 , металлы Na и Ca , оксид кальция CaO , вода, пробирки, колбы, лакмус или фенолфталеин.

Ход урока

Актуализируются знания учащихся, связанные с основаниями (создается **мотивация**):

– Какие вещества получатся, если опустить в воду небольшие куски активных металлов Na и Ca ? Напишите уравнения реакций;

– Какие способы получения оксидов CuO , Fe_2O_3 , Al_2O_3 , ZnO вы знаете? Как записываются формулы гидроксидов металлов, соответствующих этим оксидам?

После получения ответов на вопросы объявляется тема и ставится **исследовательский вопрос**:

Что мы знаем о составе, определении, классификации, наименовании и способах получения оснований?

Чтобы решить эти задачи, всем парам учащихся поручается внимательно прочитать 3-ю тему учебника. Спустя 15 минут, учащиеся должны будут ответить на вопросы учителя. Вопросы записываются на доске.

По истечении отведенного времени учитель обращается к учащимся со следующими вопросами:

1. Какие вещества называют основаниями?
2. На какие группы делятся основания по своей растворимости в воде?
3. На какие группы делятся основания по числу гидроксогрупп?
4. Какие правила должны соблюдаться при наименовании оснований?
5. Какими основными способами получают основания?

Для закрепления знаний учащихся группам даются следующие задания:

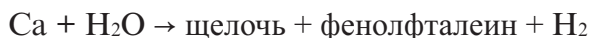
I группа. Напишите формулы и покажите графическое изображение двух растворимых в воде и двух нерастворимых в воде оснований.

II группа. Напишите отдельно по группам щелочи, нерастворимые в воде основания и амфотерные основания из числа представленных формул оснований: LiOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, KOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и укажите их наименование.

III группа. Получите KOH и $\text{Cu}(\text{OH})_2$ двумя способами каждый из них, составьте уравнения реакций.

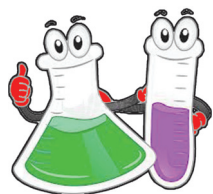
IV группа. Получите $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и $\text{Al}(\text{OH})_3$ известными вам способами, напишите уравнения реакций.

V группа. Выполните представленные ниже опыты и отметьте свои наблюдения.



В классе проводится обсуждение заданий, результаты обобщаются и оцениваются.

Критерии оценивания: различение оснований, классификация оснований, наименование оснований, составление уравнений реакций получения оснований, составление графических формул, сотрудничество в группе, уровень презентации.



Урок 4. Физические и химические свойства оснований



Стандарт: 1.1.1.; 2.2.1.; 3.1.1.

Цель урока. Учащийся: определяет агрегатное состояние, цвет, запах и растворимость или нерастворимость в воде оснований; изучает отношение щелочей и нерастворимых в воде оснований к кислотам, кислотным оксидам, солям, нагреванию; различает их химические свойства; подтверждает путем опыта двойственность химических свойств амфотерных оснований.

Интеграция: Ф.: 2.1.1.

Ресурсы: NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Mg(OH)₂, Cu(OH)₂, Fe(OH)₃, AlCl₃, CuCl₂, FeCl₃, лакмус и фенолфталеин, вода, пробирки, стаканы, бюретка, пипетка, спиртовка или газовая лампа, учебник.

Ход урока

Для создания **мотивации** учитель демонстрирует следующий опыт. В один из химических стаканов наливается пол чайной ложки NaOH, а в другой в том же количестве гашеной извести. В каждый из стаканов добавляется одинаковый объем воды (15-20 мл) и размешивается. В стакан с добавленной гашеной известью растворение идет не до конца. В этой связи задается вопрос: «Какая из щелочей малорастворимая, а какая – хорошо растворимая?» и делается вывод. Выждя в 1-2 минуты, из каждого раствора – NaOH и Ca(OH)₂ в две пробирки вливается по 2-3мл, затем к ним добавляются 1-2 капли лакмуса и фенолфталеина, проводится наблюдение. Задается вопрос: в какой цвет окрашиваются так называемые вещества – **индикаторы** лакмус и фенолфталеин под действием щелочей? Отмечается, что нерастворимые в воде основания не изменяют цвет индикаторов (показывается).

Исследовательские вопросы:

1) Какими важными химическими свойствами обладают растворимые и нерастворимые в воде основания? Могут ли они взаимодействовать с оксидами, кислотами и солями?

2) Какие реакции называют реакциями нейтрализации?

3) В какой последовательности атомы соединяются в основаниях?

Для подготовки ответов на вопросы всем парам учащихся поручается изучить материал по теме 4 в учебнике (15 мин.). По истечении времени организовываются группы, которым предлагается выполнить следующие задания:

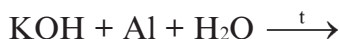
1. а) Напишите уравнения реакций KOH и $\text{Zn}(\text{OH})_2$ с соляной кислотой (HCl);

б) Выясните, какое из этих оснований обладает амфотерными свойствами, составьте уравнение его реакции с NaOH и H_2SO_4 .

2. а) Напишите уравнения реакций оксидов SO_2 и SO_3 с щелочью $\text{Ca}(\text{OH})_2$;

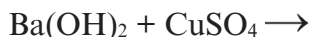
б) Составьте уравнение реакции разложения основания $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагревании. Относится ли такая реакция и к щелочам? Составьте графическую формулу гидроксида меди (II).

3. а) Зная о реагировании щелочей с амфотерными металлами, напишите уравнения следующих реакций:



б) Завершите уравнение реакции $\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t}$. Составьте графическую формулу $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

4. а) Какая из нижеприведенных реакций не может протекать?



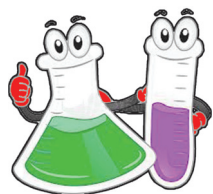
Для протекания реакций один из продуктов реакции должен быть нерастворимым в воде. Ответьте на вопрос, пользуясь таблицей растворимости.

б) Какие реакции называют реакциями нейтрализации? Обсудите свой ответ.

На выполнение заданий отводится 12 минут. По истечении времени проводится обсуждение презентаций представителей групп.

Деятельность групп **оценивается** по следующим критериям: уровень ответов, относящихся к физическим свойствам оснований; объем и точность ответов, относящихся к важным химическим свойствам оснований; уровень участия в обсуждении; активность и соблюдение дисциплины в группе; уровень презентации.

Домашнее задание: Решите задачи 1, 2, 3, 4 из учебника.



Урок 5. Кислоты – их состав, классификация, наименование и методы получения



Стандарт: 1.1.1.; 3.1.1.

Цель урока. Учащийся: различает кислоты по составу от других сложных веществ; классифицирует их по составу и основности; указывает их наименование по международной номенклатуре; составляет уравнения реакций важными способами получения кислот и показывает условия протекания этих реакций; поясняет, в какой последовательности соединены атомы в молекуле кислоты.

Интеграция: Ф.: 2.1.1.

Ресурсы: таблица классификации кислот (таблица 3 в учебнике), общая схема относительно важных способов получения кислот, учебник.

Ход урока

Для создания **мотивации** учитель задает следующие вопросы: Какие вещества мы использовали при получении водорода в лабораторных условиях в VII классе? Формулы каких кислот нам известны? Напишите их формулы, обращая внимание на состав. Что вытесняется (замещается) из состава кислоты при реагировании кислот с металлами? Какой элемент записывается первым в формуле кислот? Как мы называли в VII классе атомы и группы атомов, кроме водорода? После получения ответов на эти вопросы дается формула состава кислот. Учитель также записывает формулы других широко используемых кислот и указывает их наименование.

Исследовательские вопросы

1) На какие группы можно подразделить кислоты по числу водорода в составе, способного быть замещенным металлом, и по наличию или отсутствию элемента кислорода в составе?

2) Какова связь между основностью кислот и численным значением заряда кислотного остатка?

3) Какими важными способами получают кислоты?

4) Какая последовательность должна быть соблюдена при составлении графических формул кислородсодержащих кислот?

Учитель поручает всему классу, изучив тему 5 из учебника, ответить на вышеприведенные вопросы (13-15 мин.). После этого организуются малые группы (4-5 человек) и им поручается выполнение следующих заданий:

I группа. а) В соответствии с нижеприведенной схемой напишите уравнения двух реакций:

соль + $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ новая соль + новая кислота

б) Напишите три бескислородные кислоты и укажите их наименование. Укажите в отдельности их кислотные остатки.

II группа. а) В соответствии с нижеприведенной схемой напишите уравнение реакции:

кислотный оксид + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ кислота

б) Укажите название полученной кислоты и составьте ее графическую формулу.

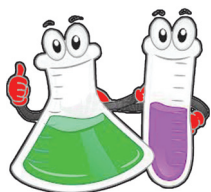
III группа. а) Напишите формулы двух бескислородных и двух кислородсодержащих кислот и укажите их названия.

б) Получите кислоту H_3PO_4 известными вам двумя способами. Составьте уравнения реакций.

IV группа. а) Составьте графическую формулу кислоты H_3PO_4 и напишите ее кислотный остаток.

б) Напишите оксиды элементов $\overset{\text{IV}}{\text{C}}, \overset{\text{VI}}{\text{S}}, \overset{\text{V}}{\text{P}}$ в соответствии с их валентностью; какие кислоты получатся в результате их взаимодействия с водой? Напишите уравнения реакций.

На выполнение заданий отводится 8-10 минут. По истечении указанного времени ответы обсуждаются, уточняются. Деятельность групп **оценивается** по нижеприведенным критериям: объем и полнота ответа, верность и точность ответов, ответы на дополнительные вопросы, сотрудничество в группе, уровень презентации.



Урок 6. Физические и химические свойства кислот



Стандарт: 2.2.1.; 2.2.2.; 3.1.1.

Цель урока. Учащийся: различает кислоты по их физическим свойствам от других сложных веществ; записывает уравнения реакций, относящихся к важным химическим свойствам кислот (взаимодействие с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями и некоторыми солями, разложение некоторых кислот при нагревании и в обычных условиях); проводит опыты, относящиеся к некоторым химическим свойствам кислот.

Интеграция: Ф.: 2.1.1.

Ресурсы: металлы Zn, Fe, Cu, разбавленные растворы кислот HCl, H₂SO₄, HNO₃ и H₃PO₄, растворы солей AgNO₃, CaCl₂, BaCl₂, оксиды CuO, ZnO, растворы CuCl₂, NaOH, пробирки, химические стаканы, растворы лакмуса и фенолфталеина, спиртовка или газовая лампа, учебник.

Ход урока

Для создания **мотивации** учитель задает следующие вопросы. Учащиеся делятся на 5 групп. Каждой группе дается по одному стакану, одному штативу, небольшие пробирки, вода. Далее группам раздаются различные разбавленные кислоты (HCl, H₂SO₄, HNO₃, H₃PO₄). Учащимся поручается отметить агрегатное состояние, цвет, запах кислот. Внимание учащихся обращается на то, что из всех четырех кислот лишь ортофосфорная кислота (H₃PO₄) находится в твердом состоянии, и при возможности наглядно демонстрируется. Задается вопрос: «Каким вкусом обладают кислоты?», тем самым выясняется это свойство кислот. (Учащиеся могут попробовать на вкус сильно разбавленную соляную кислоту HCl.)

Исследовательский вопрос: *Какими важными химическими свойствами обладают кислоты?*

Для ответа на исследовательский вопрос всем группам поручается внимательно прочитать учебник и подготовить ответы на нижеприведенные вопросы (15-16 мин.):

Какие продукты реакции получатся при взаимодействии разбавленных кислот с металлами? При взятии какой кислоты для реакции газ H_2 не выделяется? С какими металлами кислоты (кроме концентрированной серной кислоты H_2SO_4 , разбавленной и концентрированной азотной кислоты HNO_3) не вступают в реакцию?

Составьте уравнение реакций двух различных металлов с двумя различными кислотами.

На основе нижеприведенных общих схем напишите уравнения 1-2 реакций:

а) кислота + основной оксид \rightarrow

б) кислота + амфотерный оксид \rightarrow

в) кислота + щелочь \rightarrow

г) кислота + нерастворимое в воде основание \rightarrow

д) кислота + соль \rightarrow (при приведении примеров по схеме берите за основу ряд вытеснения кислотами из солей других кислот.)

е) нерастворимое в воде основание \xrightarrow{t}

ж) кислота + аммиак (NH_3) \rightarrow

Эти схемы вначале должны быть записаны на большом формате бумаги или компьютере. Некоторые свойства солей демонстрируются при помощи учителя проведением опыта.

По истечении времени из каждой группы один или два представителя приглашаются к доске, проводится обсуждение ответов на содержащиеся в схемах вопросы, ответы уточняются и обобщаются. После обсуждения презентации оцениваются на основе критериев, с учетом их уровня и степени участия членов группы в обсуждении.

В качестве **критериев оценивания** можно использовать следующие:

– уровень информации относительно обобщения физических свойств кислот;

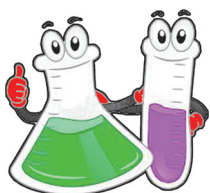
– уровень знаний о важнейших химических свойствах кислот;

– приведение примеров по химическим свойствам, составление уравнений реакций;

– ответы на дополнительные вопросы;

– уровень сотрудничества в группе.

Оценивание может осуществляться по балловой системе. При отсутствии времени в классе, предлагается ответить на вопросы и выполнить задания, содержащиеся в конце параграфа, дома. Если же времени достаточно в классе, то при помощи этих вопросов и заданий учащиеся закрепляют приобретенные на уроке знания и способности.



Урок 7. Соли – состав, классификация, наименование и методы получения



Стандарт: 1.1.1.; 2.2.1.; 3.1.1.

Цель урока. Учащийся: группирует соли по их составу; дает определение каждой группе солей на основе их состава; указывает наименование солей, относящихся к отдельным группам, по международной номенклатуре; указывает важные способы получения солей и поясняет условия их получения.

Интеграция: Ф.: 2.1.1.

Ресурсы: схема классификации солей, таблицы наименования групп солей, разбавленные растворы H_2SO_4 , HCl , $NaOH$, $AgNO_3$, $BaCl_2$, Zn , Fe и растворы $CuSO_4$, Na_2SO_4 , пробирки, стаканы, вода, учебник.

Ход урока

Урок начинается с вопросов (**мотивации**):

Какие вещества называют солями? Как различаются соли по своему составу. На какие группы подразделяются соли по своему составу?

Учащимся поручается ответить на эти вопросы, обращая внимание на результаты:

- 1) Какое вещество имеет солёный привкус?
- 2) Что врачи советуют принимать больным, страдающим повышенной кислотностью? Формула этого вещества – $NaHCO_3$.
- 3) Как мы называли второе вещество, полученное в результате реакции взаимодействия металла цинка с соляной кислотой HCl с получением водорода?
- 4) Как записывается формула вещества, полученного в результате экзотермической реакции совместного нагревания железного порошка с серным порошком?
- 5) Что называют реакцией нейтрализации? Какие продукты всегда получаются в результате этой реакции?
- 6) Какое вещество может получиться при добавлении 1 моль серной кислоты H_2SO_4 к смеси из 1 моль $NaOH$ и 1 моль KOH ?
- 7) Какое соединение может получиться, если добавить к 1 моль $Cu(OH)_2$ 1 моль соляной кислоты HCl ?

Записав уравнения реакций по 6-ому и 7-ому вопросам, постарайтесь ответить на них.

После того как при помощи учителя будут получены ответы на вопросы, записываются формулы солей с выяснением их названий: NaCl, NaHCO₃, ZnCl₂, FeS, NaKSO₄, Cu(OH)Cl.

Учитель объясняет, что все эти вещества имеют общее название солей. В солях на первом месте всегда идут атомы металлов, следующие за ними атомы или атомные группы соединяются с металлом в соответствии с его валентностью. В солях могут быть два разных кислотных остатка. Например, при вступлении в реакцию 1 моль Ca(OH)₂ с 1 моль HCl и 1 моль HNO₃ может образоваться такая соль:



Соли, имеющие в составе два различных металлических катиона, называются двойными солями, а соли, в составе которых имеются два различных кислотных остатка, называются смешанными солями. Учитель также отмечает, что соли, в составе которых имеются только атомы металла и кислотный остаток, называются нормальными, соли, в составе которых вместе с кислотным остатком также имеется атом водорода, замещаемый металлом, – кислыми, а те, в составе которых имеются и группа (OH), и кислотный остаток, – основными солями.

Далее учащиеся, поделенные на группы по 4-5 человек, готовят ответы на нижеприведенные задания (отводится 6-8 мин. времени, для наименования используются приведенные в учебнике образцы наименования):

I группа. Запишите формулы солей, образованных при взаимодействии металла K, Ca и Al с азотной кислотой, и назовите их.

II группа. Запишите формулы нормальных и кислых солей, образованных в результате взаимодействия металлов K, Ca и Al с серной кислотой H₂SO₄, и назовите их.

III группа. Запишите формулы нормальных и кислых солей, образованных при взаимодействии металлов K, Ca и Al с ортофосфорной кислотой H₃PO₄, и назовите их.

IV группа. Сгруппируйте нижеприведенные соли и назовите каждую из них: MgCl₂, Mg(OH)Cl, Na₂SO₄, K₂CO₃, K₂HCO₃, CuCl₂, Cu(OH)Cl, NaKSO₄, KAl(SO₄)₂, Al(OH)₂Cl.

Исследовательский вопрос

Каковы формулы солей хлорида железа(III), сульфата железа(II), гидроксохлорида алюминия, дигидроксо-нитрата алюминия?

После обсуждения ответов (8-10 мин.) задается **второй исследовательский вопрос**: *Какими важными методами получают соли? С какими реакциями с получением нормально солей мы познакомились при изучении оксидов, оснований и кислот?*

Представляется схема важных методов получения нормальных солей:

- 1) основной оксид + кислотный оксид \rightarrow
- 2) основной оксид + кислота \rightarrow
- 3) кислотный оксид + щелочь \rightarrow
- 4) амфотерный оксид + кислота \rightarrow
- 5) амфотерный оксид + щелочь \rightarrow
- 6) кислота + щелочь \rightarrow
- 7) кислота + нерастворимое в воде основание \rightarrow
- 8) кислота + соль \rightarrow
- 9) щелочь + соль \rightarrow

Методы получения основных, кислых, двойных и смешанных солей:

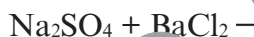
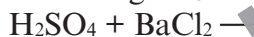
- 10) 1 моль двухкислотного основания + 1 моль одноосновной кислоты \rightarrow основная соль
- 11) 1 моль однокислотного основания + 1 моль двух- или трехосновной кислоты \rightarrow кислая соль
- 12) По 1 моль двух различных однокислотных оснований + двух- или трехосновная кислота \rightarrow двойная соль
- 13) Двух- или трехкислотное основание + 1 моль двух различных одноосновных кислот \rightarrow смешанная соль

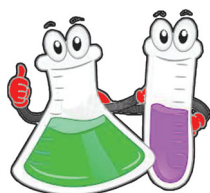
На основе этих схем группам дается задание: получите соль по заданным вам схемам и назовите ее, составьте уравнения реакций (8-10 мин.).

- I группа – 1) и 8)
- II группа – 2) и 9)
- III группа – 3) и 10)
- IV группа – 4) и 11)
- V группа – 5) и 12)
- VI группа – 6) и 13)
- VII группа – 7) и 12)

Обсуждаются презентации представителей групп. Далее на основе нижеприведенных критериев **оцениваются** в целом итоги первого и второго обсуждений: наименование солей; составление формул солей; получение солей; уровень презентаций; сотрудничество в группе.

Примечание: если имеются лабораторные условия, то после второго исследовательского вопроса демонстрируются нижеприведенные реакции получения солей:





Урок 8. Важнейшие свойства солей



Стандарт: 2.2.1.; 2.2.2.; 3.1.1.

Цель урока. Учащийся: демонстрирует свою информированность относительно важнейших физических свойств солей; составляет уравнения реакций относительно важнейших химических свойств нормальных солей и проводит опыты; поясняет реакции превращения в нормальную соль при взаимодействии кислых солей с щелочами, основных солей с кислотами; составляет графическую формулу солей.

Интеграция: Ф.: 2.1.1.

Ресурсы: таблица (№7) относительно физических свойств солей, кристаллы, NaCl , KNO_3 , KCl , CaSO_4 , Na_2SO_4 , Na_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, CaCl_2 , CaCO_3 (мел), BaCl_2 , BaSO_4 , AgCl , Na_2CO_3 , NaHCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, AgNO_3 , железный гвоздь (длиной 10 см), пробирки, стаканы, вода, спиртовка или газовая лампа

Ход урока

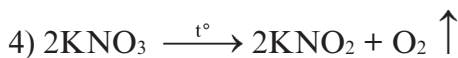
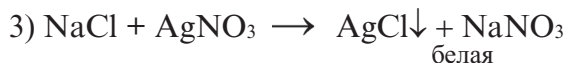
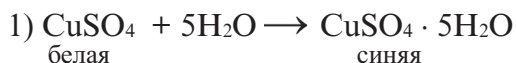
Классу задается нижеприведенный вопрос, на основе которого строится **мотивация**: Что вы можете сказать об агрегатном состоянии и цвете известных вам солей – поваренной соли, соды, чайной соды и мела?

После получения ответа учитель отмечает, что все соли находятся в твердом состоянии и большинство из них белого цвета. Однако существуют соли и другого цвета, например, применяемый в сельском хозяйстве против вредителей медный купорос – соль синего цвета, соли, образуемые металлом хрома – розового цвета, соли марганца – темно-фиолетового цвета. Растворимость солей тоже различна; ознакомьтесь с таблицей 7 и с содержащейся под ней информацией из учебника (отводится 3-5 мин. времени).

Исследовательские вопросы

- 1) Все соли какой кислоты растворяются в воде?
- 2) Все соли каких металлов растворимы в воде?
- 3) Запишите формулы нерастворимых в воде трех сернокислых, трех карбонатных и двух хлористых солей.

После получения ответов от учащихся учитель обращается к классу: А теперь давайте ознакомимся с химическими свойствами солей. Некоторые их свойства мы можем проверить на опыте. Демонстрируются следующие опыты:



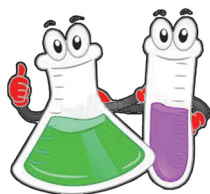
Учащиеся составляют уравнения реакций. Задается вопрос: Какие химические свойства солей мы наблюдали в ходе опыта? После получения ответов задается новый вопрос: Какие еще химические свойства могут быть у солей? Для ответа на вопрос вспомните химические свойства оксидов, оснований и кислот и внимательно прочитайте из учебника текст относительно химических свойств солей (10-12 мин.). Далее организуются группы, им даются задания, укрепляющие знания и способности учащихся (для выполнения задания кроме текста из учебника рекомендуется пользоваться «Таблицей растворимости солей, оснований и кислот»).

Общее содержание заданий для групп: опишите физические свойства солей по заданным вам их формулам, запишите уравнения реакций относительно химических свойств солей, составьте их графические формулы (время – 10 мин.):

- 1) NaCl, CaCO₃
- 2) NaNO₃, BaSO₄
- 3) NaHCO₃, AgCl
- 4) Mg(OH)Cl, CaSO₄
- 5) Na₂SO₄, MgCO₃

По истечении времени проводятся презентации и обсуждения. Результаты **оцениваются** по следующим критериям: описание физических свойств; объем ответа относительно химических свойств солей; точность графических формул, соответствие; уровень презентации.

Домашнее задание: Повторите пройденный учебный материал.



Урок 9. Практическое занятие. Решение экспериментальных задач по теме «Генетическая связь между важнейшими классами неорганических соединений»



Стандарт: 2.2.1.; 2.2.2.; 3.1.1.

Цель урока. Учащийся: доказывает практическим путем (при помощи опытов) наличие взаимной, генетической связи между оксидами, основаниями, кислотами и солями, обобщает свои знания относительно их химических свойств и превращения друг в друга.

Интеграция: Б.: 3.2.1.

Ход урока

Урок проводится в форме практического занятия активным и интерактивным методами. Класс делится на 4-5 групп. Каждой группе дается отдельное практическое задание и им поручается обобщить результаты опытов, выразив их в виде схемы. Для правильного проведения опытов группам раздаются соответствующие вещества и вместе с посудой письменная инструкция. Вещества, материалы и посуда, которые раздаются группам (**ресурсы**):

I группа – металл Ca размером с горошек, раствор лакмуса или фенолфталеина, вода, ортофосфорная кислота H_3PO_4 ; стакан или колба, небольшие пробирки, нож, железный зажим.

II группа – металл Na размером с полгорошины, вода, раствор лакмуса или фенолфталеина, разбавленная соляная кислота, раствор $AgNO_3$; стакан или колба, небольшие пробирки, нож, железный зажим.

III группа – кусок ленты Mg, вода, разбавленная H_2SO_4 , раствор $BaCl_2$; стакан или колба, небольшие пробирки, спиртовка, железный зажим.

IV группа – пол-ложка красного фосфора, вода, раствор лакмуса, раствор $Ca(OH)_2$; стакан или колба, небольшие пробирки, спиртовка.

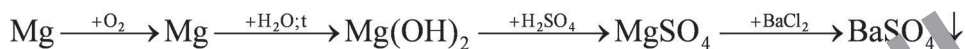
V группа – пол-ложки серного порошка, вода, растворы лакмуса и $Ca(OH)_2$; закупоренная колба с проведенной изнутри зажигательной ложкой, небольшие пробирки.

VI группа – кусок древесного угля, вода, растворы лакмуса, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и HCl ; закупоренная колба с проведенной изнутри зажигательной ложкой, небольшие пробирки.

Если на дно колб, в которых зажигаются простые вещества (металлы и неметаллы), влить воду с добавлением в нее немного лакмуса (5-10 мл), а оставшуюся часть наполнить кислородным газом, то процесс протекания опыта будет наблюдаться с более яркой наглядностью.

Инструкции по проведению опытов для каждой группы могут составить сами учителя. Для того, чтобы сориентировать их, представляем образцы инструкций для проведения опытов III и VI группами:

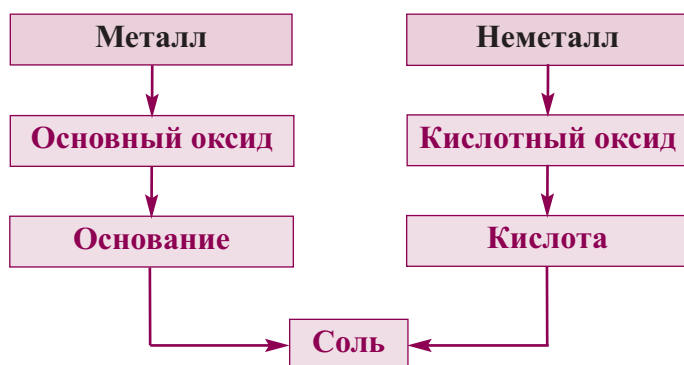
Инструкция для III группы: В колбе с широким горлышком с налитой на дно горячей водой в химической ложке или железном зажиме зажигается небольшая лента магния, хорошенько размешивается и добавляются 1-2 капли лакмусового раствора, после чего наблюдается изменение цвета (оксид магния, чуть-чуть растворяясь в горячей воде, образует гидроксид магния со слабым щелочным свойством). Взяв немного полученной смеси (2-3 мл), в пробирке в нее добавляется 2-3 мл серной кислоты (раствор бледно-синего цвета приобретает фиолетовый цвет). Влив полученный раствор в другую пробирку, добавляют туда 1-2 капли раствора BaCl_2 , при этом наблюдается получение белого кристаллического осадка. Схема превращений:



Инструкция для VI группы: небольшой кусочек угля, расталенный в железном химическом ковшике или железном зажиме, зажигается в наполненной кислородом колбе. Потом в колбу вливается 5-10 мл разбавленного раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$ с добавленным в него лакмусом или фенолфталеином и взбалтывается, цвет исчезает и появляется белая муть. Добавив к мути 3-4 мл соляной кислоты, наблюдаем выделение газа и растворение осадка. Схема превращений:



Для обобщения результатов опытов и выражения их в виде схемы учитель может показать на доске или экране следующую схему обобщающих превращений:

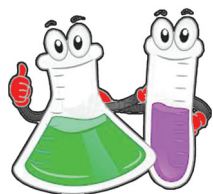


За ходом опытов наблюдают учитель и лаборант, при необходимости они должны помогать учащимся. К проведению опыта следует заранее подготовиться, чтобы работа завершилась за 20-25 минут. После практической работы 2-3 представителя от каждой группы отчитываются у доски о результатах своей работы, записывая на доске уравнения реакций по проведенным опытам. Далее деятельность групп оценивается по следующим критериям: проведение опытов, составление превращений, правильное записывание уравнений реакций, сотрудничество, уровень презентации.

Обобщая урок, учитель отмечает:

1) взаимосвязь между неорганическими веществами свидетельствует об их образовании друг от друга и реагировании друг с другом; 2) связи существуют как между веществами, принадлежащими к одному классу, так и между представителями различных классов; 3) взаимосвязи между веществами и их превращениями происходят в рамках химических законов. Зная о связях между веществами, люди могут управлять реакциями и превращениями этих веществ друг в друга и их получения и применять эти способности в народном хозяйстве.

Домашнее задание: Написать отчет о проведенной практической работе и путем повторения изученного подготовиться к предстоящей письменной контрольной работе на следующем уроке.



Урок 10. Контрольная письменная работа (тестовым методом) (МСО)

Цель урока. Изучить уровень знаний и способностей учащихся по важнейшим классам неорганических соединений для учитывания на последующих этапах обучения.

Контрольная письменная работа может проводиться как в обычном порядке, так и тестовым методом. В обоих случаях комплект вопросов готовится самое меньшее в двух вариантах. Вопросы должны в основном охватывать тему. Представляем комплект вопросов в качестве образца.

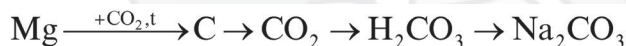
Вопросы и задания для контрольной письменной работы, проводимой обычным методом:

I вариант

1. Запишите по отдельным группам оксиды, основания, кислоты и соли из соединений представленных формул и назовите их:

HCl, CO₂, Mg(OH)₂, HgO, CaCl₂, KOH, NaHCO₃, K₂O, HNO₃, Fe(OH)₃, SiO₂, Cu(OH)Cl, CaO, H₂SO₃, SO₃, H₃PO₄, Al(OH)₃

2. Запишите на основе схемы превращений уравнения реакций



3. Запишите уравнения реакций, протекающих между парами нижеприведенных веществ:

- Zn(OH)₂ и HCl;
- Zn(OH)₂ и NaOH;
- HNO₃ и ZnO;
- NaOH и ZnO;
- Fe(OH)₃ и HCl;
- P₂O₅ и CaO.

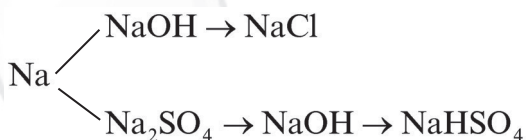
4. Проведением каких реакций можно получить Cu(OH)₂, если одним из исходных веществ является CuO? Запишите уравнения реакций

5. Сколько граммов и сколько моль соли Na_2SO_4 получится из 20 г NaOH путем реакции нейтрализации?

II вариант

1. Запишите по отдельным группам оксиды, основания, кислоты и соли из соединений представленных формул и назовите их: $\text{H}_3\text{PO}_4, \text{SO}_3, \text{Ca}(\text{OH})_2, \text{MgO}, \text{ZnCl}_2, \text{NaOH}, \text{KHSO}_4, \text{Li}_2\text{O}, \text{H}_2\text{SiO}_3, \text{Al}(\text{OH})_3, \text{N}_2\text{O}_5, \text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}, \text{BaO}, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{Zn}(\text{OH})_2$.

2. Запишите на основе схемы превращений уравнения реакций:



3. Запишите уравнения реакций, протекающих между парами нижеприведенных веществ:

- a) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и HNO_3 ;
- b) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и NaOH ;
- c) HCl и ZnO ;
- d) KOH и ZnO ;
- e) $\text{Al}(\text{OH})_3$ и HCl ;
- f) CO_2 и HCl .

4. Проведением каких реакций можно получить $\text{Fe}(\text{OH})_2$, если одним из исходных веществ является FeO ? Запишите уравнения реакций.

5. Запишите уравнение реакции получения из соли сульфата меди(II) хлорида меди(II). Сколько граммов и сколько моль сульфата меди(II) следует взять для получения 13,5 г хлорида меди(II)?

Вопросы и задачи для контрольной письменной
работы, проводимой тестовым методом

I вариант

1. Укажите основные оксиды:

- I. SO_2 ; II. CaO ; III. CrO ; IV. CrO_3 ; V. Al_2O_3 ; VI. FeO .
A) I, II B) II, III C) II, III, VI D) III, IV, V

2. Какая из этих схем является схемой реакции получения NaOH ?

- A) $\text{NaCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{NaOH} + \text{KCl}$
B) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$
C) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH}$
D) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{NaOH}$

3. Уравнение какой реакции неверное?

- A) $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{HNO}_3$
B) $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{HNO}_3$
C) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaNO}_3 \xrightarrow{t} \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3$
D) $\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$

4. Укажите металлы, не вступающие в реакцию с соляной кислотой.

- A) Mg, Al B) Na, Pb C) Fe, Ca D) Cu, Ag

5. Сколько граммов составляет 2 моль гидроксида кальция?
 $A_r(\text{Ca})=40$; $M_r(\text{OH})=17$

6. Какая из этих реакций является реакцией нейтрализации?

- A) $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3$
B) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
C) $2\text{KOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
D) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$

7. В каком случае даны только кислые соли?

- A) Na_3PO_4 , NaHSO_4
B) KNaCO_3 , $\text{Al}(\text{SO}_4)_2$

C) KHCO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$

D) NaHSO_4 , KHCO_3

8. Уравнение какой реакции верное?

A) $\text{SO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_3$

B) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

C) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

D) $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}$

9. Сколько процентов примерно составит массовая доля железа в закиси железа (Fe_3O_4)? $A_r(\text{Fe})=56$; $A_r(\text{O})=16$

10. Сколько моль сульфата натрия можно получить из 24 г NaOH путем реакции нейтрализации?

A) 0,50 B) 0,45 C) 0,05 D) 0,30

11. Какими своими свойствами амфотерные оксиды отличаются от других оксидов?

A) вступлением в реакцию только с щелочами

B) вступлением в реакцию только с кислотами

C) вступлением в реакцию как с кислотами, так и с кислыми солями

D) не вступлением в реакцию ни с кислотами, ни с щелочами

12. $\text{Ca} \xrightarrow{+X} \text{CaO} \xrightarrow{+Y} \text{CaCO}_3 \xrightarrow{+2\text{HCl}} \text{CaCl}_2 + \text{Z} + \text{Y}$

Определите вещество Z.

A) O_2 B) CO_2 C) H_2 D) H_2O

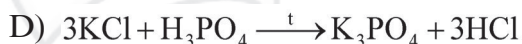
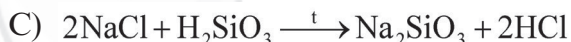
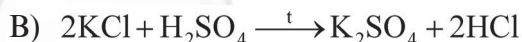
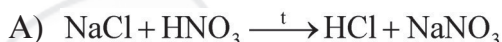
II вариант

1. Покажите кислотные оксиды.

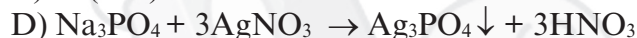
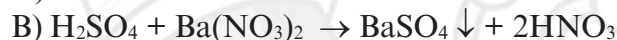
I. SO₂ ; II. CaO ; III. CrO ; IV. CrO₃ ; V. Al₂O₃ ; VI. FeO.

A) I, II B) II, III; VI C) III, IV, V D) I, IV

2. Какая из этих схем является схемой реакции получения соляной кислоты?



3. Какое уравнение реакции неверное?



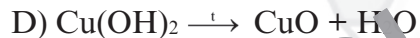
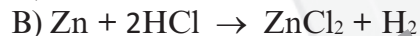
4. Укажите металлы, не вступающие в реакцию с разбавленной серной кислотой.

A) Mg, Al B) Hg, Fe C) Ca, Zn D) Cu, Hg

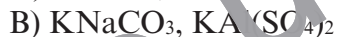
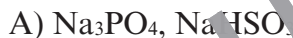
5. Сколько литров в нормальных условиях составит 1,5 моль углекислого газа?

A) 11,2 B) 22,4 C) 33,6 D) 44,8

6. Какая из этих реакций является реакцией обмена?



7. Укажите основные соли.



8. Какие уравнения реакций неверные?

- 1) $\text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_3$
- 2) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{MgCO}_3 \xrightarrow{t} \text{MgO} + \text{CO}$

9. Сколько процентов примерно составит массовая доля Al в соли сульфата-алюминия? $A_r(\text{Al})=27$; $M_r(\text{SO}_4)=96$

10. Сколько моль хлорида-кальция можно получить из 37 г гидроксида-кальция путем реакции нейтрализации?

11. По каким своим свойствам несолеобразующие оксиды отличаются от солеобразующих оксидов?

- A) вступлением в реакцию с кислотами
- B) вступлением в реакцию с щелочами
- C) вступлением в реакцию как с кислотами, так и с щелочами
- D) не вступлением в реакцию ни с кислотами, ни с щелочами

12. Каким веществом является Z в превращении



- A) O_2 B) Na_3PO_4 C) Na_2HPO_4 D) H_2O

Для экономии времени вопросы на большом формате бумаги заранее вывешиваются на доске или же при помощи проектора даются на экране. Для обеспечения объективности учащихся по возможности рассаживают на партах по одному или же письменная работа дается в четырех вариантах.

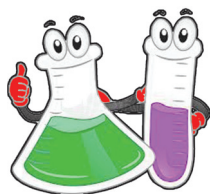
Результаты письменной контрольной работы обсуждаются на очередном уроке в течение 15-20 минут, оценки записываются в журнале.



**II единица обучения. Классификация химических реакций.
Скорость химических реакций.
Химическое равновесие**

Изучение учебных тем, содержащихся в единице обучения, дает возможность для расширения, формирования и обобщения знаний учащихся относительно понятия химической реакции. Усвоением понятий скорости гомогенных и гетерогенных реакций, обратимых и необратимых реакций, состояния химического равновесия в обратимых реакциях они могут направить химические реакции в сторону получаемого продукта, увеличить выход продукта и, в целом, управлять ходом реакций.

Опыт работы учителей, преподававших химию VIII класса в прошлые годы, показывает, что после изучения «Важнейших классов неорганических соединений» учащимися естественно воспринимается расширение понятия химической реакции, обобщение, систематизация знаний о реакциях, и ведение учебного процесса в такой последовательности не создает трудностей. Предоставление учащимся в процессе обучения более широкой самостоятельности, использование ими уже имеющихся знаний способствует достижению более лучших результатов в изучении темы.



Урок 1. Классификация химических реакций



Стандарт: 2.1.1.; 2.2.1.

Цель урока. Учащийся: дает определение каждому типу изученных до сих пор химических реакций и приводит примеры; отличает друг от друга типы новых изученных гомогенных и гетерогенных, обратимых и необратимых реакций, приводит 2-3 примера по каждому из них (записывает уравнения реакций); составляет схему общей классификации химических реакций.

Интеграция: Б.: 1.1.2.; А.: 3.2.4.

Ресурсы: плакаты относительно типов химических реакций, схема общей классификации химических реакций, учебник

Ход урока

Группам, организованном с целью актуализации, уточнения и закрепления знаний и способностей учащихся о закономерностях типов, разновидностей и хода химических реакций (для создания **мотивации**) даются следующие задания (на их выполнение отводится 13-15 минут времени, учащиеся пользуются учебником и дополнительной литературой).

I группа. Какие типы реакций бывают в зависимости от количества и состава вступающих в химическую реакцию веществ и полученных в результате реакции конечных продуктов? Приведите примеры реакций соединения, разложения, замещения и обмена.

II группа. Какие виды химических реакций вы знаете по значению теплового эффекта?

III группа. На какие группы делятся химические реакции в зависимости от агрегатного состояния (фазовой среды) участвующих в реакции веществ? Приведите примеры по ним.

IV группа. Приведите примеры гомогенных реакций. Приведите примеры гетерогенных реакций.

Приведите три примера по каждому из экзотермических и эндотермических реакций в отдельности.

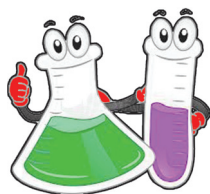
V группа. Что называют обратимыми и необратимыми реакциями? Приведите по 2 примера по каждому из них.

VI группа. Подготовьте схему классификации химических реакций по различным их признакам.

После презентации учитель вывешивает на доске свою схему, проводится сравнение схем.

После обсуждения презентаций деятельность групп оценивается по следующим критериям: верность и полнота ответов, ответы на дополнительные вопросы, сотрудничество, уровень презентации.

Домашнее задание: Повторение темы по единице обучения, подготовиться к очередной письменной контрольной работе.



Урок 2. Скорость химических реакций



Стандарт: 2.1.1.; 4.1.1.

Цель урока. Учащийся: различает гомогенные и гетерогенные реакции, записывает примеры по ним; выводит формулу скорости гомогенных и гетерогенных реакций, решает задачи по ним.

Интеграция: А.: 2.1.5.; Ф.: 2.1.3.

Ресурсы: плакаты относительно классификации химических реакций, учебник.

Ход урока

Урок начинается с актуализации знаний учащихся по изученным до сих пор типам химических реакций (создается **мотивация**). С этой целью классу задаются соответствующие вопросы, совместно выясняется, на какие типы, виды делятся реакции по своим свойствам, признакам. Затем сообщается, что по агрегатному состоянию участвующих в реакции веществ, однородности и неоднородности среды реакции (протеканию реакции в одинаковой или различных фазах) химические реакции также делятся на две группы: гомогенные и гетерогенные реакции. Учащимся предлагается привести примеры реакций, в которых все участвующие вещества находятся в газообразном или жидком состоянии, и написать их уравнения. Также записываются примеры по гетерогенным реакциям и отмечается, что если в гомогенной среде реакция протекает во всем объеме веществ, то в гетерогенной среде реакция протекает лишь на поверхности соприкосновения разнородных веществ (соприкосновения фаз).

Постарайтесь, чтобы приводимые учащимися примеры по гомогенным и гетерогенным реакциям в основном относились к изученным ими до сих пор реакциям.

Для того, чтобы вызвать у учащихся интерес к изучению понятия скорости химических реакций, учитель сообщает о ее практическом значении. Учащимся известно, какое сильное воздействие на производительность аппаратов, экономическую эффективность предприятия имеет протекание со скоростью химических реакций в производстве.

Учитель, обращаясь к классу, задает **исследовательский вопрос**:

Давайте подумаем, как можно вычислить скорость химических реакций?

Вспомните из физики вычисление скорости механического движения. Учащиеся записывают формулу $v=S/t$. Учащиеся отвечают, что на основе этой формулы вычисляется значение скорости любого момента (настоящая скорость) и средней скорости. Т.е. скорость механического движения вычисляется по пройденному пути за единицу времени и измененному расстоянию.

Учитель сообщает, что для вычисления скорости химической реакции надо знать как изменяется за единицу времени концентрация одного из вступающих в реакцию веществ. Если за время τ_1 концентрация одного из вступающих в реакцию веществ будет C_1 , и по прошествии определенного времени за время τ_2 концентрация этого вещества, уменьшившись, будет равна C_2 , тогда средняя скорость реакции будет:

$$\bar{v} = -\frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} \text{ или } \bar{v} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$
 . Если скорость вычисляется по полученному продукту реакции, тогда формула скорости будет следующей:
$$\bar{v} = \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1}$$

В гомогенных реакциях концентрацию реагента (вступающего в реакцию вещества) выражают количеством вещества в единице объема:

$$C = \frac{\nu}{V} \text{ или } \Delta C = \frac{\Delta \nu}{V}$$
 (количество вещества в единице объема называется молярной концентрацией). Если время, потраченное на изменение концентрации измерить в секундах, то единица скорости реакции будет выражена в виде $\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{сек}}$.

Следовательно, скорость гомогенной реакции может быть выражена и формулой $v = \frac{\Delta \nu}{V \Delta \tau}$. В гетерогенных реакциях скорость вычисляется по

формуле $v = \frac{\Delta \nu}{S \cdot \Delta \tau}$ (единица $\frac{\text{моль}}{\text{см}^2 \cdot \text{сек}}$) .

Для закрепления полученных на уроке знаний учитель поручает учащимся решить дома 1-2 задачи по вычислению скорости гомогенной реакции. Текст задач учитель составляет сам или берется из литературы.

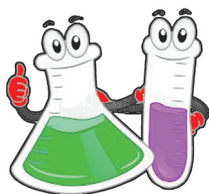
В качестве примера в классе поясняется решение одной задачи.

До начала реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$ концентрация газа хлора составляла $0,0187 \text{ моль/л}$. Какова средняя скорость реакции, если через 12 минут молярная концентрация хлора равна $0,0179$? $C_1(\text{Cl}_2) = 0,0187 \text{ моль/л}$; $C_2(\text{Cl}_2) = 0,0179 \text{ моль/л}$

$$\bar{v} = \frac{0,0008}{720} \quad \frac{\Delta C = 12 \text{ мин} = 12 \cdot 60 \text{ сек} = 720 \text{ сек}}{\bar{v} = ?}$$

Решение: $\Delta C = C_2 - C_1 = 0,0179 - 0,0187 = -0,0008 \text{ моль/л} = 0,000001 \text{ моль/л} \cdot \text{сек}$

Для закрепления знаний группа поручается решить задачи 1-4 из учебника. Результаты **оцениваются** по следующим критериям: верность ответов, оригинальность решения задачи, сотрудничество, уровень презентации.



Урок 3. Факторы, влияющие на скорость химических реакций



Стандарт: 2.2.1.; 2.2.2.; 3.1.1.

Цель урока. Учащийся: поясняет влияние различных факторов (природы, концентрации и температуры реагентов) на скорость гомогенных реакций, решает примерные задачи.

Интеграция: Ф.: 2.2.1.

Ресурсы: плакаты и схемы относительно скорости реакции.

Ход урока

Изучение темы урока ведется путем постановки проблемных вопросов для создания **мотивации** и последовательным их разрешением. Вначале ведется поиск ответов на вопросы: – Почему химические реакции протекают с различной скоростью? Чем можно объяснить протекание реакций с различной скоростью в одних и тех же условиях (при одинаковых концентрациях веществ, температурах и давлениях)? С этой целью проводится сравнение реакции нейтрализации, протекающей в комнатных условиях между кислотами и щелочами, реакции ржавления железных предметов с реакциями металлов Mg и Fe с соляной кислотой одинаковой концентрации (последние реакции можно продемонстрировать). Делается вывод, что скорость реакций зависит, прежде всего, от химической природы реагентов (от того, какие это вещества).

Далее выясняется, что скорость реакций зависит от концентрации взаимодействующих веществ (реагентов). Классу задаются следующие **исследовательские вопросы**:

Вы видели опыты горения в воздухе и в кислороде тлеющих палочка, угля и фосфора, в каких случаях реакции протекают с большей скоростью? Как можно объяснить бурное и быстрое горение веществ в кислороде?

Учащиеся с легкостью отвечают, что в воздухе содержится всего 21% кислорода, от почему горение протекает слабо. Здесь использу-

ется понятие молярной концентрации количества кислородного газа в единице объема и делается вывод: следовательно, при высокой концентрации взаимодействующих веществ реакция протекает с большей скоростью.

Для демонстрации зависимости скорости реакции, протекающей между растворами, от их концентрации можно провести простой опыт: опустить в пробирку небольшой кристалл NaI и добавив к нему наполовину пробирки воды, взболтать, затем перелив 1/3 жидкости в другую пробирку, добавить в нее воду до объема в первой пробирке.

Таким образом, концентрация NaI в первой пробирке в два раза больше, чем во второй пробирке. Влив в обе пробирки 1-2 мл раствора крахмала и 2-3 капли свежеприготовленного раствора хлорида железа (III), ждем, когда жидкость окрасится в темно-синий цвет. Учащиеся наблюдают, что во второй пробирке на появление синего цвета в разбавленном растворе уходит примерно в два раза больше времени.

В заключение учитель отмечает, что зависимость скорости гомогенной реакции от концентрации реагентов выражается следующей формулой:

$$v = K[A] \cdot [B] \quad \text{или} \quad v = K \cdot C_A \cdot C_B$$

[A], C_A и [B], C_B – молярная концентрация вступивших в реакцию веществ А и В, а K – постоянная скорости. Здесь можно записать простое уравнение гомогенной реакции: $A+B \rightarrow AB$. Если уравнение реакции записывается в виде $mA+nB \rightarrow A_mB_n$, то $v = K \cdot C_A^m \cdot C_B^n$.

Следует отметить, что формула $v = K \cdot C_A \cdot C_B$, выражающая зависимость скорости гомогенной реакции от концентрации реагентов, не применима в цепных реакциях. (Формула выведена на основе реакции $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$.)

Для закрепления знаний о зависимости скорости реакции от концентрации реагентов учащимся поручается решение 1-2 задач.

Изучение зависимости скорости гетерогенных реакций от величины поверхности твердого вещества (степени измельченности) проводится с демонстрацией реакций между кусочком и порошком цинка (или железа) и соляной (или серной) кислотой той же концентрации. Вместо металла можно взять кусочек мела и его порошок. Учащиеся определяют скорость реакций по скорости появления выделяемых пузырьков газа. Это можно понаблюдать и на примере раздуваемого шарика, привязанного к кончику газопроводной трубочки.

С влиянием температуры (прокаливания) на скорость гомогенных и гетерогенных реакций учащиеся уже ознакомились на прежних уро-

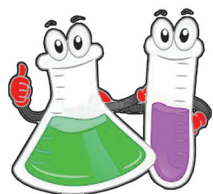
ках и много сталкивались в жизни. Вот почему они не затрудняются в приведении примеров относительно хода реакций в обычных условиях и при нагревании. Для закрепления их знаний в этой области группам предлагается провести опыты и понаблюдать за воздействием на кусок цинка (или железа) соляной (или серной) кислоты, на раствор тиосульфата ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) – серной кислоты при комнатной температуре и при нагревании. В первой реакции увеличение скорости определяется по быстрому выделению пузырьков газа, а во второй реакции – по короткому времени, ушедшему на помутнение полученного раствора (выделяется свободная сера). Представители групп комментируют результаты опытов.

Учитель сообщает, что в химических реакциях увеличением температуры на каждые 10°C скорость увеличивается в 2-4 раза. Это правило (правило Вант-Гоффа) математически выражается формулой $v_1 = v_2 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$. Здесь v_{t_2} – скорость при температуре и времени t_2 , γ – температурный коэффициент скорости реакции, он берется в значениях величин 2-4.

Решением простых задач с использованием данной формулы учащиеся закрепляют знания о влиянии температуры на скорость реакции. Образцы таких задач даны в учебнике.

Критерии оценивания деятельности групп: объяснение влияния природы, концентрации, температуры, поверхности соприкосновения реагентов на скорость реакции, сотрудничество, уровень презентации.

По мнению некоторых учителей, включение математического выражения закономерностей в процесс обучения химии усложняет их восприятие учащимися. На основе анализа опыта педагогической работы передовых учителей, долгие годы работавших в школе, можно утверждать, что такое мнение необоснованно. Выражение теоретических вопросов простыми математическими формулами вызывает еще больше интереса у учащихся и на основе формулы они без всяких затруднений выражают и лучше закрепляют в памяти правила, законы и закономерности. Это объясняется еще и тем, что у многих учащихся слабо развита способность заучивать наизусть определения, правила.



Урок 4. Катализаторы и каталитические реакции



Стандарт: 2.1.1.; 2.2.1.; 3.1.1.

Цель урока. Учащийся: демонстрирует знания относительно понятия катализатора, видов катализаторов (отрицательные и положительные катализаторы), факторов, влияющих на активность катализаторов, составляет уравнения реакций по видам каталитических реакций (гомогенный и гетерогенный катализ); проводит простые опыты реакций, протекающих с участием катализатора, анализирует эти реакции и проводит обобщение.

Интеграция: Б.: 2.1.1.; 2.1.3.

Ресурсы: плакаты по важнейшим катализаторам и каталитическим реакциям, порошок Al и MnO_2 , кристалл I_2 , раствор H_2O_2 , вода, керамическая чаша, пробирки.

Ход урока

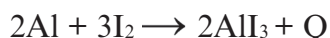
Для активизации имеющихся знаний и создания **мотивации** вначале задаются следующие вопросы:

1. Порошок какого вещества мы добавляли в VII классе к пероксиду водорода (H_2O_2) и бертолетовой соли ($KClO_3$) при получении из них кислорода? Как мы называли вещества, ускоряющие реакцию?

2. Какое определение мы давали катализатору?

После получения ответов для углубления мотивации демонстрируется простой опыт: в небольшой керамической чаше измельчаются и смешиваются 0,1 г порошка алюминия и 1 г кристаллов иода, показывая учащимся, что никаких изменений не произошло, реакция не протекает. После этого к смеси добавляется 3-4 капли воды. Учащиеся наблюдают, как выделяются тепло и пары иода фиолетового цвета. Для ясности учитель отмечает, что появление паров иода объясняется выделением во время реакции большого количества тепла. Под действием тепла иод суб-

лимирует, из твердого состояния до реакции он переходит в газообразное состояние. Учащимся поручается записать уравнение реакции:



После наблюдения за ходом опыта задаются **исследовательские вопросы**:

1. Какие виды катализаторов могут быть по воздействию на скорость реакции? Приведите примеры по каждому из них.

2. Как называются вещества, усиливающие или уменьшающие активность катализаторов?

3. В каких агрегатных состояниях могут быть катализаторы? Приведите примеры по каждому из них.

4. Какие реакции называют каталитическими реакциями? Приведите примеры по таким реакциям, запишите 2-3 уравнения реакций.

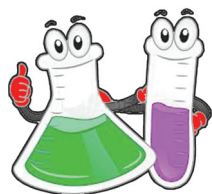
5. Какие реакции называют гомогенным и гетерогенным катализом. Приведите примеры.

6. Как объясняется в простой форме механизм воздействия катализатора в реакциях гомогенного и гетерогенного катализа?

Подготовка ответов на исследовательские вопросы поручается отдельным группам из 3-4 человек и им отводится определенное время. В качестве источника исследования рекомендуется использовать в основном учебник. По истечении отведенного времени ответы на заданные вопросы обсуждаются. Ответы оглашаются представителями от каждой группы.

Обсуждение завершается обобщением основных знаний о катализаторах.

В конце урока деятельность групп оценивается по следующим критериям: полнота и точность ответов относительно катализаторов, их видов и активности; верность ответов о видах каталитических реакций и их механизмах; степень участия в опросе по актуализации знаний; уровень презентации ответов; сотрудничество в группе и уровень дисциплины.



Урок 5. Химическое равновесие



Стандарт: 2.1.1.; 2.2.2.; 3.1.1.

Цель урока. Учащийся: излагает сущность обратимых и необратимых реакций, приводит примеры по ним; на основе примеров объясняет условия образования состояния химического равновесия в обратимых реакциях.

Интеграция: Б.: 2.1.2.

Ресурсы: плакаты, отражающие уравнения и условия обратимых реакций, учебник.

Ход урока

Для создания **мотивации** учитель задает следующие вопросы: В каких условиях протекают реакции разложения воды, ее образования из водорода и кислорода? Как записываются уравнения этих реакций? Учащиеся записывают на доске знакомые им уравнения этих реакций. Учитель задает следующий вопрос: Можно ли эти уравнения реакций выразить одним уравнением? Учащиеся без затруднений предлагают прооставить на одном из записанных уравнений реакций встречные стрелки. Эти уравнения записываются так:



Сжигание водорода:

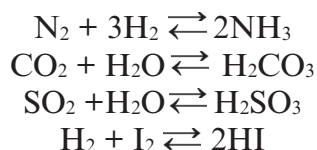


Уравнение обратимой реакции:



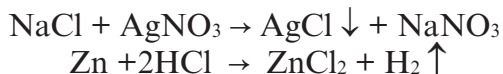
Учитель добавляет, что в закрытом сосуде при высокой температуре (2000°C) и постоянном давлении обе реакции протекают непрерывно. Следовательно, разложение или образование воды в определенных условиях являются обратимой реакцией. Выводится общее определение: **реакции, идущие в одних и тех же условиях одновременно в двух противоположных направлениях, называются обратимыми реакциями.**

циями. Большинство химических реакций являются обратимыми. Например:



Исследовательский вопрос: *Какие условия требуются для того, чтобы реакция была необратимой (т.е. протекала в одном направлении)?*

Для того, чтобы химическая реакция стала необратимой или же протекала в одном направлении, хотя бы одно из участвующих в реакции веществ должно выделиться из среды. Такие случаи происходят при выделении из среды в результате реакции осадка или газа. Подобные реакции протекают до конца в одном направлении.



Реакции нейтрализации, протекающие с выделением воды, также являются необратимыми реакциями.

Например: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$. Учитель обращается к парам учащихся с предложением написать другие примеры реакций, протекающих с образованием осадка, газа и воды.

Изложение на примере общего уравнения обратимой реакции влияния условий на образование состояния равновесия и направление равновесия в нужную сторону и далее применение всего этого на конкретной реакции способствуют лучшему восприятию сущности этих процессов. Образование состояния равновесия излагается в следующей последовательности:



Если мы образование АВ путем соединения веществ А и В назовем прямой реакцией, а реакцию разложения АВ – обратной реакцией, тогда ($v_{\text{прям.}}$) будет скоростью реакции, идущей в правую сторону, или прямо, а $v_{\text{обр.}}$ – скоростью реакции, идущей в левую сторону или в обратном направлении.

В начальной стадии реакции, при создании условий для ее протекания скорость реакции, идущей в правую сторону ($v_{\text{прям.}}$) будет большой, а количество (концентрация) АВ – малым. Когда вещество АВ достигнет определенной концентрации, скорость реакции, идущей в левую сторону ($v_{\text{обр.}}$), начнет увеличиваться. Наконец, скорости сравняются; если условия (температура, давление) останутся постоянными, то количество (концентрация) молекул полученного вещества АВ в единице объема не изменится.

Состояние, при котором число полученных в единицу времени молекул в обратимых реакциях равно числу распадающихся молекул, называют состоянием равновесия. Иными словами, состояние, при котором скорость прямой реакции в обратимых реакциях равна скорости обратной реакции, называют **состоянием химического равновесия** ($v_{\text{прям.}} = v_{\text{обр.}}$).

Учитель отмечает, что состояние химического равновесия **динамично**, т.е. при неизменности условий реакции непрерывно идут с одинаковой скоростью, химическое движение продолжается. Однако при изменении условий состояние химического равновесия может нарушиться.

Направление обратимых химических реакций определяется значением постоянной равновесия. Если обратимая реакция в состоянии равновесия в общем виде выразить уравнением: $aA + bB \rightleftharpoons dD + eE$, то формула постоянной равновесия (K_t) записывается так:

$$K_t = \frac{C_D^d \cdot C_E^e}{C_A^a \cdot C_B^b}, \text{ т.е. отношение произведения концентраций равновесия}$$

конечных продуктов реакции к произведению концентраций равновесия исходных веществ является величиной постоянной – **константой равновесия**.

Концентрации веществ в состоянии равновесия называются концентрацией равновесия. Концентрация равновесия – это часть не вступившей в реакцию концентрации веществ в состоянии равновесия $K_t = 1$.

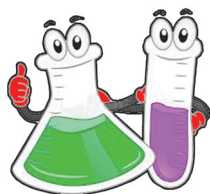
При $K_t > 1$ равновесие реакции смещается вправо, в сторону полученного продукта, при $K_t < 1$ влево, в сторону исходных веществ.

Для закрепления знаний учащихся группам поручается решить два типа задач:

1) В реакции $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ концентрации равновесия газов аммиака, азота и водорода составляют, соответственно $[NH_3] = 2 \text{ моль/л}$, $[N_2] = 2 \text{ моль/л}$. Вычислите исходные концентрации N_2 и H_2 .

2) Вычислите константу равновесия, если известно, что в реакции $2CO + O_2 \rightleftharpoons 2CO_2$ исходные концентрации CO и O_2 – $[CO]_{\text{исх.}} = 3 \text{ моль/л}$, $[O_2]_{\text{исх.}} = 1,5 \text{ моль/л}$, а концентрация равновесия $[CO_2]_{\text{исх.}} = 2 \text{ моль/л}$. В какую сторону направлено равновесие реакции?

Ответы обсуждаются и **оцениваются**. Критерии: активность учащихся в процессе урока, активность во время презентации результатов, время, затраченное на решение задачи, сотрудничество в группе, уровень презентации.



Урок 6. Факторы, влияющие на химическое равновесие



Стандарт: 2.2.1.; 2.2.2.; 3.1.1.

Цель урока. Учащийся: посредством презентаций демонстрирует понимание закономерностей влияния концентрации, температуры и давления участвующих в реакции веществ на смещение равновесия; развивает свои знания и способности относительно химического равновесия.

Интеграция: А.: 2.1.5.; Ф.: 2.2.1.

Ресурсы: Аппарат Киппа или газоотводный прибор, осколки мрамора, разбавленная соляная кислота HCl , раствор лакмуса, бутылка с газированной водой, кристаллы FeCl_3 и KCNS , вода, медь, концентрированная HNO_3 , соленая вода, кристаллы KI , концентрированная H_2SO_4 , порошок крахмала и раствор I_2 , небольшие и большие пробирки, круглодонная колба, спиртовка или газовая лампа.

Ход урока

Задаются **мотивационные вопросы:** Какие внешние факторы могут воздействовать на равновесие реакций? Как воздействует на равновесие изменение концентрации веществ, участвующих в реакции? Может ли измениться скорость реакций, идущих в правую или левую сторону, при повышении температуры и давления среды, в которой протекает реакция? После прослушивания мнений учащихся класс приходит к общему заключению: на смещение равновесия реакций в правую или левую сторону может подействовать изменение концентрации веществ, а также температуры среды, а при газообразном состоянии веществ — и изменение давления.

Ставится **исследовательский вопрос:**

Как происходит механизм воздействия на равновесие реакции изменения концентрации, температуры и давления?

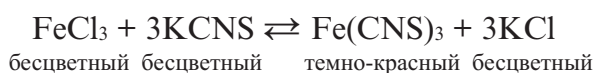
Давайте разберемся: в реакции



при малом количестве угольной кислоты розовый цвет не появляется, а как только образуется достаточное количество H_2CO_3 , тогда получается

розовый цвет. В закупоренной пробирке состояние равновесия не нарушается и поэтому цвет остается неизменным. А если убрать пробку из пробирки, то поскольку газ CO_2 выделяется из раствора, равновесие смещается в ту сторону (влево) и концентрация угольной кислоты уменьшается, в результате красный цвет пропадает.

Для проведения второго опыта в двух пробирках к 1-2 кристаллам FeCl_3 и KCNS добавляется вода до половины пробирок и готовятся растворы. Раствор роданид переливается в большую пробирку и к нему добавляются несколько капель раствора хлорида железа(III) и показывается образование темно-красного цвета (цвета крови). Далее наблюдается, как при постепенном добавлении к раствору воды его цвет из темно-красного переходит в бледно-красный цвет. При добавлении вновь к раствору нескольких капель FeCl_3 темно-красный цвет восстанавливается. Записывается ход реакции:



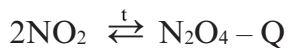
Результаты анализируются и еще раз на примере уравнения реакции выясняется, как смещается равновесие веществ хлорида железа(III) и роданида железа (III).

Выводится итоговое заключение о влиянии концентрации веществ, участвующих в реакции, на равновесие: при увеличении концентрации одного из веществ, участвующих в химической реакции, равновесие смещается в сторону уменьшения этой концентрации и обратно (обратное подсказывают сами учащиеся).

При изучении влияния температуры на равновесие учитель отмечает, что при повышении температуры в экзотермических реакциях равновесие смещается влево (в сторону исходных веществ), а в эндотермических реакциях – вправо (в сторону конечного продукта реакции).

Влияние температуры на равновесие можно продемонстрировать на примере превращения диоксида азота в димерин, разложения пероводорода, реакции крахмала с раствором иода и других опытов.

Круглодонная колба наполняется газом NO_2 (можно получить из меди и концентрированной азотной кислоты) и прочно закупоривается. Внутри колбы ясно будет виден газ бурого цвета. Далее круглая часть колбы охлаждается смесью льда (или снега) и поваренной соли. Через 2-3 минуты колба демонстрируется учащимся: бурый цвет в колбе пропадает. Когда колбу, вынув из смеси, обтирают и подогревают на слабом огне, бурый цвет вновь появляется:



Путем воздействия на кристаллы иодистого калия или иодистого натрия раствора H_2SO_4 средней концентрации большая пробирка или небольшая круглодонная колба наполняется иодоводородным газом и закупоривается пробкой; учащимся показывается, что внутри сосуда газ бесцветный. При нагревании колбы на слабом огне появляются пары I_2 фиолетового цвета, а при охлаждении – вновь наблюдается бесцветный газ:



К 3-4 мл раствора крахмала в небольшой пробирке добавляются 1-2 капли раствора иода и взбалтывается, учащимся показывается образование темно-синего осадка. Затем полученная смесь подогревается и происходит обесцвечивание. Сообщается, что крахмал и полученное вещество являются сложными органическими соединениями.

Влияние давления на равновесие подтверждается на примере реакции разложения угольной кислоты. С этой целью учитель в классе откупоривает бутылку с газированной или минеральной водой и показывает выделение пузырьков газа. Учитель задает вопрос: «С чем связано выделение газа?» Учащиеся объясняют это понижением давления. Следовательно, в обратимой реакции



понижение давления смещает равновесие вправо, в сторону получения углекислого газа. А как происходит при повышении давления? Учащиеся сообщают, что будет идти обратная реакция. После полного выделения углекислого газа (путем взбалтывания и нагревания) появление вначале кисловатого привкуса воды, а затем безвкусного объясняется полным разложением угольной кислоты.

Учащиеся заранее могут определить, в какую сторону будет смещено равновесие под действием давления в реакции, в которой участвуют газы. Из курса физики им известно, что при постоянной температуре объем и давление находятся в обратной пропорциональности. Т.е. при повышении давления объем уменьшается и наоборот. В случаях же, когда даны уравнения реакций, идущих с участием газов, влияние изменения давления на объем определяется на основе закона Авогадро (при одинаковых условиях одинаковое число или мольное количество газовых молекул занимает одинаковый объем) и учащиеся могут установить, в какую сторону будет смещено равновесие. Эта способность учащихся закрепляется путем коллективного решения 1-2 задач, а затем выполнением заданий в группах.

С этой целью группам можно поручить следующие задания:

1. В какую сторону будет смещено равновесие реакции

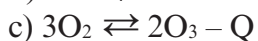
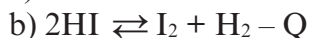
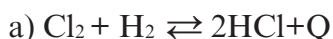


- а) при повышении давления;
- б) при повышении температуры?

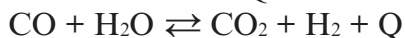
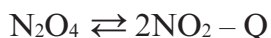
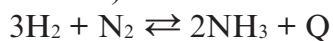
2. В каких условиях можно направить равновесие реакции



3. В какую сторону будет смещено равновесие нижеприведенных реакций при повышении температуры?



4. Равновесие какой реакции будет смещено в сторону конечного продукта (вправо) а) при понижении температуры; б) при повышении давления? (Все вещества, участвующие в реакции, находятся в газообразном состоянии.)



5. В какую сторону сместится равновесие в реакции

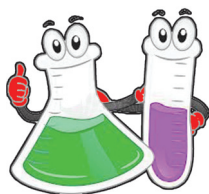


- а) при повышении давления;
- б) при повышении температуры;
- с) при повышении концентрации H_2 ?

По истечении времени, отведенного на выполнение заданий (5-7 мин.) обсуждаются и оцениваются презентации.

Критерии оценивания: верность ответов, уровень презентации, сотрудничество в группе, ответы на дополнительные вопросы.

В заключение учитель, подытоживая урок, отмечает, что влияние концентрации, температуры, давления, в целом, любого внешнего воздействия на равновесие французский химик Ле-Шателье, обобщив, выразил одним принципом. Этот принцип выражен в простой форме, как показано в учебнике. Для закрепления знания о влиянии на химическое равновесие различных факторов важно дома исследовать решения задач, содержащихся в учебнике.



Урок 7. Изучение влияния различных факторов на скорость химических реакций (Практическое занятие)



Стандарт: 2.2.1.; 2.2.2.; 3.1.1.

Цель урока. Учащийся: проверяет на опыте влияние на скорость реакции концентрации реагентов (участвующих в реакции веществ), химической природы, величины поверхности соприкосновения и температуры; закрепляет приобретенные теоретические знания, самостоятельно работает в составе малых групп в лаборатории.

Ресурсы: 0,5 моль/л раствора тиосульфата натрия, 0,5 моль/л раствора H_2SO_4 , разбавленные (0,001 М) растворы KI и H_2SO_4 , 1%-ный раствор крахмального клейстера, разбавленный раствор (1:10) пероксида водорода, разбавленный в пропорциях 1:5 и 1:10 раствор соляной кислоты, раствор серной кислоты той же концентрации (1:10), разбавленный раствор KMnO_4 , железо в виде проволоки и порошка, кристаллы нитрата свинца(II) и иодистого калия, небольшие кусочки цинка (Zn) и олова (Sn), пробирки разных размеров, дистиллированная вода, спиртовка или газовая лампа, химические стаканы, ступа.

Ход урока

Вначале в течение 2-3 минут проводится фронтальный опрос с целью актуализации знаний учащихся о скорости химической реакции и влияющих на нее факторах.

1. Какие реакции называются гомогенными и гетерогенными реакциями?
2. Как словами выражается скорость гомогенных и гетерогенных реакций, как записывается их математическое выражение?
3. Какие факторы влияют на скорость химических реакций?

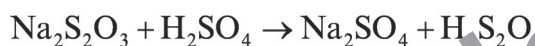
После получения и уточнения ответов учащиеся делятся на группы из четырех человек (учащиеся соседних парт рассаживаются напротив друг друга). При помощи лаборанта на партах раскладываются инструкции и материалы для предстоящих опытов. На каждой парте рас-

кладываются инструкции и материалы (вещества, растворы, посуда), относящиеся лишь к опытам, проводимым данной группой. Каждая группа изучает данную инструкцию и проводит предусмотренный опыт, после чего дает всему классу разъяснения по ним. В группах ведется распределение работ для презентации, те, кто проводит опыт, дают разъяснения по нему. Различные группы работают над опытами относительно влияния различных факторов на скорость реакции и демонстрируют их. При большом количестве групп одни и те же опыты могут проводить две или три группы, рассажены в отдалении друг от друга. Во время презентации представители отдельных групп могут демонстрировать опыты относительно влияния на скорость реакции одного и того же фактора. Опыты группируются по четырем действующим факторам.

1. Влияние на скорость химической реакции концентрации реагентов

1-ый опыт: в каждую из двух пробирок размещают по 2 гранулы куска Zn, одновременно в одну из пробирок добавляют разбавленную HCl в соотношении 1:5, а в другую – разбавленную HCl в соотношении 1:10 и отмечается скорость выделения пузырьков газа.

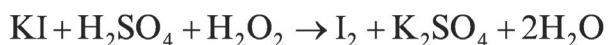
2-ой опыт: в одну из пробирок вливают 1-2 мл 0,5 М раствора тиосульфата и 4 мл дистиллированной воды, а в другую пробирку – только 6 мл 0,5 М раствора тиосульфата. Потом одновременно в каждую из пробирок добавляют по 1 мл 0,5 М раствора H₂SO₄. Засекается время, которое проходит до образования помутнения, а затем белого осадка в каждой пробирке. Причиной образования помутнения и белого осадка в растворе является выделение свободной серы:



3-ий опыт: в большую пробирку или стакан вливаются сильно разбавленные растворы 5 мл KI и 2 мл H₂SO₄, к ним добавляются 2 мл свежеприготовленного 1%-го раствора крахмала и 10 мл дистиллированной воды.

В другом стакане размещаются в одинаковой концентрации растворы – 10 мл KI, 10 мл H₂SO₄ и 2 мл раствора крахмала. После достаточного размешивания стеклянной палочкой растворов в обоих стаканах, к каждому из них одновременно добавляют по 3 мл разбавленного в соотношении 1:10 раствора пероксида водорода (H₂O₂). Наблюдается, в

каком стакане быстрее образуется осадок синего цвета. Уравнение данной реакции:



Для этих реакций также можно брать продаваемый в аптеках 3%-ный раствор H_2O_2 .

2. Влияние температуры

1-ый опыт: в каждую из двух пробирок опускаются по 2 куска цинка (Zn), добавив к нему разбавленный (1:10) раствор H_2SO_4 . Одна из пробирок подогревается и по тому, где больше выделяется пузырьков газа, сравниваются скорости реакций.

2-ой опыт: в каждую из двух пробирок вливают по 2 мл 0,5 М раствора тиосульфата-натрия и 4 мл дистиллированной воды. Одну из них помещают в стакан с холодной водой, а другую – в стакан с горячей водой. Потом одновременно в обе пробирки добавляют по 0,5 М 1 мл раствора H_2SO_4 . Учащиеся отмечают, в каком стакане быстрее образуется белый осадок (S).

3. Зависимость скорости реакции от природы реагентов

1-ый опыт: в одну из двух пробирок помещают кусок цинка (Zn), а в другую – аналогичного размера кусок олова (Sn) и добавляют к ним по 2 мл раствора HCl (1:3). Учащиеся наблюдают, в какой пробирке быстрее выделяются пузырьки газа.

2-ой опыт: в каждую из трех пробирок помещают одинакового размера куски цинка (Zn) и добавляют к ним одинаковой концентрации разбавленные растворы H_2SO_4 , HCl и уксусной кислоты. Наблюдается, в каком случае реакция протекает быстрее и определяется причина.

4. Влияние величины поверхности соприкосновения реагентов на скорость реакции

1-ый опыт: поделив кусок мела на две равные части, одну часть измельчают, а затем кусок мела и его порошок помещают в большие пробирки. В обе пробирки одновременно вливается 5-6 мл разбавленного раствора HCl и ведется наблюдение. Постарайтесь объяснить,

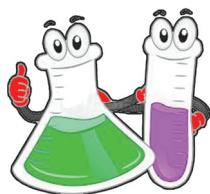
почему при добавлении к порошку мела кислоты реакция протекает с большой скоростью. Запишите уравнение реакции.

2-ой опыт: на огне спиртовки или газовой лампы сильно накаляют пучок тонких железных проволок; учащиеся становятся свидетелями того, что железные проволоки не горят, а лишь раскаляются. Затем на сильное пламя сверху насыпают железный порошок. Учащиеся размышляют над причиной образования искр, т.е. горения железа.

3-ий опыт: смешиваются кристаллы $Pb(NO_3)_2$ и KI, учащиеся отмечают отсутствие каких-либо изменений. Затем ступой измельчаем эту смесь. Смесь приобретает желтый цвет. Об образовании какого нового вещества свидетельствует появление желтого цвета? Запишите уравнение реакции и сделайте вывод.

Группы в течение 15-20 минут проводят опыты, потом демонстрируют их всему классу. После презентаций проводится обобщение и оценивание деятельности групп. **Оценивание** может проводиться на основе следующих критериев: правильное проведение опытов, пояснение результатов опытов, соблюдение техники безопасности, уровень сотрудничества, уровень презентации.

Домашнее задание: Напишите краткий отчет о ходе проведенных опытов.



Урок 8. Контрольная письменная работа (тестовым методом) (МСО)



Цель урока: оценивание общего уровня знаний и способностей учащихся по основным вопросам единицы обучения.

Ресурсы: тестовые задания в 2-х вариантах, проектор.

Ход урока:

Фронтальный опрос относительно повторения основных вопросов по единице обучения (5-6 мин.). Беседа относительно материалов контрольной письменной работы и их решения.

Содержание тестовых заданий:

I вариант

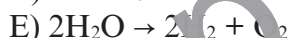
1. Определите реакцию замещения.



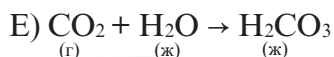
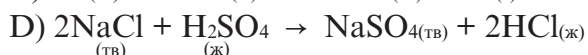
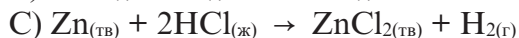
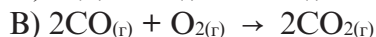
2. Какая из них является реакцией нейтрализации?



3. Укажите термохимическое уравнение.



4. Какое из них является уравнением гомогенной реакции ?



5. Укажите единицу скорости для гомогенных реакций.

A) моль/л B) моль/(л·сек) C) г/моль D) г/(моль·сек) E) г/(л·сек)

6. Как должны измениться температура и давление для того, чтобы равновесие в реакции $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + Q$ сместилось в сторону получения SO_3 ?

Температура	Давление
A) повыситься	повыситься
B) повыситься	понизиться
C) понизиться	повыситься
D) понизиться	понизиться
E) быть стабильной	понизится

7. Какое значение получит константа равновесия (K_t) при смещении равновесия реакции в сторону конечного продукта?

A) $K_t > 1$ B) $K_t < 1$ C) $K_t = 0$ D) $K_t < 0$ E) $K_t > 0$

8. Исходная концентрация в реакции $A+B \rightarrow AB$ составляет 0,4 моль/л. Через 2 секунды молярная концентрация А составляет 0,2 моль/л. Вычислите среднюю скорость реакции в моль/л·сек.

9. На сколько градусов следует повысить температуру реакции с температурным коэффициентом 3, чтобы ее скорость увеличилась в 27 раз?

10. Скорость реакции с температурным коэффициентом 3 при 20°C составляет 1 моль/(л·сек). Вычислите скорость этой реакции при 50°C в моль/(л·сек).

II вариант

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если в гомогенной реакции $3A + B \rightarrow A_3B$ концентрация A будет увеличена в 2 раза?

2. Скорость реакции с температурным коэффициентом $\gamma=3$ при 50°C составляет $0,05$ моль/л·сек. Сколько моль/л·сек будет скорость реакции, если повысить температуру до 60°C ?

- A) 0,10 B) 0,15 C) 0,015 D) 1,5 E) 2,00

3. Во сколько раз увеличится скорость реакции с температурным коэффициентом $\gamma=2$, если ее температура будет на 50°C выше прежней?

4. В каких случаях равновесие реакции $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{пар})}$ будет смещено в сторону конечного продукта?

1. При устранении водяного пара
2. При уменьшении концентрации O_2 .
3. При повышении давления
4. При понижении давления
5. При увеличении концентрации O_2 .

- A) 1,2, 3 B) 1,3,5 C) 1,4,2 D) 2,3,4 E) 4,5,1

5. Вычислите исходную концентрацию кислорода в реакции $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$, если в состоянии равновесия концентрация $[\text{O}_2] = 0,02$ моль/л, а $[\text{NO}] = 0,1$ моль/л.

6. Как изменится скорость в реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ при увеличении давления в 2 раза?

- A) Увеличится в 16 раз
B) Уменьшится в 16 раз
C) Увеличится в 64 раза
D) Уменьшится в 64 раза
E) Увеличится в 8 раз

7. Средняя скорость реакции при 10°C составляет $v=0,02$ моль/л·сек. Как изменится скорость реакции при температуре а) 40°C ; б) 0°C ($\gamma=2$)?

- A) Увеличится в 8 раз, уменьшится в 2 раза
B) Уменьшится в 8 раз, увеличится в 2 раза
C) Увеличится в 4 раза, уменьшится в 2 раза
D) Увеличится в 2 раза, уменьшится в 2 раза

8. Какие факторы не влияют на скорость гомогенных реакций?

1. Концентрация реагентов
2. Температура
3. Природа реагентов
4. Величина поверхности соприкосновения реагентов
5. Катализатор

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

9. Равновесие какой реакции будет смещено в сторону конечного продукта при уменьшении температуры и повышении давления?

- A) $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2 - Q$
- B) $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$
- C) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - Q$
- D) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{HCl} + Q$
- E) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{пар})} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2 + Q$

10. В каких условиях равновесие реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + 96 \text{ кДж}$ сместится в сторону конечного продукта (вправо)?

1. При увеличении концентрации O_2
2. При увеличении концентрации SO_2
3. При понижении давления
4. При повышении температуры
5. При увеличении концентрации SO_3

A) 1,2 B) 1,3 C) 1,4 D) 2,3 E) 4,5



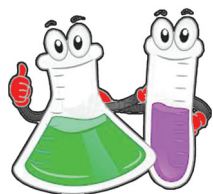
III единица обучения. Периодический закон. Периодическая система химических элементов и строение атома

Данная тема (единица обучения) занимает особое место в преподавании химии. Изучением материалов темы учащиеся усвоят один из общих законов природы – **периодический закон**, отражающий многосторонние связи между химическими элементами и их соединениями и считающийся фундаментом современной химической науки. Материалы, связанные с периодической системой химических элементов и периодическим законом, имеют как познавательное, так и развивающее значение. Развивающее значение изучения темы заключается в том, что в данном случае учащиеся знакомятся с обширной обобщенной информацией о химических элементах; у них формируются представления о существовании объективных, взаимных связей между химическими элементами; они знакомятся с обобщающей, пояснительной и прогнозирующей функциями теоретических знаний; выясняется роль и значение теорий в развитии науки и техники; расширяются представления о мире веществ и их превращениях; подтверждаются общность строения атомов, единство веществ и материального мира, их построение из одной материи.

Изучение этой фундаментальной темы курса химии также играет огромную роль в развитии логического мышления учащихся. Так, в ходе решения учебных проблем в процессе урока учащиеся часто проводят дедуктивные умственные операции и анализы, устанавливают причинно-следственные связи, сравнивают свойства химических элементов и их соединений.

Изучение в VIII классе периодического закона и электронного строения атома будет способствовать в дальнейшем лучшему усвоению строения веществ, свойств элементов и их соединений не в виде описательства, а на основе современных научных взглядов и анализа. В процессе изучения темы у учащихся расширятся представления о понятиях атома, атомной массы, химического элемента, простого и сложного вещества, физических и химических свойств вещества, валентности.

В связи с некоторым абстрактным характером содержания темы, используемые при обучении новые понятия и закономерности следует вначале пояснять учащимся на известных им примерах, а затем закреплять при помощи дополнительных примеров. В данном случае хороший эффект даст проведение химических опытов, использование картин и схем.



Урок 1. Периодический закон



Стандарт: 1.2.1.

Цель урока. Учащийся: дает краткую характеристику работ ученых по взаимосвязям химических элементов, закономерностям в их свойствах; на примере элементов второго и третьего периодов комментирует закономерности, происходящие в изменении свойств с увеличением атомных масс; поясняет сущность периодического закона, открытого Д.И.Менделеевым.

Интеграция: Ф.: 3.2.2. (6-ой класс)

Ресурсы: таблица периодической системы, специальные таблицы по разъяснению периодического закона (в учебнике таблица 7 и другие), специальные карточки, подготовленные учащимися, учебник.

Ход урока

Изучение периодического закона может проводиться в нескольких вариантах. Успешность любого из вариантов зависит от подготовленности учителя и учащихся. Ознакомимся с кратким содержанием двух наиболее часто и успешно применяемых в школьной практике вариантов.

I вариант. Учащимся заранее поручается составить карточки в размере 4x5 20 элементов (от водорода до кальция) с использованием таблицы периодической системы на обложке учебника. На каждой карточке должны быть записаны: химический знак элемента, его порядковый номер, округленная относительная атомная масса, формулы высшего оксида и водородных соединений (в формулах над знаком элемента указывается его валентность), формула соответствующего высшего оксиду гидроксида (основания или кислоты). В качестве примера учитель показывает на доске, как составляются карточки для элементов Si, Cl и Al.

В ходе урока учитель предлагает учащимся разложить эти карточки в порядке возрастания атомных масс элементов и расположить рядом

друг за другом те элементы, у которых аналогичные свойства. Становится ясно, что водород и гелий занимают отдельный ряд. После того, как учащиеся сами подтвердят периодическое повторение металлических и неметаллических свойств расположенных в ряд элементов, основных и кислотных свойств оксидов и гидроксидов (после создания мотивации), учитель заявляет, что все это является периодическим законом, который был открыт Д.И.Менделеевым в 1869 году. Он сообщает им о работах ученых, еще до Менделеева пытавшихся установить связь между известными в то время 63 химическими элементами, и о том, чем отличалась работа Менделеева от них. До сведения учащихся доводится определение, данное Менделеевым периодическому закону и важность закрепления его памяти.

Поскольку учащиеся имеют представление о составе атома и заряде ядра, дается современное определение периодического закона и сообщается, что выражение зависимости формы (состава) и свойств химических элементов и образованных от них простых и сложных веществ от заряда ядра более точно отражает определение периодического закона.

II вариант. После актуализации знаний о валентности элементов в кислородсодержащих и водородных соединениях, их оксидах и гидроксидах (после создания **мотивации**) учитель обращается к классу: «Внимательно изучите таблицу и постарайтесь ответить на нижеприведенные **исследовательские вопросы** (вопросы даются на большом формате бумаги или экране)». Содержание вопросов может быть следующим:

1. Как изменяется валентность элементов по кислороду от Li до азота и от Na до хлора?
2. Как изменяется валентность летучих водородных соединений элементов начиная от углерода в верхнем ряду и кремния в нижнем ряду?
3. Какие элементы проявляют одинаковую валентность?
4. Как изменяются относительные атомные массы элементов в верхних и нижних рядах слева направо – возрастают или уменьшаются?
5. Какие свойства проявляют оксиды и гидроксиды Li и Na?
6. Какие свойства проявляют оксиды и гидроксиды элементов C и Si, N и P?

Периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений

Элементы II периода	${}^7_3\text{Li}$	${}^9_4\text{Be}$	${}^{11}_5\text{B}$	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{14}_7\text{N}$	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{19}_9\text{F}$	${}^{20}_{10}\text{Ne}$
Высшие оксиды	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	—	—	—
Летучие водородные соединения	—	—	—	IV CH_4	III NH_3	$\text{H}_2\text{O}^{\text{II}}$	HF^{I}	—
Гидроксиды	LiOH	Be(OH)_2	H_3BO_3	H_2CO_3	HNO_3	—	—	—
Валентность и степень окисления в высшем оксиде	I(+1)	II(+2)	III(+3)	IV(+4)	IV(+5)	II(-2)	I(-1)	0
Элементы III периода	${}^{23}_{11}\text{Na}$	${}^{24}_{12}\text{Mg}$	${}^{27}_{13}\text{Al}$	${}^{28}_{14}\text{Si}$	${}^{31}_{15}\text{P}$	${}^{32}_{16}\text{S}$	${}^{35,5}_{17}\text{Cl}$	${}^{40}_{18}\text{Ar}$
Высшие оксиды	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SiO_3	Cl_2O_7	—
Летучие водородные соединения	—	—	—	IV SiH_4	III PH_3	$\text{H}_2\text{S}^{\text{II}}$	HCl^{I}	—
Гидроксиды	NaOH	Mg(OH)_2	Al(OH)_3	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	HClO_4	—
Валентность и степень окисления в высшем оксиде	I(+1)	II(+2)	III(+3)	IV(+4)	V(+5)	VI(+6)	VII(+7)	0

7. Какие свойства проявляют водные растворы водородных соединений фтора и хлора?

8. Как изменяются слева направо свойства оксидов в рядах Li_2O , BeO , B_2O_3 , CO_2 , N_2O_5 и Na_2O , MgO , Al_2O_3 , SiO_2 , P_2O_5 , SO_2 ?

9. Что вы знаете о свойствах гидроксидов NaOH , Mg(OH)_2 , Al(OH)_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 ? Какие закономерности проявляются в их свойствах в направлении слева направо?

10. Как изменяются металлические и неметаллические свойства элементов как верхнего, так и нижнего ряда, по мере возрастания их атомной массы?

11. Сравните свойства оксидов и гидроксидов (оснований и кислот) элементов Be и Mg , B и Al , C и Si , N и P , расположенных сверху вниз один под другим. Какие из них проявляют более сильные основные или кислотные свойства?

12. Какие свойства проявляют элементы Ne и Ar ?

После получения ответов на вопросы учитель вместе с учащимися приходят к следующим выводам:

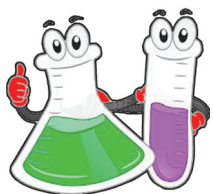
1. По мере возрастания атомных масс элементов их металлические свойства постепенно ослабевают, а неметаллические свойства постепенно усиливаются, наконец, появляется элемент (инертный газ), который не проявляет ни металлических, ни неметаллических свойств.

2. После Ne изменение свойств элементов повторяется таким образом. Однако по сравнению с элементами верхнего ряда, у элементов нижнего ряда металлические свойства бывают более сильными, а неметаллические свойства – более слабыми. Точно также, основные свойства оксидов и гидроксидов, соответственно, сравнительно более сильные, а кислотные свойства – относительно более слабые.

На основе выводов формулируется определение периодического закона по возрастанию атомных масс, отмечаются заслуги Д.Менделеева в открытии этого закона и сравниваются с работами ученых-предшественников.

Внимание учащихся обращается на то, что в ряде случаев Д.Менделеев не соблюдал расположение элементов в порядке возрастания их атомных масс, взяв за основу свойства элементов. После изучения электронного строения атома и физического значения порядкового номера элементов (их равенства заряду ядра) подтверждается верность позиции ученого.

Было установлено, что свойства элементов и образованных от них веществ более точно определяются зарядом ядра атомов. Вот почему важно запомнить современное определение периодического закона.



Урок 2. Периодическая система химических элементов



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.

Цель урока. Учащийся: знакомится с усовершенствованной формой таблицы периодической системы химических элементов Д.Менделеева, отражающей графическое выражение периодического закона, поясняет закономерности изменения свойств элементов по периодам и группам.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: Таблица периодической системы химических элементов, тексты исследовательских вопросов, учебник.

Ход урока

Изучение периодической системы химических элементов проводится на основе классической таблицы, изображенной на обложке учебника. Учитель задает вопросы, учащиеся ищут ответы на них, после чего учитель уточняет и дополняет их ответы. Вначале ведется установочная вступительная беседа (**мотивация**): ряды элементов в горизонтальном направлении в таблице периодической системы называются периодами, а ряды элементов в вертикальном направлении – группами. Периоды указаны обычными цифрами, а группы – римскими цифрами. Затем организованным группам задаются **исследовательские вопросы**:

I группа

1. Сколько химических элементов имеется в 1-ом, 2-ом, 3-ем периодах? Какими свойствами обладают первый и последний элементы этих периодов? Это – металлы, неметаллы или инертные газы?

2. Как изменяются металлические и неметаллические свойства элементов слева направо во 2-ом и 3-ем периодах? Какие элементы в этих периодах являются амфотерными?

II группа

1. Сколько рядов имеется в 4-ом, 5-ом и 6-ом периодах? Имеется ли неметалл в верхних рядах этих периодов? Какими свойствами обладают первый и последний элементы в этих больших периодах?

2. Как отличается изменение металлических и неметаллических свойств элементов слева направо в больших периодах от малых периодов? Имеется ли неметалл в верхних рядах этих периодов?

3. Как называются элемент, идущий после 57-го элемента лантана в 6-ом периоде, и элемент, идущий после 89-го элемента актиния в 7-ом периоде? Какое значение имеет это наименование? Почему они размещены в отдельности внизу таблицы?

III группа

1. Почему 7-ой период считается неполным периодом?

2. В группах элементы подразделены на две подгруппы – главную (А) и побочную (В). Из элементов каких периодов состоят главные подгруппы? А из элементов каких периодов состоят побочные подгруппы?

IV группа

1. Какие элементы входят в главные подгруппы I, II и III групп?

2. Как изменяются металлические и неметаллические свойства элементов сверху вниз в главных подгруппах?

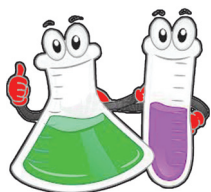
V группа

1. С чем связано расположение металлов (Fe, Co, Ni; Ru, Rh, Pd; Os, Ir, Pt) в побочной подгруппе VIII группы в виде триад?

Вопросы группируются.

Деятельность учащихся в группе оценивается по следующим критериям: верность и полнота ответов, ответы на дополнительные вопросы, сотрудничество, уровень презентации.

В конце учитель так подытоживает урок: таблица периодической системы химических элементов является графическим изображением периодического закона. В настоящее время составлено свыше 600 таблиц, схем и диаграмм, отражающих графическое изображение периодического закона. Наиболее распространенными из них являются классическая таблица, составленная самим Д. Менделеевым, и таблица продолговатой формы, содержащая 13 вертикальных столбиков (учитель показывает эту форму таблицы).



Урок 3. Модели атомов. Электронные орбитали



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.

Цель урока: Учащийся: обладает представлениями о модели атома, движении электронов вокруг атомного ядра, формах «электронных облаков», образуемых электронами во время движения, и их формах в пространстве; готовится к изучению строения электронного слоя атомов.

Интеграция: Ф.: 1.1.1.; 2.2.2.

Ресурсы: плакаты относительно моделей атомов и электронных орбиталей.

Ход урока

Урок начинается с актуализации (создания **мотивации**) знаний, приобретенных учащимися из курса физики и химии VIII класса по теме «Первоначальные химические понятия» относительно состава и строения атома.

После получения ответов на вопросы – Из каких частиц состоит атом? Что нам известно о заряде, массе электрона и ядра? – ставятся проблемные вопросы: «Как размещены электроны и ядро внутри атома?», «Как вы представляете себе модель атома?» Учитель дает краткую информацию о проведенном Э.Резерфордом опыте с золотой пластижкой и как результат этого опыта – о его планетарной модели атома. В результате последующих исследований стало известно о волновой природе электрона, образовании им при движении вокруг ядра электрического поля, образно названного «электронным облаком», самые же плотные части электронного облака, расположенные на определенном расстоянии от ядра, называются орбиталями. Уточняется, что слова «орбита» и «орбиталь» имеют разные значения. Орбита – это траектория движения планет вокруг Солнца по определенной линии, электроны же так не движутся, пребывая в них в какой-то определенный момент в каком-либо месте во-

круг ядра можно лишь предположить. Участки наибольшей вероятности пребывания электронов на определенном расстоянии от ядра выражаются словом «орбиталь», принятым в качестве условного термина.

Урок продолжается поиском ответов на **исследовательские вопросы**: «Какой формы орбитали образуют электроны при движении вокруг ядра? Могут ли быть одинаковыми все их формы и положения в пространстве?» После изучения и обсуждения парами учащихся форм электронных орбиталей и их положения в пространстве, изображенных на рисунке в учебнике, класс приходит к следующим выводам:

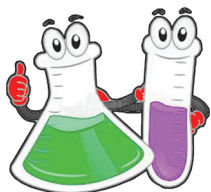
а) орбитали атомов 1-4-х элементов создаются s-электронами и имеют сферическую (шарообразную) форму. В пространстве они могут находиться лишь в одном положении;

б) орбитали атомов 5-20-х элементов образуются как s-, так и p- электронами. Облака p- электронов имеют гантелеобразную форму (или форму шара, сжатого посередине). Орбитали p- электронов находятся в пространстве в трех положениях (в виде расположения вдоль трех координатных осей);

в) орбитали атомов 21-57 элементов образуются s-, p- и d-электронами, орбитали атомов 58-109 элементов – s-, p-, d- и f- электронами. Формы и пространственное положение d- и f- электронов более сложные, они изучаются в высших учебных заведениях;

г) орбитали могут быть созданы одним или двумя электронами. Орбитали, образованные двумя электронами, обладают большей плотностью.

Деятельность пар **оценивается** по уровню презентации со стороны их представителей, а деятельность отдельных учащихся – по уровню активности, проявляемой на протяжении всего урока.



Урок 4. Строение электронного слоя атомов



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.

Цель урока. Учащийся: изучает сущность образования электронами с близкими энергетическими значениями различных слоев вокруг ядра – энергетических уровней и подуровней, графических выражений электронных орбиталей, понятий «электронный спин», «валентные электроны», получает информацию об электронной емкости энергетических уровней и подуровней.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: Плакаты относительно электронного строения атома.


Ход урока

Изучением строения электронного слоя атомов учащиеся постигают причины периодического изменения свойств химических элементов и их соединений, порождения в результате постепенных количественных изменений в конце и начале периодов резких качественных изменений. Многолетний школьный опыт показывает, что для лучшего усвоения учащимися VIII класса вышеотмеченных причинно-следственных связей, следует строго придерживаться принципов постепенности и развития от простого к сложному. Учитывая это, в новых учебниках до изучения строения электронного слоя атомов элементов отдельных периодов периодической системы, учащиеся знакомятся с последовательностью заполнения орбиталей электронами на энергетических уровнях, с электронными формулами атомов.

В соответствии с содержанием, изучение основных учебных материалов ведется методом диалогического комментирования. Постепенное, по частям, раскрытие содержания сопровождается актуализацией (созданием **мотивации**) прежних знаний учащихся, приобретенных из курса химии и физики.

Учитель в своих комментариях отмечает, что в соответствии со своей энергией, электроны в атомах движутся на различных расстояниях от ядра; электроны с наибольшей энергией движутся на более отдаленном расстоянии от ядра. Электроны с близкими значениями энергии образуют вокруг ядра различные слои (уровни). Такие слои, отличающиеся по своей энергии, называют энергетическими уровнями. Энергетические уровни по разнице энергий обозначаются или заглавными латинскими буквами: K, L, M, N, O, P, Q, или обычными цифрами: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7. Сравнивая разницу энергий электронов, отмечается, что электроны 1-го (K) и 2-го (L) уровней имеют сравнительно мало энергии, электроны 6-го (P) и 7-го (Q) уровней – больше энергии. В первые годы изучения строения атома предполагалось, что электроны, находящиеся на одном энергетическом уровне, обладают одинаковым значением энергии. Дальнейшие исследования показали неверность этой мысли. В связи с изучением этой проблемы учитель задает **исследовательский вопрос**:

Могут ли быть у электронов, обладающих различными формами орбиталей, образующих один энергетический уровень, одинаковые энергии?

После акцентирования внимания учащихся на решении этой проблемы и прослушивания их ответов, учитель сообщает, что последующие исследования в области изучения строения атома дали на этот вопрос отрицательный ответ. Было установлено, что лишь электроны, образующие одну одинаковую орбиталь, обладают одинаковой энергией, энергии же электронов различных орбиталей отличаются друг от друга. Такие группы орбиталей, обладающих различными энергиями, называются **энергетическими подуровнями**. Стало известно, что число подуровней соответствует номеру энергетических уровней. Подуровни тоже, как и орбитали, обозначаются буквами s, p, d, f. С учетом положения орбиталей в пространстве, математическим методом было установлено, что s-подуровень состоит из одной орбитали, p-подуровень – из трех орбиталей, d-подуровень – из пяти орбиталей, f-подуровень – из семи орбиталей. На любом энергетическом уровне максимумом бывает $2n^2$ (n- номер энергетического уровня) электронов. Электроны одной орбитали отличаются друг от друга лишь **спином**. Спин характеризует направление магнитного поля, возникающего при вращении электрона вокруг своей оси. Расположенные в одной орбитали два электрона схематически изображаются разнонаправленными стрелками в небольшой клетке: .

Их называют парными или спаренными электронами. Если орбиталь создана одним электроном, то ее схема изображается в виде: \uparrow или \downarrow . Такие орбитали называют орбиталями с непарными или неспаренными электронами.

Поскольку электроны, находящиеся в орбиталях наружного слоя атомов, обладают наибольшим запасом энергии, в образовании элементами соединений друг с другом в основном участвуют они. Вот почему эти электроны называют валентными электронами.

Для закрепления знаний, приобретенных на уроке, предлагается нарисовать нижеприведенную таблицу. Группам учащихся предлагается перерисовать таблицу в тетрадь и, подготовив ответы на заданные вопросы, изучить и проанализировать ее (все группы выполняют одно задание).

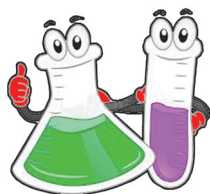
Таблица распределения электронов на энергетических уровнях и подуровнях

Номер энергетического уровня (электронного слоя)	Подуровни энергетического уровня	Максимальное число электронов в подуровнях	Максимальное число электронов в энергетических уровнях	Максимальное число орбиталей в энергетических уровнях
1	1s	1	2	2
2	2s	1	2	8
	2p	3	6	
3	3s	1	2	18
	3p	3	6	
	3d	5	10	
4	4s	1	2	32
	4p	3	6	
	4d	5	10	
	4f	7	14	

Вопросы для изучения таблицы

1. Сколько подуровней содержится на 1-ом, 2-ом, 3-ем и 4-ом энергетических уровнях?
2. Сколько орбиталей составляют s-, p-, d- и f- подуровни?
3. Сколько всего электронов содержится в каждом из s-, p-, d- и f- подуровней?
4. Какова максимальная электронная емкость 1-го, 2-го, 3-го и 4-го энергетических уровней?

Через пять минут представители 2-х групп выступают с презентацией. После обсуждения ответов деятельность этих групп оценивается. Также отмечается участие других групп.



Урок 5. Последовательность заполнения орбиталей энергетических уровней электронами. Электронные формулы атомов



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.

Цель урока. Учащийся: получает информацию об основанности последовательности заполнения орбиталей на принципе минимума энергии; узнает о том, что электронная формула атома выражается номером энергетических уровней, знаками подуровней с указанием над ними числа электронов; уточняет, что электронная конфигурация атома (графическая электронная формула) выражает положение электронов в орбиталях; на основе электронной формулы атома определяет место элемента в таблице периодической системы.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: рис. 3 из учебника, таблица периодической системы Менделеева, плакаты по изучению электронных формул атомов, иллюстрации.

Ход урока

В течение 3-5 минут знания учащихся об электронных орбиталях, энергетических уровнях и подуровнях актуализируются (создается **мотивация**). После этого на большом формате бумаги или на экране задаются **исследовательские вопросы**:

- 1) На основе какого принципа происходит расположение электронов на энергетических уровнях и подуровнях?
- 2) В какой последовательности электроны заполняют орбитали?
- 3) Что такое электронная формула атомов, электронная конфигурация, как они выражаются?
- 4) Что можно определить на основе электронной формулы атома?

Для облегчения уяснения вопросов учащимися значаще учитель сам дает краткий комментарий (5-7 мин.).

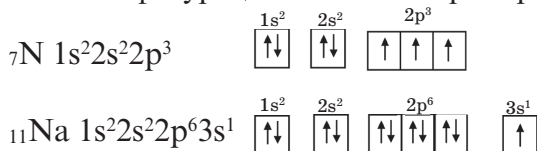
Для составления электронных формул атомов следует знать следующее:

- число энергетических уровней в атоме равно номеру периода, в котором размещен элемент;
- номер энергетического уровня (электронного слоя) указывает на число подуровней, подуровни обозначаются строчными латинскими буквами (s, p, d, f) и номером энергетического уровня:

– общее число электронов подуровней указывается числами над их знаками. Обозначение электронного строения атомов числом электронов в подуровнях называется электронной формулой атома.

Как известно, подуровни состояются из орбиталей. В одной орбитали максимально могут быть 2 электрона. Согласно правилу Хунда, в орбиталях электроны вначале размещаются по-одному, а потом спариваются.

Согласно электронной формуле атома, орбитали и электроны в них схематически обозначаются в виде небольших стрелок в клетках, такая формула называется **графической электронной формулой** или электронной конфигурацией атома. Например:

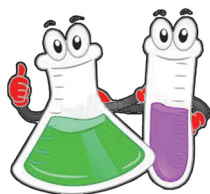


Последовательность заполнения орбиталей электронами основана на **принципе минимума энергии**, т.е. вначале электроном заполняется орбиталь подуровня, обладающего наименьшей (минимальной) энергией, а затем – орбиталь со сравнительно большей энергией и т.д. Эту закономерность можно лучше пояснить на основе рис. 3 из учебника.

После комментариев для закрепления знаний группам предлагается выполнить следующие задания:

1. Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 17 и определите название.
2. Составьте графическую электронную формулу атома элемента с порядковым номером 8 и определите название.
3. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 20 и 25. В каких периодах и подгруппах расположены эти элементы?
4. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 13 и 20 и определите, в какой подгруппе они размещены.
5. Составьте графическую электронную формулу атома элемента с порядковым номером 8. Определите, сколько электронов находится в наружном слое атома этого элемента.
6. В каких подгруппах размещены элемент X с формулой наружного электронного слоя $\dots 4s^2 4p^0$ и элемент Y с формулой наружного электронного слоя $\dots 3d^2 4s^2$?

При выполнении заданий разрешается пользоваться таблицей периодической системы. По истечении установленного времени ответы обсуждаются и оцениваются. Общие критерии оценивания: точность ответов, уровень презентации, уровень сотрудничества, ответы на дополнительные вопросы. Наряду с группами также оценивается активность отдельных учащихся.



Урок 6. Электронное строение элементов I–IV периодов



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.

Цель урока. Учащийся: выражает строение электронного слоя атомов элементов I–IV периодов в виде электронных формул и графических формул атомов; на основе принципа минимума энергии объясняет причину отступления от общей закономерности электронных строений атомов хрома (Cr) и меди (Cu) в IV периоде.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: учебник, плакаты и схемы относительно электронных формул атомов.

Ход урока

В начале урока, для получения ответов на нижеприведенные **исследовательские вопросы**, актуализируются знания о последовательности заполнения электронами энергетических уровней и подуровней в атомах (создается **мотивация**):

1. На что указывает число, стоящее на 1-ом месте в электронной формуле атома?
2. Что выражает число, записываемое над подуровнями?
3. Возможно ли наличие электрона на последующем подуровне без полного заполнения предыдущего подуровня на энергетическом уровне?
4. Какому правилу подчинено заполнение электронами p - и d -орбиталей и в чем заключается суть этого правила?
5. Как на основе электронной формулы определяются номер периода и подгруппа расположения атома?
6. Каков порядок записи формул, отражающих последовательность заполнения атомов электронами?

После получения и уточнения ответов на заданные вопросы группы выполняют следующие задания.

I группа. Составьте электронную и графическую формулы атомов элементов с порядковыми номерами 4 и 7.

II группа. Укажите сходства и отличия в строениях атомов элементов с порядковыми номерами 4 и 12.

III группа. Запишите формулы высших оксидов и гидроксидов элементов с порядковыми номерами 4, 7, 12. Какими свойствами обладают эти оксиды и гидроксиды?

IV группа. Составьте уравнения реакций относительно химических свойств высших оксидов и гидроксидов элементов с порядковыми номерами 4 и 7.

V группа. Составьте электронную и графическую формулы наружных энергетических уровней атомов элементов с порядковыми номерами 17, 18 и 19.

VI группа. Запишите формулы высших оксидов и гидроксидов элементов с порядковыми номерами 17 и 19. Составьте 2-3 уравнения реакций относительно химических свойств этих оксидов и гидроксидов.

Группы представляют свои ответы, проводится их обсуждение и оценивание.

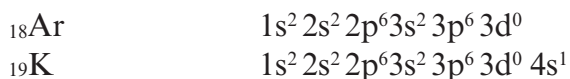
После этого учитель объясняет случаи отступления от общих закономерностей в заполнении электронами орбиталей энергетических уровней атомов элементов IV периода:

– При составлении электронных формул атомов элементов II и III периодов вы наблюдали закономерное заполнение электронами орбиталей. Т.е. заполнение электронами орбиталей в подуровнях, согласно принципу минимума энергии, происходит в последовательном порядке. В данном случае, без полного заполнения электронами орбиталей одного подуровня, орбитали другого подуровня не заполняются электронами. Ставится вопрос: – Продолжается ли такое положение и в атомах элементов IV периода?

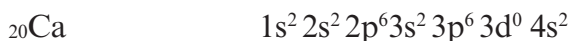
Решение проблемы осуществляется следующим образом:

Вначале актуализируются знания учащихся по этому вопросу. С этой целью задаются следующие вопросы: Сколько рядов имеется в IV периоде? Какие свойства (металлические, неметаллические) проявляют элементы верхнего ряда? Как изменяются свойства элементов слева направо в нижнем ряду? Какова причина проявления всеми элементами верхнего ряда IV периода только металлических свойств? Почему свойства элементов нижнего ряда, начиная с Ga, изменяются подобно свойствам элементов III периода? Учитель сообщает, что для ответа на эти вопросы необходимо ознакомиться с электронным строением атомов элементов IV периода. Продолжая разговор, учитель сообщает: Несмотря на наличие на третьем энергетическом уровне трех подуровней – 3s, 3p, 3d, 19-ый электрон атома 19-го элемента калия (K), идущего после аргона, заполняет орбиталь не 3d- подуровня, а 4s- орбиталь (предлагается еще раз

рассмотреть рисунок 3 из учебника). Это объясняется принципом минимума энергии: при заполнении электроном орбитали 4s атом обладает сравнительно меньшей (минимум) энергией. Учитывая это, запишем электронные формулы атомов элементов К и К (записывает один из учащихся):

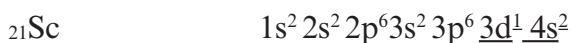


Какую орбиталь должен заполнить последний электрон атома 20-го элемента кальция (Ca) IV периода? Учащиеся, придерживаясь принципа минимума энергии, сообщают, что последний (20-ый) электрон атома кальция также заполнит 4s- орбиталь:

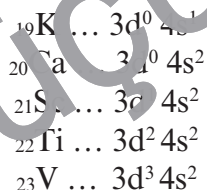


Учитель добавляет, что поскольку элементы К и Са вместе с элементами Na и Mg размещены в главных подгруппах одних и тех же групп 3-го и последующего периодов, радиусы их атомов более крупные и они более сильные восстановители. Записываются схематические уравнения окислительных реакций атомов калия и кальция.

На основе рис. 4 учащиеся сами определяют, что последний электрон атома элемента скандия (Sc), расположенного после кальция в IV периоде, заполняет не 4p- орбиталь, а 3d- орбиталь:



Получением ответа на вопрос: – Какова электронная емкость d- подуровня? – учащимся напоминает, что максимальное число электронов в его орбиталях составляет 10. Далее сообщается, что число электронов 3d- подуровней атомов элементов, идущих после элемента Sc IV периода, будет возрастать по-одному. Поскольку число электронов (2) наружного слоя этих элементов не меняется, их радиусы атомов мало меняются и все они проявляют металлические свойства, являются восстановителями. Кроме того, учитель обращает внимание учащихся на то, что в электронных формулах атомов К, Са, Sc до 3d- подуровня повторяется электронная формула атома аргона. Запоминанием этой повторяющейся части мы можем в краткой форме записать электронные формулы атомов элементов IV периода:

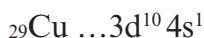


Учащиеся записывают формулы в тетради.

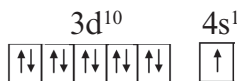
После записи электронной формулы атома ванадия, сообщается, что в закономерности заполнения электронами 3d- орбиталей атомов элементов периода существуют и отступления. Выясняется, что распределение электронов на последних подуровнях атома 24-го элемента хрома происходит в виде ... 3d⁵4s¹. Т.е. при нормальном ходе последовательности заполнения электронами подуровней формула должна была иметь форму ...d⁴ 4s². В данном случае, один электрон из подуровня 4s² переходит в подуровень 3d⁴. При выражении графическими электронными формулами получается следующая картина:



Отсюда видно, что при переходе одного электрона из орбитали 4s в орбиталь 3d все орбитали обоих подуровней бывают заполненными. Таким образом, обеспечивается правило Хунда. Было установлено, что только в этом случае атом хрома Cr обладает минимум энергией. Такое отступление от общего правила встречается и в электронном строении атома меди (Cu). Причина этого тоже объясняется принципом минимума энергии. Следовательно, краткая графическая электронная формула атома меди будет в следующем виде:

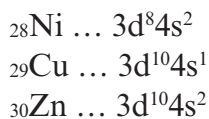
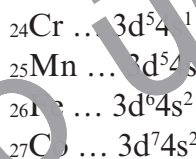


В этом случае переход электрона связан с полным заполнением 3d орбитали. Рассмотрим графическую электронную формулу последних орбиталей меди:



Как видно из схемы, в 3d- орбиталях все электроны находятся в спаренном, устойчивом состоянии.

Учащиеся также записывают в тетради краткие электронные формулы d- элементов от цинка до цинка.



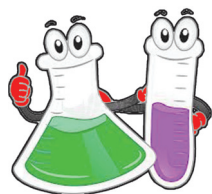
Начиная с 31-го элемента галлия (Ga), как и в III периоде, металлические свойства элементов постепенно ослабевают, а неметаллические свойства – усиливаются, в конце появляется элемент с инертными свойствами – криптон (Kr). Задается вопрос: «Связано ли такое сходство в изменении свойств со строением атомов?» и для поиска ответа на него предлагается записать электронные формулы элементов ${}_{31}\text{Ga}$ и ${}_{36}\text{Kr}$. Отмечается, что поскольку заполнение электронами 3d-подуровня завершилось, начиная с атома Ga электроны будут заполнять только орбитали 4p-подуровня. Вот почему при записывании кратких электронных формул указывается только электронная вместимость подуровней наружного энергетического уровня.



Эти формулы сравниваются с электронными формулами наружных энергетических уровней элементов ${}_{13}\text{Al} - {}_{18}\text{Ar}$ III периода и подтверждается их сходство. В конце урока делаются выводы: а) вследствие сходства электронных строений наружных энергетических уровней атомов элементов ${}_{13}\text{Al} - {}_{18}\text{Ar}$ III периода и атомов элементов ${}_{31}\text{Ga} - {}_{36}\text{Kr}$ IV периода, их металлические и неметаллические свойства также схожи; б) заполнение электронами подуровней в атомах элементов I, II, III и IV периодов происходит в следующей последовательности:



Домашнее задание: Решите задачи 2, 4, 5 из учебника.



Урок 7. Стационарное (нормальное) и возбужденное состояние атомов



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.

Цель урока. Учащийся: составляет электронное строение (конфигурацию) электронного слоя наружного энергетического уровня атомов в нормальном (стационарном) состоянии и в возбужденном состоянии при получении энергии; на примерах показывает связь между числом электронов (неспаренных) наружного слоя и валентностью элемента.

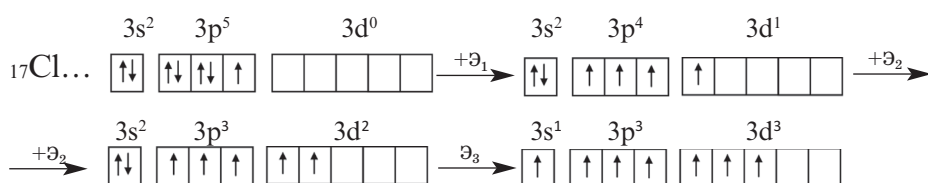
Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: учебник, плакаты или электронные средства относительно строения наружных электронных слоев атомов.

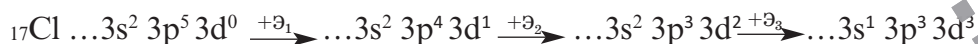
Ход урока

На доске или посредством проектора на экране записываются формулы, выражающие последовательность заполнения электронами энергетических уровней, подуровней и орбиталей в атомах. Путем повторения электронного строения атомов и последовательности заполнения электронами создается **мотивация**. После этого организуются группы. Каждой группе поручается составить электронные формулы и электронные конфигурации (графические электронные формулы) атомов следующих элементов (т.е. задается **исследовательский вопрос**): 7N , 8O , 9F , 15P , 16S , 17Cl . На это отводится 10-12 минут. По истечении времени проводится обсуждение и оценивание. Далее вниманию учащихся акцентируется на сравнении строений атомов элементов из одной группы и подгруппы: 7N и 15P , 8O и 16S , 9F и 17Cl . Классу задается общий вопрос: почему электроны наружных энергетических уровней атомов азота, кислорода и фтора не могут быть одинаковыми? Ответ на проблему-вопрос выясняется общими усилиями. Задается вопрос для подведения итога: «Как вам известно, соединения азота, кислорода и фтора не могут проявить валент-

ность, соответствующую номеру группы, в которой они расположены. Можно ли объяснить причину этого строением наружного электронного строя этих атомов?» Учащиеся вновь исследуют проблему и приходят к заключению, что из-за отсутствия в наружном слое этих атомов незаполненных орбиталей они не могут переходить в возбужденное состояние, и поэтому число одинарных-неспаренных электронов остается неизменным как и в нормальном состоянии. Учитель добавляет, что максимальная валентность элементов определяется числом неспаренных электронов в наружном слое их атомов. Кроме того, учитель доводит до сведения учащихся, что в атомах элементов, число электронных слоев (номер периода) которых составляет $n \geq 3$, в зависимости от полученной ими энергии, возбуждение может протекать поэтапно. Например, в хлоре, электронная формула атома которого имеет форму $\dots 3s^2 3p^5 3d^0$, состояние возбуждения происходит в три этапа.



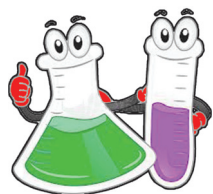
Переходы возбуждения можно показать и формулами:



Следовательно, атом хлора в нормальном состоянии может быть I-валентным, а при возбуждении в соединениях – III, V и VII-валентным.

Составлением подобных схем можно определить валентные возможности и других атомов.

Домашнее задание: Определите валентные возможности кислорода и ванадия.



Урок 8. Определение свойств элемента на основе строения атома



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.

Цель урока. Учащийся: определяет электронное строение атома элемента по его положению в периодической системе; высказывает суждения о свойствах элемента по электронному строению его атома и положению в периодической системе.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.; 2.1.1.

Ресурсы: учебник, таблица 12 из учебника и схема изменения радиусов атома, дополнительные плакаты, иллюстрации.

Ход урока

Посредством фронтального опроса актуализируются (создается **мотивация**) знания и способности учащихся относительно состава атома, электронной и графической формул атомов. Потом задаются **исследовательские вопросы**:

1. Что следует знать для определения положения атома в периодической системе?
2. Как определяют состав атома (протон, электрон, нейтрон) после уточнения его места в периодической системе?
3. Что можно записать относительно строения атома по положению элемента в периодической системе и его составу?
4. Какие свойства элемента можно спрогнозировать, зная вышеотмеченные факты относительно атома элемента?

Для ориентировки учащихся в подготовке ответов на вопросы на доске вывешивается большой формат бумаги с заранее подготовленными алгоритмами (или же они показываются на экране). Содержание алгоритмов может быть следующим:

1. Определение положения элемента в периодической системе:

- а) порядковый номер и заряд ядра;
- б) округленная атомная масса;
- в) номер группы и подгруппа;
- г) номер периода;
- д) его положение в начале, середине или конце периода.

2. Определение состава атома:

- а) число протонов;
- б) число электронов;
- в) число нейтронов.

3. Определение строения атома:

- а) электронная формула;
- б) графическая электронная формула;
- в) число валентных электронов.

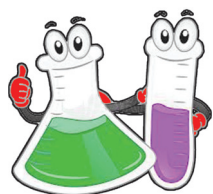
4. Определение свойств:

- а) является ли неметаллом;
- б) сильная восстановительная или окислительная способность;
- в) валентность по кислороду;
- г) валентность по водороду;
- д) свойства оксида и гидроксида.

При помощи алгоритмов учащиеся в малых группах выполняют следующее задание:

– Что можно сказать о свойствах элемента с известным порядковым номером по его положению в периодической системе, составу и электронному строению атома? Давая ответы, обосновывайте их. Задание можно дать по элементам с порядковыми номерами 3, 9, 13, 16, 18, 20, 35.

На выполнение задания отводится 12-15 минут. По истечении времени (навыки своевременного выполнения задания должны быть выработаны с первых дней) обсуждаются и **оцениваются** презентации представителей групп. Оценивание проводится на основе следующих критериев: верность ответов; их соответствие алгоритму; уровень презентации; сотрудничество; ответы на дополнительные вопросы.



Урок 9. Периодичность свойств элементов. Значение периодического закона



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.

Цель урока. Учащийся: на основе электронного строения атомов поясняет периодический закон и закономерности химических элементов в периодической системе; понимает физическое значение периодического закона и показывает его значимость на основе конкретных положений.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.; 2.1.1.

Ресурсы: таблица периодической системы, схемы и таблицы из учебника, дополнительные плакаты, аудиовизуальные средства

Ход урока

Урок ведется методом устной беседы и письменной работы, организацией различных самостоятельных работ учащихся.

Вначале для актуализации (создания **мотивации**) знаний учащихся о периодическом законе и периодической системе химических элементов, на основе нижеприведенных вопросов ведется устная беседа:

1. Как изменяются свойства элементов по мере возрастания их порядковых номеров в периодах?
2. Как изменяются свойства элементов в главных подгруппах сверху вниз? Как объясняется это изменение по электронному строению атомов?
3. Как известно, последние элементы в периодах не проявляют ни металлических, ни неметаллических свойств. С чем же это связано?
4. Как объясняется по электронному строению атомов проявление элементами верхних рядов больших периодов только металлических свойств?
5. Почему элементы второго периода (азот, кислород и фтор) в своих соединениях не могут проявить валентность в соответствии с номером своей группы?
6. Как по электронному строению атомов объясняют сходство свойств элементов, расположенных в одинаковых подгруппах (например, Na и K, C и Si, F и Cl и др.), и их соединений?

Выслушиваются ответы на вопросы, вместе с учащимися уточняются ответы. Затем организуется групповая работа. Группам даются задания (**исследовать следующие вопросы**) следующего содержания:

а) Составьте электронные и графические формулы наружных энергетических уровней атомов элементов с заданными порядковыми номерами; б) Запишите формулы высших оксидов и гидроксидов этих элементов, опишите их свойства и составьте 2-3 уравнения реакций по их химическим свойствам; в) Какие из этих элементов проявляют схожие свойства? Как вы на основе электронного строения атомов объясните эти сходства?

Порядковые номера элементов даются в следующей последовательности:

I и III группы: 3, 6 и 19

II и IV группы: 12, 17 и 18

V и VI группы: 11, 14 и 20

Группы, выполняющие задания по одинаковым элементам, должны быть рассажены в отдалении друг от друга.

После обсуждения всем классом результатов заданий, изучается значение периодического закона. С этой целью совместно с учащимися выясняются следующие вопросы:

1. Свойства каких не открытых в то время элементов высказал Д.И.Менделеев на основе периодического закона?

2. Как известно, Д.И.Менделеев составил свою периодическую систему на основе закономерности возрастания атомных масс элементов. Однако он, в виде исключения, расположил в таблице калий после аргона, никель после кобальта, а иод после теллура. На основе чего так поступил великий ученый? Как вы можете прокомментировать подтверждение его дальновидности после изучения электронного строения атома?

3. В развитии каких наук сыграли огромную роль периодический закон и периодическая система химических элементов?

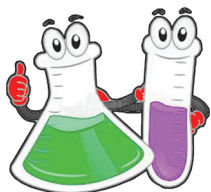
4. Как были отражены в периодической системе элементов диалектические законы природы – переход количества в качество, единство и борьба противоположностей, закон отрицания отрицания?

Последний вопрос учитель сам освещает простым, понятным языком.

В конце урока деятельность групп и отдельных учащихся оценивается на основе таблицы критериев. Для проведения оценивания составляются две таблицы: для оценивания деятельности групп и отдельных учащихся.

При **оценивании** деятельности групп можно воспользоваться следующими критериями: участие в обсуждении деятельности групп, участие в беседах, сообразительность, уровень активности, дисциплина.

После оценивания для подготовки к предстоящей на очередном уроке контрольной письменной работе традиционным методом учащимся раздается план по повтору изученных тем (на большом формате бумаги или при помощи аппарата по проекции – на экране). В плане должны быть отмечены знания и способности по важнейшим понятиям, включенным в единицу обучения.



Урок 10. Контрольная письменная работа по единице обучения (МСО)



Цель урока. Определение уровня знаний и способностей отдельных учащихся по теме «Периодический закон и периодическая система химических элементов. Строение атома».

Ресурсы: Подготовленные в 12-15 вариантах билеты, состоящие каждый из трех вопросов и заданий.

Каждый из учащихся вытягивает со стола учителя один билет и, подготовившись в течение 10-12 минут, отвечает учителю и его ассистенту. Ответы оцениваются.

Образцы билетов:

Билет №1

1. Составьте электронную и графическую формулу атома элемента с порядковым номером 6. Какую валентность может проявить элемент?
2. Как записываются формулы высшего оксида и гидроксида этого элемента? Напишите уравнения реакций по химическим свойствам его высшего оксида.
3. У какого из элементов – серы (${}_{16}\text{S}$) или хлора (${}_{17}\text{Cl}$) более сильные неметаллические свойства? Почему?

Билет №2

1. Составьте электронную и графическую формулы атома элемента с порядковым номером 7. Какова его валентность?
2. Как записываются формулы оксида и гидроксида этого элемента? Напишите уравнения реакций по химическим свойствам его гидроксида.
3. У какого из элементов – серы (${}_{16}\text{S}$) или селена (${}_{34}\text{Se}$) более сильные неметаллические свойства? Почему?

Билет №3

1. Составьте электронную и графическую формулы атома элемента с порядковым номером 15. Какова его валентность?

2. Как записываются высший оксид и гидроксид этого элемента? Напишите уравнения по химическим свойствам его высшего оксида.

3. У какого из элементов – калия ($_{19}\text{K}$) или кальция ($_{20}\text{Ca}$) более сильные металлические свойства? Почему?

Билет №4

1. Составьте электронную и графическую формулы атома элемента с порядковым номером 12. Какова его валентность?

2. Как записываются формулы оксида и гидроксида этого элемента? Напишите уравнения реакций по химическим свойствам его гидроксида.

3. У какого из элементов – калия ($_{19}\text{K}$) или рубидия ($_{37}\text{Rb}$) более сильные металлические свойства? Почему?

Билет №5

1. Составьте электронную и графическую формулы атома элемента с порядковым номером 7. Какова его валентность? Поясните.

2. Как записываются формулы высшего оксида и гидроксида этого элемента? Напишите уравнения реакций по химическим свойствам его гидроксида.

3. У какого из элементов – магния ($_{12}\text{Mg}$) или алюминия ($_{13}\text{Al}$) более сильные металлические свойства? Почему?

Билет №6

1. Составьте электронную и графическую формулы атома элемента с порядковым номером 13. Какова его валентность?

2. Как записываются формулы оксида и гидроксида этого элемента? Напишите уравнения реакций по химическим свойствам его гидроксида.

3. Какой из этих элементов – магний ($_{12}\text{Mg}$) или кальций ($_{20}\text{Ca}$) обладает более сильными металлическими свойствами?

Билет №7

1. Составьте электронную и графическую электронную формулы атома элемента с порядковым номером 16. Какова его валентность?
2. Как записываются формулы высшего оксида и гидроксида этого элемента? Напишите уравнения реакций по химическим свойствам гидроксида, соответствующего его высшему оксиду.
3. Какими свойствами обладает элемент с порядковым номером 18 и почему?

Билет №8

1. Составьте электронную и графическую электронную формулы атома элемента с порядковым номером 24. Какова его валентность?
2. Как записываются формулы оксида и гидроксида этого элемента? Напишите уравнения реакций по химическим свойствам его оксида.
3. Какой из этих элементов – углерод (${}^6\text{C}$), или азот (${}^7\text{N}$) обладает более сильными неметаллическими свойствами? Почему?

Билет №9

1. Составьте электронную и графическую электронную формулы атома элемента с порядковым номером 14. Какова его валентность?
2. Как записываются формулы оксида и гидроксида этого элемента? Напишите уравнения реакций по химическим свойствам его оксида.
3. Какой из этих элементов – углерод (${}^6\text{C}$) или кремний (${}^{14}\text{Si}$) обладает более сильными неметаллическими свойствами? Почему?

Билет №10

1. Составьте электронную и графическую электронную формулы атома элемента с порядковым номером 10. Какова его валентность?
2. Как записываются формулы оксида и гидроксида этого элемента? Напишите уравнения реакций по химическим свойствам его оксида.
3. Какими свойствами обладает элемент с порядковым номером 10 и почему?

Билет №11

1. Составьте электронную и графическую электронную формулы атома элемента с порядковым номером 29. Какова его валентность?
2. Как записываются формулы оксида и гидроксида этого элемента? Напишите уравнения реакций по химическим свойствам его оксида.
3. Какой из этих элементов – кислород (${}_8\text{O}$) или фтор (${}_9\text{F}$) обладает более сильными неметаллическими свойствами? Почему?

Билет №12

1. Составьте электронную и графическую электронную формулы атома элемента с порядковым номером 26. Какова его валентность? Какую валентность в основном проявляет этот элемент в своих соединениях?
2. Как записываются формулы оксида и гидроксида этого элемента? Напишите уравнения реакций по химическим свойствам его оксида.
3. Какие свойства проявляет элемент с порядковым номером 55 и почему? Напишите формулы его оксида и гидроксида.

Билет №13

1. Составьте электронную и графическую электронную формулы атома элемента с порядковым номером 30. Какова его наивысшая валентность? Какую в основном валентность проявляет этот элемент в своих соединениях?
2. Как записываются формулы оксида и гидроксида этого элемента?
3. Какие свойства проявляет элемент с порядковым номером 29 и почему? Напишите формулы его оксидов и гидроксида.

Результаты оценивания объявляются на очередном уроке, ответы на вопросы билетов обсуждаются.



IV единица обучения. Химическая связь

Понятия «химическая связь» и «строение вещества» играют важную роль в усвоении теоретических вопросов при обучении предмету по химии.

В результате химической связи атомы превращаются в более сложные частицы – молекулы, радикалы и кристаллы, а они, в свою очередь, образуют устойчивые простые и сложные вещества в различных агрегатных состояниях. Вследствие выделения энергии при образовании всех видов химической связи, образованные частицами системы переходят в более устойчивое состояние. Энергия, выделяемая при образовании химической связи, называется энергией образования, а энергия, необходимая для разрыва этой связи, – энергией разложения.

Химическая связь образуется в результате взаимодействия атомов. В это время природа образовавшихся молекул зависит от вида химической связи. Это связано с тем, что образование химической связи происходит за счет уменьшения потенциальной энергии атомов, находящихся во взаимодействии в системе.

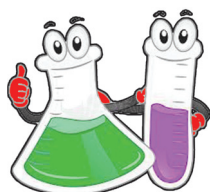
Существует два основных типа химической связи:

1. Внутримолекулярная химическая связь
2. Межмолекулярная химическая связь

Внутримолекулярная химическая связь подразделяется на 3 вида:

1. Ионная связь
2. Ковалентная связь
3. Металлическая связь

Учение о химической связи является одной из основных проблем современной химии. Не зная этого учения, невозможно понять образование химической связи, физико-химические свойства соединения, строение соединения, его способность к реактиванию и т.д.



Урок 1. Электроотрицательность химических элементов



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.

Цель урока. Учащийся: объясняет понятия энергии ионизации и электронного сродства, электроотрицательность и относительную электроотрицательность; объясняет на таблице электроотрицательности закономерности изменения относительной электроотрицательности элементов по периодам и подгруппам, называет 4 элемента с самой высокой электроотрицательностью.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: таблица относительной электроотрицательности, таблица периодической системы, учебник.

Ход урока

Урок начинается со следующих **мотивирующих** и актуализирующих вопросов:

- 1) Сколько, как правило, электронов содержится на внешнем энергетическом уровне атомов активных металлов?
- 2) Число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов активных неметаллов больше или меньше по сравнению с атомами металлов?
- 3) Чей радиус больше – атомов металлов или неметаллов?
- 4) От чего к чему в соединениях атомов металлов и неметаллов будут притягиваться электроны? Почему?



Могут ли притягиваться электроны от одного атома неметалла к другому?



δ (знак дельта обозначает эффективный заряд.)

Учитель – Притяжение электронов от одного атома к другому называется «электроотрицательностью». Электроотрицательная способность активных неметаллов высокая, а у металлов – низкая. Чтобы получить более подробную информацию об электроотрицательности элементов, изучим 25-ую тему (на это отводится 12-15 минут времени). После ознакомления с текстом учебника группам предлагаются следующие **исследовательские** вопросы, которые помогают закрепить полученные знания:

1. Что такое энергия ионизации, энергия ионизации каких элементов (I) наименьшая и почему?

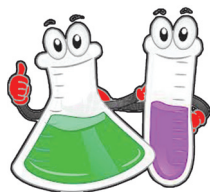
2. Что называется энергией электронного сродства? У каких элементов энергия электронного сродства наиболее высокая и как объясняется электронное строение этих атомов?

3. Что такое относительная электроотрицательность? Укажите 3-4 примера на каждый элемент, обладающий наивысшей и наименьшей относительной электроотрицательностью.

4. Напишите формулу количественного выражения электроотрицательности. Что означает I и \mathcal{E} в этой формуле, в каких единицах они измеряются?

5. Как изменяется по периодам и подгруппам значение относительной электроотрицательности элементов?

На обдумывание ответов и выполнение заданий отводится 8-10 минут. Ответы обсуждаются и **оцениваются** на основе принятых критериев.



Урок 2. Химическая связь. Ковалентная связь



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 3.2.1.

Цель урока. Учащийся: объясняет сущность химической связи, дает описание химической связи с точки зрения электроотрицательности, на основе примеров объясняет сущность ковалентной связи.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: плакаты и схемы механизмов образования ковалентной связи, учебник.

Ход урока

Мотивация: Как вы знаете, простые газы (водород, кислород, хлор и т.д.), образующие простые вещества, состоят из двухатомных молекул, а газы и жидкости, образующие сложные вещества – из соединения в молекулы двух, трех, четырех и более атомов. Какая сила соединяет эти атомы? Чем объясняется сущность и природа этой силы?

Выслушав предположения нескольких учеников, учитель объясняет, что совокупность сил, связывающих атомы друг с другом, называется **химической связью**.

Исследовательские вопросы:

- 1) Какие типы химической связи существуют?
- 2) Какие частицы участвуют в образовании химической связи?

Ответы на эти вопросы можно найти в учебнике. Класс делится на группы, которым поручается прочитать текст 26-ой темы и подготовить ответы на нижеследующие вопросы:

- 1) Какие электроны называются валентными?
- 2) Между какими атомами образуется ковалентная или атомная связь с точки зрения электроотрицательности?

3) Какие валентные электроны и как участвуют в образовании ковалентной связи?

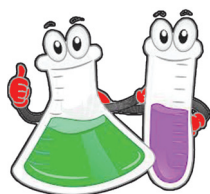
4) Атомы каких элементов могут образовать ионную связь? Приведите примеры элементов, образующих эту связь.

5) Какие еще типы химической связи, кроме ковалентной и ионной, вы знаете?

Вокруг этих вопросов проводятся короткие обсуждения (не более 5 минут), которые позволяют определить, в какой степени ученики усвоили текст.

В конце урока учитель отмечает учеников, активно и пассивно участвующих в обсуждениях. Их деятельность оценивается всем классом, и учитель делает соответствующие пометки в книжке учащихся.

При наличии времени знания учеников по 27-ой теме можно закрепить при помощи вопросов и заданий, приведенных в конце параграфа. Если времени недостаточно, рекомендуется поручить ответить на вопросы 3, 5, 6 и 7 в качестве домашнего задания.



Урок 3. Механизм образования ковалентной связи



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.

Цель урока. Учащийся: объясняет механизмы обмена и донор-акцептора в образовании ковалентной связи; дает пояснения взаимозависимости химической и валентной связи, формулирует новое определение валентности.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: плакаты и схемы по механизмам обмена и донор-акцептора, учебник.

Ход урока

В начале урока проводится опрос с целью актуализации знаний по ковалентной связи и создания **мотивации**.

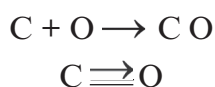
- 1) Между какими атомами может образоваться ковалентная связь?
- 2) Чем отличается ковалентная связь от других типов связи? Какое определение дается ковалентной связи?
- 3) Как определялась валентность элементов в VII классе?

Затем учитель ставит перед классом **исследовательские вопросы**:

- 1) *Какими способами (при помощи какого механизма) может образоваться общая электронная пара между атомами?*
- 2) *Какая связь существует между валентностью элементов и числом связей, образованных им в химическом соединении?*

Для поисков ответа на исследовательские вопросы класс делится и рассаживается по группам. II и III группам поручается ознакомиться с текстом учебника и подготовить ответ на 1-й вопрос о механизме образования ковалентной связи. Другим группам должны ответить на 2-й вопрос относительно связи между валентностью элементов и числом ковалентных связей. Для выполнения этих заданий отводится 15-16 минут. По окончании этого времени проводится обсуждение ответов на первый, а затем второй исследовательский вопрос. Если ответ представителя

одной группы окажется достаточно исчерпывающим и понятным всему классу, и суть обсуждаемой проблемы понятна большинству учеников, то необходимость в ответе второй группы, исследующей аналогичный вопрос, автоматически отпадет. В противном случае, учитель вместе с классом должен выслушать и ответы представителя этой группы. В презентациях ответов ученики групп, занимающихся идентичными исследованиями, должны проявлять большую активность, задавать выступающим вопросы и выступать самим, чтобы класс лучше понял суть проблемы. Чтобы обеспечить активность наибольшего количества учеников рекомендуется поручить представителю одной группы подробно объяснить образование ковалентной связи путем механизма обмена, а другому – при помощи донорно-акцепторного механизма (на примере иона аммония). Для закрепления знаний относительно образования ковалентной связи донорно-акцепторным механизмом учитель в ходе обсуждений может сделать следующие дополнения: ковалентная связь посредством донорно-акцепторного механизма может возникнуть не только между молекулами и ионами, но и между атомами. Например, молекула CO образуется именно таким путем. В данном случае для образования связи атом углерода (акцептор) представляет свою пустую (незаполненную) р-орбиталь, а атом кислорода (донор) – неиспользованную (неподеленную) электронную пару. Прежде чем вывести схему уравнения реакции, предложите ученикам изобразить графическое построение атомов углерода и кислорода. Затем нарисуйте на доске схему образования монооксида углерода:



В учебнике приведена схема результата донорно-акцепторной связи, образованной электронным механизмом за счет электронной пары атома кислорода и пустой орбитали атома углерода. Обратите внимание класса на эту схему.

Знания и умения, полученные на этом уроке, обобщаются при помощи нижеследующих вопросов:

1. Посредством каких двух механизмов образуется ковалентная связь?
2. В чем суть механизма обмена?
3. Как образуется ковалентная связь при донорно-акцепторном механизме?
4. Какое определение валентности давалось в VII классе?

5. Каково определение валентности с точки зрения образования химической связи элемента?

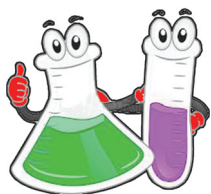
Для практического применения и закрепления знаний целесообразно использовать задания 3,4,5,6 в конце темы. Дополнительно можно поручить следующие задания:

– Составьте графические формулы молекул

H_2O , CO_2 , SO_3 , CH_4 , H_2SO_4 и определите валентность их составляющих элементов.

Деятельность групп и отдельных учеников оценивается на основе следующих критериев:

- объяснение механизмов образования ковалентной связи
- определение валентности элемента по числу связей
- степень участия в обсуждениях
- степень участия в обобщающем опросе
- чем ученик отличился при решении заданий
- уровень дисциплины и сотрудничества в группе
- уровень презентации.



Урок 4. Виды ковалентной связи



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 3.2.1.

Ход урока. Учащийся: на примерах образования молекул H_2 , F_2 , N_2 , HCl и H_2O объясняет по электронным схемам-уравнениям образование видов полярной и неполярной ковалентной связи посредством механизма обмена, составляет электронные и графические формулы молекул, показывает образование связей посредством схем перекрывания электронных орбиталей, отличает сигма (σ) и пи (π) связи.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: плакаты и схемы, иллюстрирующие образование видов полярной и неполярной ковалентной связи, учебник.

Ход урока

Вначале класс изучает неполярную ковалентную связь. С целью создания **мотивации** ученикам задаются вопросы (они могут отражаться на экране): сколько электронов в атоме водорода и какова форма его орбитали? Сколько электронов не хватает для завершения электронного слоя атому водорода, находящемуся в первом периоде? Электроны, обладающие какими спинами, могут объединяться в пары? После получения ответов на поставленные вопросы на доске, плакате или экране показывается схема образования молекулы H_2 , где электроны обозначаются в виде точек или маленьких стрелок:



Электронную пару, образованную между атомными ядрами, можно показать и при помощи линии $H-H$. Полученная формула называется графической или формулой строения молекулы H_2 . А формула, в которой электроны указываются в виде точек, называется электронной. Согласно теории квантовой теории образование молекулы H_2 про-

исходит благодаря перекрытию s- орбиталей и увеличению электронной плотности между ядрами атома. Ее схему можно изобразить в таком виде:

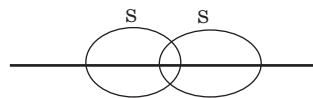
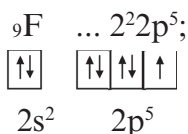


схема s-s сигма связи

Учитель объясняет классу, что спаривание электронов имеется и в молекуле гелия (He), но в этом случае в орбитали вокруг его ядра происходит увеличение плотности электронного облака, орбитальная форма не меняется и остается в сферическом (шарообразном) виде.

А при образовании молекулы водорода происходит возникновение молекулярной орбитали, имеющей различную плотность электронных облаков в различных частях. В этой орбитали плотность между ядрами двух атомов возрастает, тогда как за ее пределами электронная плотность относительно ниже. Образованная молекулярная орбиталь не имеет сферической формы.

После этого учитель обращается к классу с **исследовательскими вопросами**: давайте отобразим на схеме аналогичное образование молекулы F₂. Вначале напишем электронную формулу фтора и графически отобразим валентные электроны в его внешнем слое (один ученик пишет их на доске, остальные – в своих тетрадях).



Мы уже выяснили, что при образовании молекулы F₂ возникает лишь одна связь, в образовании которой участвует только один неспаренный (одиночный) электрон каждого атома фтора. Учитывая это, нарисуйте схему образования молекулы F₂ (с помощью учителя ученики выполняют это задание).



Как называется эта формула молекулы F₂? Какой должна быть ее графическая формула? После написания графической формулы учитель задает новый вопрос: какую формулу имеют электронные орбитали, используемые атомами фтора для создания связей? Нарисуйте схему перекрытия p-орбиталей при образовании молекулы F₂, учитывая, что при образовании связей эти орбитали перекрываются прямо (по прямой ли-

нии, соединяющей ядра атомов). Учитель проверяет, верно ли изображена схема.

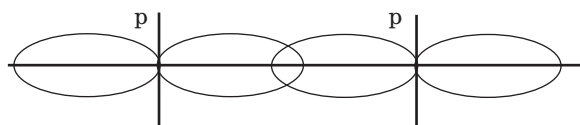
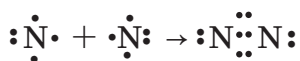


схема p-p сигма связи

После этого учитель может дать краткие пояснения относительно образования молекул посредством двойной или тройной связи на примере образования молекулы N_2 : существуют такие молекулы, в образовании которых участвуют два или три одиночных электрона, например::



или



Продолжая урок, учитель дает задание: «Напишите электронную формулу азота и определите, какие электроны участвуют в образовании молекулы N_2 ». После получения ответа учитель поясняет, что при образовании двойной или тройной связи между атомами только одна из них образуется путем прямого перекрытия орбиталей p-электронов, во всех остальных случаях орбитали p-электронов перекрываются боковым способом, то есть наверху и внизу прямой линии, соединяющей ядра. Для того, чтобы различать эти виды ковалентной связи, ту связь, которая образуется без перекрывания, вдоль прямой линии, соединяющей ядра атомов, называют сигма (σ), тогда как связь, образованную перекрыванием сверху и снизу прямой линии, называют пи-связью (π). Известно, что образование молекулы азота происходит при образовании одной σ и двух π -связей. Вопрос: «Как можно назвать связи, образованные в результате перекрывания электронных орбиталей при образовании молекул H_2 и F_2 – сигма или пи-связи?» Класс находит правильный ответ и уточняет, что сигма-связь прочнее пи-связи. Учитель задает вопрос: «Чем это можно объяснить?». Причины прочности сигма-связи обосновываются на основании схем. Затем учитель задает обобщающий вопрос: «Если общие электронные пары, образующие молекулы, располагаются на одинаковом расстоянии от атомных ядер, как правильнее назвать ковалентную связь – полярной (когда пара больше смещена в сторону ядра одного из атомов) или неполярной (когда пара с одинаковой силой притягивается

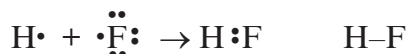
к ядрам обоих атомов, образующих связь)? Таким образом, какой вид ковалентной связи должен быть в молекулах H_2 , F_2 , N_2 ?

Учащиеся без затруднения отвечают на вопрос.

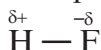
Для закрепления знаний парам учеников даются следующие задания: выведите уравнение схемы образования молекулы Cl_2 , напишите электронную и графическую формулы молекулы, определите, является ли образованная связь сигма или пи-связью.

Ответы 2-3-х учеников выслушиваются и оцениваются.

Изучение ковалентной полярной связи начинается с вопроса «Какой вид ковалентной связи может образоваться между атомами различных элементов, мало отличающихся друг от друга по своей электроотрицательности?» После получения ответа на этот вопрос классу предлагается написать схему-уравнение образования молекулы HF . Ученики, опираясь на знания и навыки, приобретенные на предыдущих уроках, а также зная число электронов во внешнем слое атомов водорода и фтора, пишут данное уравнение:



Учитель вновь задает вопрос: «В сторону ядра какого атома будет смещена общая электронная пара, образованная в молекуле HF ?». После получения ответа учитель отмечает, что атом, притягивающий общую электронную пару к своему ядру, частично несет отрицательный заряд, частично заряды обозначаются буквой δ (дельта). Чтобы показать это, пишется следующая формула фтороводорода:



Из-за того, что в молекуле HF общая электронная пара смещена в сторону одного атома, на одном полюсе молекулы положительный (+) заряд, а на другом – отрицательный (-). Такие молекулы называются полярными или дипольными (двухполюсными). Полярные молекулы схематически отображаются следующим образом:

Схема дипольной молекулы

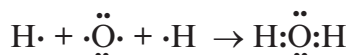
Чтобы объяснить, как образуется связь в молекуле фтороводорода при перекрывании орбиталей, учитель обращается к классу с вопросами: какими электронными орбиталями создается связь в молекуле?

Как можно изобразить схему перекрывания s и p-орбиталей?



схема s-p связей

После составления схемы целесообразно задать следующий вопрос: Каким видом ковалентной связи – сигма или пи – можно считать образованную связь? На следующем уроке, чтобы объяснить угловое строение молекул, целесообразно рассмотреть образование ковалентных полярных связей в молекуле воды. Чтобы привлечь учащихся к этой работе, необходимо предварительно внести ясность в следующие вопросы: «Сколько валентных электронов в атоме кислорода? Сколько из них – в неспаренном состоянии? С каким количеством атомов водорода может образовать ковалентную связь один атом кислорода?». Ученики правильно отвечают на вопросы, после чего им поручается написать схему-уравнение образования H_2O :



Следующие вопросы: связи O – H должны быть полярными или неполярными? Ученики, зная, что кислород по сравнению с водородом обладает большей электроотрицательностью, подтверждают, что связи должны быть полярными. Учитель предлагает написать формулу строения воды по образцу фтороводорода (с указанием полярности связей):



Для закрепления знаний и умений, касающихся полярной и неполярной ковалентной связи, группам можно поручить следующие задания:

1. Определите элементы с электроотрицательностью в приведенных соединениях и укажите тип химических связей между атомами: LiH , Br_2 , PH_3 , SO_2 , I_2 , Al_2O_3 , H_2S , SiO_2 , NF_3 , HCl , O_2 , PCl_5 , HBr , NO_2 .

2. Определите тип химической связи в следующих соединениях и напишите формулу их строения:

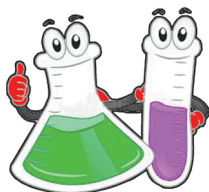
а) NH_3 , CH_4 , Br_2

б) SiH_4 , PH_3 , O_2

3. Какой вид ковалентной связи – сигма (σ) или пи (π) – в молекулах H_2 , F_2 , HF ? Перекрыванием каких орбиталей образованы эти связи? Нарисуйте их схему.

4. Сколько связей сигма и пи в молекуле азота (N_2)? Перекрыванием каких орбиталей они образованы?

Для закрепления знаний дайте ученикам задания 3, 4, 5, 6 и 7 из учебника.



Урок 5. Свойства ковалентной связи



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.

Цель урока. Учащийся: расширяет знания о ковалентной связи; приобретает новые знания о свойствах, обуславливающих ее прочность – энергии связи, длине связи, насыщенности, составе и полярности.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: таблицы и схемы, относящиеся к различным характеристикам химических связей в молекулах, учебник.

Ход урока

Мотивация: ученики уже знают, что для преобразования в атомы 1 моль водорода, 1 моль хлора и 1 моль азота в молекулах газа требуется соответственно 436, 242 и 946 кДж энергии. Известно также, что при распаде молекул на атомы, связь между атомами разрывается. Таким образом, для разрыва одинакового числа связей в молекуле потребляется разное количество энергии. В чем причина этого? Ученики размышляют над этим вопросом.

Исследовательский вопрос: *От каких факторов зависит различная степень прочности ковалентной связи в молекулах H_2 , Cl_2 и N_2 ?*

Учитель поручает парам учащихся изучить 29-ую тему учебника. На это отводится 13-15 минут.

Ученики усваивают текст, основываясь на следующих вопросах.

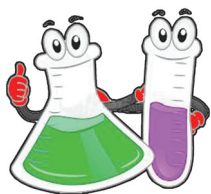
1. Каковы основные факторы, обуславливающие прочность ковалентной связи?
2. Чем определяется длина связи? Как прочность связи зависит от ее длины?
3. Что такое энергия связи, в каких единицах она измеряется?
4. Что вы понимаете под понятием насыщенность ковалентной связи?

Чем определяется насыщенность ковалентной связи?

5. Как зависит прочность связи от ее состава (одиночная, двойная, тройная)?

6. В каких случаях ковалентная связь бывает полярной, а в каких – неполярной? Какая связь между степенью полярности и прочностью связи?

На каждый вопрос отвечает представитель одной из пар, ответы обсуждаются и уточняются. Деятельность пар оценивается на основе принятых критериев (правильный и полный ответ, участие в обсуждениях, сотрудничество в паре, выразительность и четкость ответа).



Урок 6. Гибридизация орбиталей атома и ее влияние на форму молекулы



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 3.2.1.

Цель урока: Учащийся: на примере образования молекул BeCl_2 , BCl_3 , CH_4 объясняет гибридизацию электронных орбиталей при образовании ковалентных связей, сущность гибридизации, ее причины и типы; сравнивает прочность связей, образованных гибридными орбиталями со связями, образованными обычными орбиталями.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: плакаты, иллюстрирующие гибридизацию, экран, учебник.

Ход урока

В целях построения **мотивации** учитель дает следующие разъяснения: во многих случаях электроны возбужденных атомов, участвующих в создании ковалентной связи, и их орбитали сильно различаются. Например, в возбужденном состоянии атом Be имеет один электрон с $2s^1$ и $2p^1$, атом B – один электрон с $2s^1$ и два $2p^2$, а атом C – один с $2s^1$ и $2p^3$. Можно предположить, что и связи, образованные этими разными электронами (орбиталями), тоже могут быть разной прочности. Однако опыт и соответствующие измерения показывают, что прочность, энергия связи и другие характеристики связей, образованных атомами одинаковых элементов с другими одинаковыми атомами, не отличаются. Чем можно объяснить это противоречие? Учитель поясняет, что данный факт объясняется теорией гибридизации орбиталей атома, выдвинутой американским ученым Л. Полингом. Согласно этой теории, у атомов, образующих ковалентную связь в возбужденном состоянии, электронные орбитали различной формы смешиваются друг с другом и создают гибридные орбитали одинаковой формы. Связи, образованные гибридными орбиталями, обладают одинаковой силой и с энергетической точки зрения очень благоприятны. Устойчивость этих связей полностью компенсируется количеством энергии, выделяемой при их образовании.

Исследовательский вопрос: Какие существуют типы гибридизации? Какова их форма в пространстве?

Учащиеся собирают сведения о sp , sp^2 и sp^3 гибридизации из учебника и других источников (в течение 12-13 минут). Затем формируются группы, которым поручаются следующие задания:

I группа. Как отображается форма гибридных электронных орбиталей в пространстве? Нарисуйте. Каким числом определяется число гибридных орбиталей? Какие типы гибридизации вы знаете?

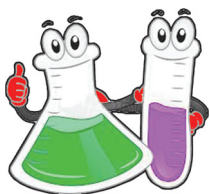
II группа. Какой тип гибридизации в молекуле $BeCl_2$? Начертите схему образования ковалентной связи в молекуле посредством гибридных электронных орбиталей. Под каким градусом будет угол, образованный направлениями ковалентной связи (валентный угол)?

III группа. Составьте графическую формулу атома В в возбужденном состоянии. Нарисуйте схему молекулы BCl_3 , показав связь В-Сl гибридными орбиталями. Под каким градусом будет угол, образованный направлениями связей в молекуле (валентный угол)?

IV группа. Составьте графическую электронную формулу атома углерода в возбужденном состоянии. На какую геометрическую фигуру похоже строение молекулы метана, образованной при взаимодействии углерода с водородом? Какой тип гибридизации в метане? Каков градус углов, образованных направлениями связи?

V группа. На какую геометрическую фигуру похоже строение молекул воды и аммиака? Как вы объясните разницу между углами, образованными направлениями связи в этих молекулах и углами в молекуле метана?

После 14–15 минут подготовки проводится обсуждение работ, представленных представителями групп. Работа групп оценивается на основе принятых критериев.



Урок 7. Ионная связь



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 3.2.1.

Цель урока. Учащийся: объясняет образование ионов в результате отдачи или присоединения электронов атомами активных металлов и активных неметаллов с резко отличающейся электроотрицательностью; объясняет образование соединений с ионной связью в результате притяжения друг к другу противоположно заряженных ионов; поясняет общие и отличительные черты ионной и полярной ковалентной связи.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: плакаты, иллюстрирующие образование ионов и ионной связи, учебник.

Ход урока

Урок начинается с мотивирующих вопросов: Что произойдет, если в одной среде окажутся атомы элемента с наибольшим значением электроотрицательности (F, O, Cl, N) и атомы элемента с наименьшим значением электроотрицательности (Cs, Rb, K, Na, Ca)?

Ученики отвечают на поставленный вопрос, ответы уточняются и учитель формулирует **исследовательский вопрос**:

Какие частицы называются ионами? Как образуется ионная связь? Каковы общие и отличительные черты ионной и полярной ковалентной связи?

Чтобы получить ответ на исследовательский вопрос, сформированным в классе группам поручается прочесть соответствующий параграф учебника. На это отводится 13-15 минут времени.

Затем группам даются следующие проверочные вопросы на ответы отводится 10 минут):

1. Объясните на примерах общие и отличительные черты ионной и полярной ковалентной связи. Как определяется тип связи – ионной или ковалентной – в бинарных соединениях (состоящих из двух элементов)?

2. Какая химическая связь между атомами в этих соединениях: KCl, S₈, H₂O, KI, CO₂, P₄, Na₂O?

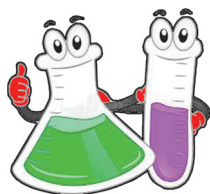
3. Определите степень ионизации (в процентах) в соединениях NaCl и LiCl.

4. Определите, какая связь между частицами в веществах NaCl, MgCl₂, AlCl₃, CCl₄, PCl₅, SO₂, Cl₂.

5. Какие типы связи в следующих веществах: 1) главным образом, ионная; 2) главным образом, полярная ковалентная; 3) и ионная, и полярно-ковалентная.

A) H₃PO₄ B) NH₄Cl C) NaF D) H₂SO₄ E) MgOHCl

Ответы групп выслушиваются и оцениваются.



Урок 8. Металлическая и водородная связи



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.

Цель урока. Учащийся: обосновывает и объясняет возникновение химической связи (водородной связи) между молекулами, образованными водородом и атомами, обладающими высокой электроотрицательностью; сравнивает и объясняет влияние водородной связи, образовавшейся между молекулами HF и H₂O, на физические свойства веществ; отличает прочность водородной связи от ковалентной и других межмолекулярных связей; объясняет металлическую связь на основе построения кристаллических решеток металлов, поясняет ее отличия от полярно-ковалентной и ионной связи.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: плакаты и схемы, относящиеся к образованию водородной связи и строению кристаллических решеток металлов, учебник.

Ход урока

В целях построения **мотивации** урок начинается с объяснения учителя. Он дает краткие пояснения, помогающие изучению металлической связи: металлы обладают особой кристаллической решеткой (см. учебник, рис. 15). В узлах этих кристаллических решеток имеются атомы, ионы. Но эти атомы и ионы не остаются неизменными, они постоянно превращаются друг в друга.

Ионы в кристаллических решетках образуются в результате того, что атомы металла, обладающие большим радиусом, с легкостью теряют электроны. Таким образом, в металлических кристаллических решетках электроны находятся в постоянном движении (строение металлических кристаллических решеток показано на рисунке 15 учебника). Между ионами и движущимися электронами в кристаллической решетке существует взаимопритягивание. Химическая связь, образованная этим притяжением, называется **металлической**.

Как по-вашему, благодаря каким качествам металлическая связь похожа и на ионную, и на ковалентную? В чем отличие металлической связи от ковалентной и ионной?

Чтобы получить полные ответы на поставленные вопросы, еще раз обратите внимание класса на строение кристаллической решетки металлов и ознакомьте учеников с текстом учебника (тема 32). После 3-5 минут времени, данного на подготовку, все полученные ответы анализируются. Учитель резюмирует, что металлическая связь бывает в твердых и жидких массах металлов, в газообразном состоянии, некоторые из них (например, щелочные металлы) образуют ковалентную связь.

Для сравнения металлической связи с ковалентной и ионной целесообразно поручить ученикам заполнить нижеприведенную таблицу:

Виды химической связи	Частицы, образующие связь	Механизм образования связи	Силы, соединяющие частицы
Ковалентная связь			
Ионная связь			
Металлическая связь			

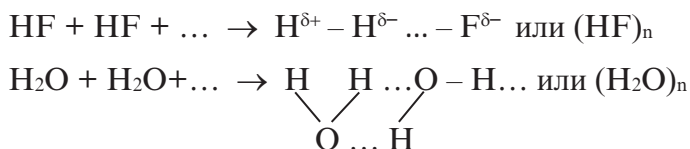
После заполнения таблицы ученикам предлагается обобщить результаты, их ответы уточняются и оцениваются.

Из опыта известно, что H_2O и HF по своим физическим свойствам (температура кипения, агрегатное состояние) отличаются от своих аналогов:

$\text{H}_2\text{O} \dots 100^\circ\text{C};$ (ж)	$\text{H}_2\text{S} \dots -60^\circ\text{C};$ (г)	$\text{H}_2\text{Se} \dots -41^\circ\text{C};$ (г)	$\text{H}_2\text{Te} \dots -2^\circ\text{C}$ (г)
$\text{HF} \dots +19^\circ\text{C}$ (ж)	$\text{HCl} \dots -84^\circ\text{C};$ (г)	$\text{HBr} \dots -67^\circ\text{C}$ (г)	$\text{HI} \dots -35^\circ\text{C}$ (г)

Известно, что по мере возрастания молекулярной массы аналогов температура кипения тоже должна постепенно повышаться. А в физических свойствах H_2O и HF наблюдается аномалия. Как по-вашему, в чем причина этого? Среди ответов на это вопрос может прозвучать и такое предположение: наверное, H_2O и HF обладают способностью образования химической связи между собой молекул. Учитель помогает выяснить связи между молекулами H_2O и HF . Он отмечает, при соединении атомов фтора и кислорода, обладающих самой высокой электроотрицательностью, с атомами водорода, они с большой силой притягивают к себе его единственный электрон – в результате этого сторона молекул, которая присоединила к себе водород, частично получает положительный заряд,

тогда как противоположная сторона несет отрицательный заряд, иными словами, возникают дипольные молекулы. Диполи сильнополярных молекул, взаимодействуя друг с другом, образуют ассоциаты в жидком состоянии. Этот процесс можно отобразить в виде следующей схемы:



Связь, возникающая между молекулами фтороводорода, воды, аммиака, спирта и др. называется **водородной** связью.

Учитель совместно с учениками выводит определение этой связи: Водородной связью называется связь, образованная между молекулами, в составе которой имеются высокоэлектроотрицательные атомы, соединившиеся с водородом. Водородная связь в 10-15 раз слабее ковалентной связи между атомами и намного прочнее сил Ван-дер-Ваальса.

После этого учитель предлагает группам работу над следующими **исследовательскими вопросами** (на это отводится 10 минут):

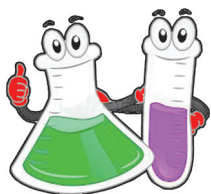
1. Как изменяется прочность водородной связи между молекулами в ряду $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$? Нарисуйте схему водородной связи между молекулами H_2O и H_2S . Какой вид связи между атомами в этих молекулах?

2. Какая химическая связь между атомами в молекулах F_2 , HF , KF ? Составьте электронную формулу и формулу строения молекул.

3. Определите химическую связь в молекулах хлорида лития, водорода и бромида-водорода, напишите схему электронной формулы и формулу строения.

Эти задания можно дать одновременно двум группам, сидящим поодаль друг от друга.

Результаты представленных работ обсуждаются и оцениваются.



Урок 9. Типы кристаллических решеток



Стандарт: 1.2.1.; 3.1.1.; 3.2.1.

Цель урока. Учащийся: объясняет зависимость свойств твердых веществ от их строения, вида частиц, составляющих кристаллы, и типа связи между этими частицами.

Интеграция: Ф.: 2.2.1.

Ресурсы: плакаты и рисунки, относящиеся к строению кристаллической решетки твердых тел, модели кристаллических решеток, учебник.

Ход урока

Урок начинается с напоминания учащимся знаний о твердых телах, известных им из уроков физики (в целях построения **мотивации**). Как отличаются вещества с кристаллическим и аморфным строением в зависимости от порядка построения составляющих их частиц? Приведите примеры веществ с кристаллическим и аморфным строением. По каким свойствам различаются кристаллические и аморфные вещества? Что подразумевается под кристаллической решеткой?

Ученики отвечают на поставленные вопросы: а) твердые тела, частицы которых построены в определенном порядке и взаимодействуют друг с другом, имеют кристаллическое строение. Их называют кристаллическими веществами или кристаллами; б) в аморфных веществах построение структурных частиц не подчинено определенному порядку, они располагаются хаотично; в) оксиды металлов, соли, основания и некоторые простые вещества (алмаз, графит, кремний); смола, парафин, стекло и др. – аморфные вещества, г) пространственная структура, образующаяся в результате построения в определенном порядке частиц твердых тел, называется кристаллической решеткой.

После получения ответов на вопросы ученики изучают типы кристаллических решеток и их свойства. С этой целью учитель формулирует следующий **исследовательский вопрос**:

Из каких частиц состоят кристаллические решетки соединений CaO , NaCl , KBr , имеющих ионную связь? Знакомая всем поваренная соль

– это легко растворимое или трудно растворимое вещество? Проводит ли электрический ток ее расплав или раствор?

(Если такая возможность имеется, рекомендуется продемонстрировать классу электропроводимость водного раствора NaCl).

Учитель поясняет, что физические свойства большинства кристаллических веществ ионного типа схожи со свойствами поваренной (столовой) соли.

Какие частицы содержатся в узлах кристаллических решеток при превращении Cl_2 и H_2 , HCl и H_2O в твердые тела? Каково их агрегатное состояние в обычных условиях? Ученики отвечают на эти вопросы, а учитель дополняет, что температура кипения веществ с молекулярной кристаллической решеткой низкая, те из них, которые состоят из неполярных молекул, не проводят электрический ток, а некоторые вещества с полярными молекулами (например, кислоты) обладают электрической проводимостью.

После этого даются краткие пояснения о твердых телах с атомно-кристаллической решеткой: есть некоторые простые и сложные вещества, кристаллы которых состоят из атомов. Это можно представить в виде гигантской молекулы, состоящей из множества атомов. Прочность веществ, образованных взаимодействием атомов, гораздо выше, а их сплавы, как правило, не проводят электричество (представители: SiO_2 , SiC и т.д.).

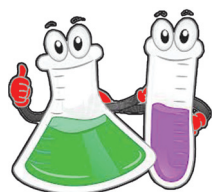
Металлы образуют особый тип кристаллических решеток. С их кристаллическим строением вы уже знакомы.

Знания о типах кристаллических решеток у твердых тел, а также о зависимости их свойств от типа кристаллической решетки, обобщаются при помощи следующей таблицы:

Типы и свойства кристаллов

Вещества с молекулярной решеткой (Cl_2)	Вещества с ионной решеткой ($NaCl$, CaO)	Вещества с атомной решеткой (алмаз, SiO_2)
Прочность – низкая Темп. кипения – низкая Темп. плавлен. – низкая Некоторые растворимы в воде Растворы и расплавы в основном не проводят ток	Прочность – высокая Темп. кипения – высокая Темп. плавлен. – высокая В основном, растворимы в воде Растворы и расплавы проводят ток	Прочность – очень высокая Темп. кипения – высокая Темп. плавлен. – высокая Не растворимы в воде Расплавы не проводят ток

Ученики, участвующие в ответе на вопросы, **оцениваются** вербально (словесно). Затем учитель рассказывает, какие частицы влияют на постоянство состава веществ.



Урок 10. Контрольная письменная работа



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 3.2.1.

Ход урока. Учащийся: определение знаний и умений учеников по единице обучения в целом.

Ресурсы: тестовые вопросы и задания в двух вариантах, проектор или большой лист ватмана с написанными на нем тестами.

Ход урока

Учитель организует класс: если позволяют условия, рекомендуется рассадить учеников по одному на каждой парте. Учащимся раздаются тестовые вопросы.

Предлагаем вашему вниманию 2 варианта тестов. Задания должны быть схожи и охватывать главные цели единицы обучения.

I вариант

1. В каких соединениях имеется и ионная, и ковалентная связь

A) HCl B) NaCl C) KI D) H₂SO₄ E) K₂SO₄

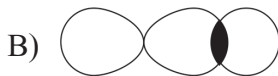
2. Сколько электронов участвует в образовании химически связей в молекуле азота?

3. В какой из приведенных ниже формул последовательность типов химических связей этих соединений дана правильно?

Cl₂, HCl, NaCl?

- A) ионная, полярно-ковалентная, неполярно-ковалентная
- B) неполярно-ковалентная, ионная, полярно-ковалентная
- C) неполярно-ковалентная, полярно-ковалентная, ионная
- D) полярно-ковалентная, неполярно-ковалентная, ионная
- E) ионная, неполярно-ковалентная, полярно-ковалентная

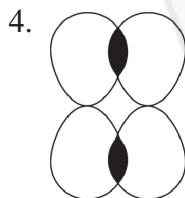
4. Какая схема отображает перекрывание р-орбиталей гибридными орбиталями?



5. В молекуле каких соединений есть ковалентная связь, образованная донорно-акцепторным механизмом?

1. CO₂ 2. CO 3. HCl 4. NH₄Cl 5. NaCl 6. H₂SO₄
 A) 1, 2 B) 2, 3 C) 4, 5 D) 2, 4 E) 3, 6

6. Укажите s-p и p-p сигма-связи.



7. В каких элементах, электронная формула атомов которых приведена ниже, самая высокая электроотрицательность?

- A) 1s²2s¹ B) 1s²2s²2p² C) 1s²2s²2p⁴
 D) 1s²2s²2p⁵ E) 1s²2s²2p⁶3s²

8. В молекулах каких веществ образуется водородная связь?

1. HCl 2. HF 3. CO₂ 4. H₂O 5. H₂S 6. CO

9. Укажите ряд веществ, имеющих в твердом состоянии только молекулярное строение.

- A) HCl, H₂O, CO₂ B) NaCl, NaOH, K₂SO₄
 C) H₂SO₄, Na₂SO₄, KCl D) O₂, Fe, H₂S
 E) C, SiO₂, HNO₃

10. В каких молекулах между атомами существует одинаковое число ковалентных связей?

- 1) SO_3 2) H_2S 3) H_2SO_4 4) NH_3 5) H_3PO_4

11. Определите формулу соединения, образованного элементом X с водородом, если формула основного оксида элемента X равна X_2O_3 .

12. Укажите ряд, образующий только металлическую связь:

- A) Na, Al, C B) K, Si, Ca
C) Li, Mg, Be D) H, N, Ba E) Fe, Si, Au

II вариант

1. В каких соединениях имеется и ионная, и полярно-ковалентная связь?

- A) HBr B) Na_3PO_4 C) NaI D) H_2SO_3 E) H_2O

2. Сколько электронов участвует в образовании химических связей в молекуле кислорода?

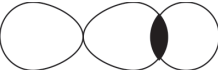




- A) 3 B) 1 C) 2 D) 4 E) 6

3. В какой из приведенных ниже формул последовательность типов химических связей этих соединений дана правильно:

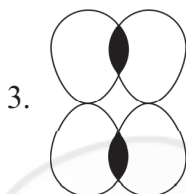
Br_2 , HI , KI ?

- a) ионная, полярно-ковалентная, неполярно-ковалентная
b) неполярно-ковалентная, ионная, полярно-ковалентная
c) неполярно-ковалентная, полярно-ковалентная, ионная
d) полярно-ковалентная, неполярно-ковалентная, ионная
e) ионная, неполярно-ковалентная, полярно-ковалентная

4. Какая схема отображает перекрывание p-орбиталей гибридными орбиталями?

- A)  B) 
- C)  D) 
- E) 

5. Укажите sp^3 -р сигма и р-р пи-связи.



6. Определите формулу соединения, образованного элементом X с водородом, если формула основного оксида элемента X равна X_2O_5 .

7. В каких молекулах между атомами существует одинаковое число ковалентных связей?

- 1) H_2CO_3 2) HNO_3 3) H_2SO_3 4) H_3PO_4

8. В каком из соединений нет ковалентной связи, образованной донорно-акцепторным механизмом?

- 1) H_2O 2) CO 3) HCl 4) NH_4Br 5) CO_2

9. Сколько электронов участвует в образовании химических связей в молекуле кислорода?

10. Укажите ряд, образующий только ионную связь:

- A) $NaCl, CO_2, K_2SO_4$ B) $KBr, Na_3PO_4, CaCl_2$ C) HCl, P_2O_5, H_2O
D) Al_2, H_2, O_2 E) $Na_2SO_4, NH_3, Ca(NO_3)_2$

11. В каких элементах, электронная формула в том виде, которых приведена ниже, самая низкая электроотрицательность?

- A) $\dots 3s^2 3p^4$ B) $\dots 4s^1$ C) $\dots 3s^2$ D) $\dots 2s^2 2p^5$

12. В каких соединениях есть и ионная, и ковалентная связи?

- A) $Ca(OH)Cl$ B) $NaBr$ C) H_2O D) HCl E) $CaCl_2$

Учитель собирает тетради и при наличии лишнего времени может провести обобщающие обсуждения на тему «Химические связи», используя следующие вопросы:

1. Какие элементы обладают самой высокой электроотрицательностью? Как меняется значение электроотрицательности по главным подгруппам периодической системы и по периодам?

2. Между атомами каких элементов по значению электроотрицательности образуется ковалентная, а каких – ионная связь? Приведите примеры.

3. Какая связь существует между ковалентной связью и валентностью элементов? Как определяется число химических связей, образованных элементами? Какова валентность азота в NH_4Cl и HNO_3 ?

4. Между какими молекулами может образоваться водородная связь?

5. Какие виды ковалентной связи существуют? Молекулы соединений какой связи бывают дипольными?

6. Какого типа кристаллические решетки образуют твердые тела? Какая связь между типом кристаллической решетки и физическими свойствами вещества?

Письменные работы учеников оцениваются до следующего занятия. С этой целью заранее для каждого вопроса и задания определяются баллы – на основании набранного учеником общего количества баллов выводится оценка по пятибалльной системе, которая и заносится в классный журнал после обсуждений результатов письменных работ. Во время обсуждения и анализа тестовых результатов учитель должен разъяснить те вопросы и задания, на которые ученики не смогли дать правильный ответ. Во избежание таких случаев рекомендуется при составлении тестов учитывать уровень знаний и подготовки учащихся.



У единица обучения. Окислительно-восстановительные реакции

На школьном курсе по химии понятие химической реакции формируется последовательными этапами:

1. Анализ атомно-молекулярного понятия химических реакций.
2. Изучение энергетических основ химических процессов (реакций).
3. Развитие понятий о химических реакциях на основе электронной теории.
4. Изучение кинетики и закономерностей протекания химических реакций.
5. Изучение особенностей протекания химических реакций в электролитных растворах.
6. Изучение особенностей химических реакций, протекающих в органических веществах.
7. Классификация химических реакций, обобщение знаний.

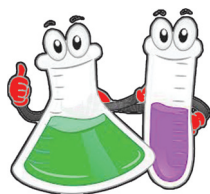
Окислительно-восстановительные реакции – это процессы, изучаемые на уровне электронной теории. Основные понятия в системе знаний, относящихся к этим реакциям, – это степень окисления, окисление, восстановление, окислитель, восстановитель и окислительно-восстановительная реакция.

В процессе изучения окислительно-восстановительных реакций учащиеся должны научиться применять усвоенные ранее знания и термины (химический язык) и развивать их. С этой целью необходимо прежде всего, определить взаимосвязь между умениями и соответствующими понятиями. Основные связи имеются между следующими понятиями: электроотрицательность элементов – окисление и восстановление – степень окисления – окислитель и восстановитель – единство окисления и восстановления (протекающее одновременно) – равенство отдачи и получения электронов – окислительные или восстановительные функции атомов и ионов.

В системе окислительно-восстановительных реакций наиболее важное значение имеют следующие умения:

- умение сравнивать относительную электроотрицательность элементов по их месту в периодической системе химических элементов;
- определять из какого атома в какой могут переходить электроны в химических соединениях;
- определять степень окисления элемента в химических соединениях;
- определять, что будет окислителем, а что – восстановителем во вступающих в реакцию веществах;
- уметь вычислять число отдаваемых и получаемых электронов;
- уравнивать число окисляющих и восстанавливающих электронов;
- знать последовательность составления коэффициентов в уравнениях химических реакций.

В последующих классах умения учеников составлять коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях и определять эти реакции будут развиваться на основе конкретных примеров.



Урок 1. Степень окисления



Стандарт: 1.2.1.; 3.1.1.

Цель урока. Учащийся: объясняет понятие степени окисления (СО), связь между степенью окисления и понятием валентности; определяет степень окисления элементов в соединениях с ковалентной и ионной связью.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: плакаты по определению степени окисления в соединениях, состоящих из двух или трех элементов, учебник.

Ход урока

Для построения мотивации учитель начинает урок со вступительной беседы: определение валентности элемента по количеству связей, образованных его атомами, относится только к соединениям с молекулярным строением. В таких соединениях присутствуют, как правило, ковалентные связи. Большинство неорганических соединений (сложные вещества, имеющие в своем составе металл) имеют немолекулярное строение. В них преобладают ионные связи. В таких соединениях количество связей между ионами не совпадает с числом валентной единицы элемента. Поэтому в данном случае для характеристики положения атомов в химических элементах и их способности образовывать связи целесообразно и использовать понятие **«степень окисления»**.

Под понятием **«степень окисления»** понимается условный заряд, получаемый элементом в результате перемещения электронной пары (или пар), образующей связь в химических элементах, от одного атома к другому. Условные заряды обозначаются над символом элемента, как полный заряд. При этом заряд элемента с наибольшей электроотрицательностью будет обозначаться отрицательным знаком ($-$), а имеющего наименьшую электроотрицательность – положительным: Na^+Cl^- , $\text{Ca}^{+2}\text{O}^{2-}$, H^+Cl^- , H_2O^{-2} , N^{-3}H_3 , S^{+4}O_2 и т.д.

Величина заряда определяется количеством полученных электронных пар. В простых молекулах с неполярной связью и в состоянии атомов степень окисления элементов равна нулю: H_2^0 , O_2^0 , Cl_2^0 , F^0 , Ca^0 и т.д. В этом

случае, в связи с тем, что смещения электрона или электронной пары не происходит, атомы элемента не получают определенного заряда. Степень окисления ряда элементов, как и их валентность, обладает постоянным значением. Зная валентность элементов F, Li, Na, K, Mg, Ca, Ba, Zn и Al, напишите степень их окисления в нижеследующей таблице (таблица чертится на доске или демонстрируется на плакате):

Элементы с постоянной степенью окисления

Элементы	F	Li	Na	K	Mg	Ca	Ba	Zn	Al	H
Валентность элемента										
Степень окисления элемента										

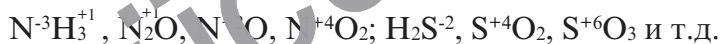
Примечание: Атом водорода только при соединении с металлами и Si обладает степенью окисления (-1), например, $\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$; $\text{Ca}^{+2}\text{H}^{-1}$; $\text{Si}^{+4}\text{H}^{-1}_4$

Затем ученикам задается **исследовательский вопрос**.

Какова валентность кислорода в соединениях? Т.е. какова должна быть, как правило, его степень окисления?

Ученики отвечают, что степень окисления кислорода в соединениях, исходя из его валентности и электроотрицательной способности, в основном, составляет (-2). Чтобы продемонстрировать исключения из этого правила, ученикам поручается определить степень окисления кислорода в соединениях F_2O , F_2O_2 , H_2O_2 , Na_2O_2 , KO_2 , BaO_2 по другому элементу. Вопрос: В чем главные отличия валентности и степени окисления? Задача учителя добиться от учеников следующих ответов: валентность выражает количество связей и обозначается римскими цифрами без знака в, степень окисления показывает количество притягиваемых электронных пар и обозначается обычными цифрами со знаком (-) или (+); валентность выражается только целыми числами, тогда как степень окисления может выражаться как целыми, так и дробными числами. Чтобы получить правильные ответы, учитель должен направлять учеников, используя вспомогательные вопросы.

Многие элементы проявляют в разных соединениях разную степень окисления. Например,



В бинарных соединениях (соединения их двух элементов) ученики, зная степень окисления одного элемента, легко определяют и степень окисления другого элемента. Некоторые трудности они испытывают при определении этого показателя у соединений, состоящих из трех-четырех

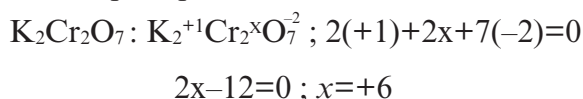
элементов. Учитель должен дать необходимые инструкции. Для этого требуется объяснить правила определения степени окисления центрального элемента на примере соединений Na_2CO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$. С этой целью можно использовать 2 способа – арифметический и алгебраический.

1. Арифметический способ. Учитывая индексы атомов, степень окисления которых известна, сумма положительных и отрицательных зарядов уравнивается. Например:



Во время подсчета необходимо руководствоваться принципом «сумма степеней окисления всех элементов, входящих в состав какого-либо химического соединения, равна нулю».

2. Алгебраический способ. В данном методе степень окисления определяемого элемента принимается за (x) и составляется уравнение с одним неизвестным. Например:



После пояснения основных вопросов, относящихся к степени окисления, группам учеников с целью закрепления знаний даются следующие задания:

В соединениях FeO^x , H_2SO_4^y , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2^z$ по кислороду и водороду определите степень окисления и других элементов (x,y,z).

В веществах H_2 , Fe_2O_3 , H_3PO_4 определите валентность и степень окисления (CO) железа, водорода и фосфора.

В веществах Al_2O_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, H_2SO_4 определите валентность и степень окисления элементов алюминия и серы.

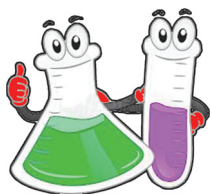
В чем разница между степенью окисления и валентностью? Объясните на примерах.

Подсчитайте валентность и степень окисления азота в N_2O_5 , N_2O_3 , $\text{NH}_4\text{Cl}^{-1}$, N_2 , HNO_3 , $\text{Ca}^{+2}(\text{NO}_3)_2$.

На выполнение заданий отводится 10 минут, по истечении которых проводятся обсуждения и оценивается деятельность групп.

Критерии оценивания: объяснение CO, определение отличий CO от валентности, определение CO, сотрудничество в группе.

Домашнее задание: Выполните задания 2, 3, 4 из учебника.



Урок 2. Окислительно-восстановительные реакции



Стандарт: 2.1.1.; 2.2.1.

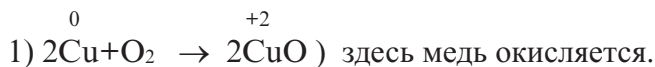
Цель урока: Учащийся: рассказывает об окислении и восстановлении с точки зрения распределения электронов; объясняет окислительно-восстановительные реакции и их типы; развивает свои знания о типах химических реакций и дает их описания.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

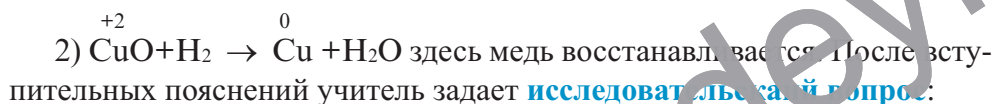
Ресурсы: соответствующие плакаты и схемы, учебник.

Ход урока

Для создания мотивации учитель, приступая к уроку, дает пояснения: в VII классе, изучая химические свойства кислорода и водорода, мы узнали, что простые вещества – металлы и неметаллы – окисляются, вступая в реакцию с кислородом, например:



У малоактивных металлов при вступлении их оксидов в реакцию с H_2 металл восстанавливается, например:



Что означает окисление или восстановление элемента с точки зрения электронной теории?

Для понимания этого, проследим, как изменяется степень окисления меди на вышеуказанных реакциях.

Написав СО элемента меди, обозначенные с правой и левой стороны уравнения в обеих реакциях, мы видим, что при окислении меди (1-ая реакция) ее СО возрастает, так как она отдает электроны, а при восстановлении (2-ая реакция) СО, наоборот, уменьшается из-за получения электронов.

Таким образом, окисление и восстановление связаны с отдачей или получением атомов или ионов элемента. В любой реакции частицы, отдающие свои электроны, окисляются и, наоборот, частицы, получающие электроны, восстанавливаются. В вышеуказанных реакциях, когда одна частица (атом, ион), отдавая электрон, окисляется, другая, принимая его, восстанавливается. Иными словами, процесс окисления и восстановления протекает одновременно, параллельно. Поэтому реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления, называют **окислительно-восстановительными**.

В окислительно-восстановительных реакциях окисляющаяся частица называется восстановителем (в 1-ой реакции это элемент Cu), а восстанавливающаяся частица (во 2-ой реакции это элемент Cu^{2+}) и вещество, в состав которого она входит (CuO), именуется окислителем. Таким образом, элемент окислителя (частица) восстанавливается, а восстанавливающий элемент (частица) – окисляется.

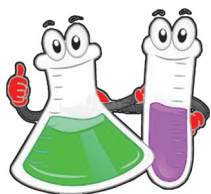
Еще раз вспомним описание химических реакций. С этой целью рекомендуется провести фронтальный опрос (5 мин.). К знаниям о типах реакций добавляются познания об окислительно-восстановительных реакциях, сопровождающихся изменением степени окисления.

Затем учитель для закрепления знаний поручает сформированным группам выполнить следующие задания:

– Напишите по одному уравнению для каждого из 4-х типов реакций (соединение, разложение, замещение и обмен). Укажите степень окисления элементов в этих уравнениях и определите те из них, которые относятся к окислительно-восстановительным. (Группы рассаживаются в отдалении друг от друга. На выполнение задания отводится 10 минут времени).

По истечении времени представители групп представляют свои работы, они обсуждаются и оцениваются.

Критерии оценивания: усвоение понятий окисления и восстановления; умение определять степень окисления элементов, отличать окислительно-восстановительные реакции от обычных; сотрудничество в группе, уровень презентации.



Урок 3. Составление окислительно-восстановительных реакций



Стандарт: 2.1.1.; 2.2.1.

Цель урока. Учащийся: расширяет и закрепляет знания об окислительно-восстановительных реакциях; методом электронного баланса составляет коэффициенты окислительно-восстановительных реакций.

Интеграция Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: учебник, дополнительные учебные пособия.

Ход урока

Для создания мотивации учитель в начале урока дает пояснения: для составления коэффициентов уравнений некоторых сложных окислительно-восстановительных реакций приходится тратить на необходимые вычисления около получаса времени. Как можно сэкономить это время? Выход из данного положения – составление схемы уравнений электронного баланса. Что же такое электронный баланс и как его составляют? Для этого можно использовать специальные алгоритмы. Пункты алгоритма демонстрируются на экране или большом листе ватмана.

Для составления коэффициентов уравнений окислительно-восстановительных реакций составляется алгоритм (при выполнении пунктов алгоритма используются вначале простые, знакомые учащимся уравнения, затем сложность реакций постепенно возрастает. Возрастает также количество и сложность окислителей, восстановителей и других веществ, вступающих в реакцию). Составление коэффициентов может проводиться в следующей последовательности (алгоритме):

1. Определяются элементы, в которых степень окисления изменилась (в уравнениях достаточно показать только степень их окисления).
2. Рисуется схема, показывающая, как изменилась степень окисления элементов.
3. Над стрелками в схеме-уравнениях знаком (+) обозначается количество полученных электронов, знаком (–) число отданных электронов. На схеме-уравнении молекула многоатомного простого вещества и атомы, соединяющиеся друг с другом, обозначаются в таком виде, как они есть.

4. Поскольку количество принятых электронов равно числу отданных электронов, они уравниваются.

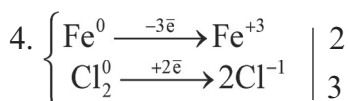
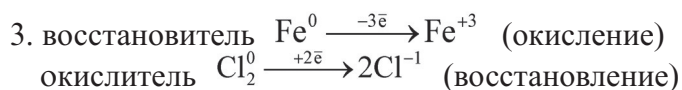
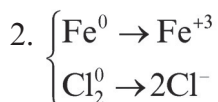
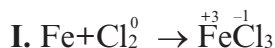
5. Полученные цифры, если это возможно, сокращаются.

6. Количество полученных или отданных электронов в элементах окислителя и восстановителя проставляется в уравнении в виде коэффициента (вначале проставляются коэффициенты простых веществ).

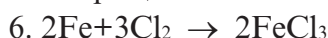
7. Основываясь на найденных коэффициентах, уравниваются и коэффициенты других элементов, не участвующих в окислительно-восстановительной реакции.

8. Проверяется равенство количества атомов элементов в обеих частях уравнения.

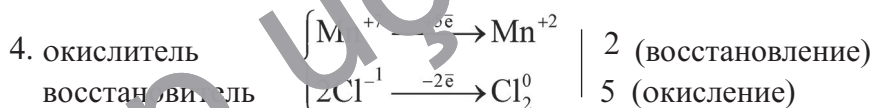
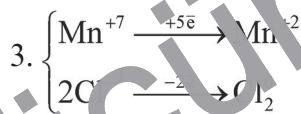
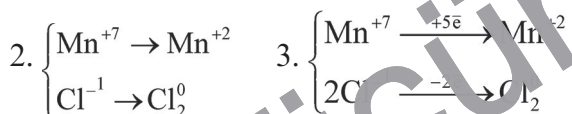
На основании представленного алгоритма учитель предлагает классу исследовательский вопрос: проследить составление коэффициентов в трех окислительно-восстановительных реакциях.



5. Сокращений нет.



7. В обеих сторонах два атома Fe, шесть атомов Cl.

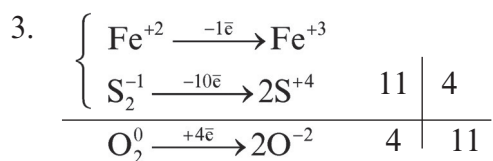


5. Сокращений нет.
6. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow 2\text{MnCl}_2 + \text{KCl} + 5\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
7. $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} \rightarrow 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$
8. В обеих сторонах 2K, 2Mn, 8O, 16H, 16Cl атомов.

III. $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$

1. $\text{Fe}^{+2} \text{S}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2 \text{O}_3 + \text{S}^{+4}\text{O}_2$
2. $\bar{\text{Fe}}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$
 $\text{S}_2^0 \rightarrow \text{S}^{+4}$
 $\text{O}_2 \rightarrow \text{O}^{-2}$

Поскольку в реакциях два восстановителя (Fe^{+2} , S^{-1}), электроны, отдаваемые ими, суммируются.



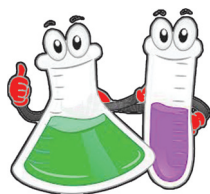
4. $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
5. $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
6. В обеих сторонах 4Fe, 8S, 22O атомов.

С учетом времени класс составляет коэффициенты уравнений 3-5 различных окислительно-восстановительных реакций, определяет окислители и восстановители. Ученики выполняют эти задания самостоятельно, учитель только направляет их, помогает использовать вывешенный на доске (или демонстрируемый на экране) алгоритм.

Для работы в группах можно предложить составить коэффициенты следующих реакций:

1. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
4. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
6. $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{Al}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

Работы обсуждаются и **ценятся**.



Урок 4. Типы окислительно-восстановительных реакций



Стандарт: 2.1.1.; 2.2.1.

Цель урока. Учащийся: на основе примеров объясняет отдельные типы окислительно-восстановительных реакций и их частные случаи.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: учебник, специальные плакаты и схемы.

Ход урока

Учитель задает классу **мотивирующие** вопросы:

Какие реакции называются окислительно-восстановительными?

После получения ответа на этот вопрос, задает следующий:

Могут ли элементы, отдающие или принимающие электроны, быть в составе одного или разных веществ?

После этого учитель в качестве исследовательской работы поручает ученикам составить коэффициенты уравнений нижеуказанных окислительно-восстановительных реакций, выяснить местонахождение элементов с изменяющейся степенью окисления, определить идентичность или различие окислителей и восстановителей:

1. $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{O}_2$
3. $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

Спустя 10 минут начинаются обсуждения. После выступлений представителей различных групп, ученики сообщают результаты.

Результаты подытоживаются совместно со всем классом следующим образом: в 1-ой реакции окислитель (S^{+6}) и восстановитель (I^-) находятся в составе разных веществ, реакции такого типа называются **межмолекулярными окислительно-восстановительными реакциями**.

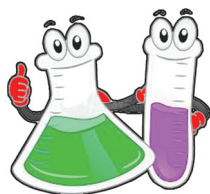
Во 2-ой реакции окислитель (N^{+5}) и восстановитель (O^{-2}) входят в состав одного вещества, реакции такого типа называются **внутримолекулярными окислительно-восстановительными реакциями**. В 3-ей реакции один и тот же элемент (Cl) и окисляется, и восстанавливается, то есть является как окислителем, так и восстановителем. Такие реакции называются реакциями самоокисления-самовосстановления (или диспропорциями). В 4-й реакции наблюдается аналогичная ситуация, то есть один и тот же элемент и окисляется, и восстанавливается. Однако здесь происходит обратный процесс – если в 3-й реакции один элемент, одновременно отдавая и принимая электроны, в результате этого получает две разные степени окисления, в 4-й реакции, наоборот, два одинаковых элемента, отдающие-получающие электроны, в итоге, превращаются в вещество с одинаковой степенью окисления. Такие реакции называются реакциями контрсамоокисления-самовосстановления (или конмутацией).

В дополнение к этому учитель сообщает, что существуют такие окислительно-восстановительные реакции, в которых участвуют по два окислителя или два восстановителя. Это – частные случаи окислительно-восстановительных реакций. В таких случаях при составлении уравнений электронного баланса полученные окислителями или отданные восстановителями электроны суммируются, а затем число полученных и отданных электронов уравнивается.

Группам или парам предлагается составить коэффициенты для двух реакций подобного типа. Результаты работ, представленные представителями групп, обсуждаются всем классом.

В конце урока проводится их **оценивание** на основе следующих критериев: ответы на вопросы о видах окислительно-восстановительных реакций, составление коэффициентов для реакции частных случаев, сотрудничество в группе, уровень презентации, ответы на дополнительные вопросы.

Домашнее задание: Повторите основные понятия, относящиеся к химическим связям и окислительно-восстановительным реакциям.



Урок 5. Частные случаи окислительно-восстановительных реакций



Стандарт: 1.2.1.; 2.2.1.

Цель урока. Учащийся: : определяя изменение степени окисления элементов, выясняет тип окислительно-восстановительной реакции, уточняет, относится ли данная реакция к частному случаю. В окислительно-восстановительных реакциях вычисляет, на сколько процентов восстановился окислитель или окислился восстановитель.

Интеграция: М.: 1.2.5.

Ресурсы: плакаты, относящиеся к типам окислительно-восстановительных реакций и их частным случаям, учебник.

Ход урока

В целях актуализации знаний и создания мотивации учитель проводит собеседование, задавая классу вопросы:

- 1) Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
- 2) Какой последовательности, как правило, придерживаются при составлении коэффициентов уравнений окислительно-восстановительных реакций?
- 3) Какие типы окислительно-восстановительных реакций вам известны? Приведите примеры.

После получения ответов учитель формулирует **исследовательский вопрос**:

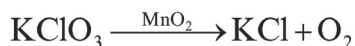
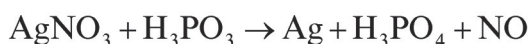
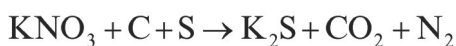
1. Какие окислительно-восстановительные реакции относятся к частным случаям?
2. Как можно подсчитать, на сколько процентов в окислительно-восстановительной реакции восстановился окислитель или окислился восстановитель?

Для получения ответов на эти вопросы формируются группы, каждой из которых в письменной форме дается одно уравнение и требуется следующее:

- внимательно изучить урок в учебнике;

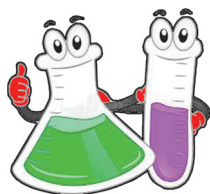
- составить коэффициент уравнения реакции;
- определить тип окислительно-восстановительной реакции;
- выяснить, можно ли отнести к частному случаю данную окислительно-восстановительную реакцию;
- подсчитать, сколько процентов окислителя восстановилось в данном уравнении реакции.

Группам предлагаются следующие реакции:



На выполнение этих заданий отводится 18-20 минут. Обсуждения делятся 14-15 минут. Закрепление знаний реализуется при помощи заданий и упражнений, приведенных в конце 38-ой темы. Их можно поручить отдельным группам или парам учеников.

Для **оценивания** деятельности групп или пар используются следующие критерии: способность определения частных случаев; умение вычисления процентов восстановления окислителя (окисления восстановителя); умение составлять коэффициенты окислительно-восстановительных реакций; сотрудничество в группе, уровень презентации.



Урок 6. Контрольная письменная работа по единице обучения (МСО)



Стандарт: 2.1.1.; 2.2.1.

Цель урока. Учащийся: на основе примеров объясняет отдельные типы окислительно-восстановительных реакций и их частные случаи.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: специальные плакаты и схемы, учебник.

Цель урока. Определить уровень усвоения учениками основных понятий по темам, умение применять их на практике, оценивание знаний.

Для реализации этих целей можно использовать два метода:

- провести обычную письменную проверочную работу в 3-4 вариантах;
- определить знания и умения при помощи тестовых заданий в 2-х вариантах.

Письменная проверочная работа может проводиться с использованием двух или четырех вариантов. Для экономии времени вопросы и задания проверочной работы пишутся на доске, экране или большом листе ватмана.

Предлагаем в качестве примера 4 варианта вопросов и заданий.

I вариант

- Какой вид химической связи в веществах H_2 , NH_3 , H_2 , KCl , SO_2 , CaO ?
- Какой кристаллической решеткой обладает каждое из этих веществ в твердом состоянии?
- Укажите валентность и степень окисления элементов, образующих эти вещества.
- Определив электронный баланс, проставьте коэффициент уравнения реакции $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$, определите окислитель и восстановитель. К какому типу относится эта окислительно-восстановительная реакция?

II вариант

1. Укажите валентность и степень окисления элементов в следующих веществах: CaCl_2 , Cl_2 , Al_2O_3 , CuBr_2 , FeS , H_2O .
2. Какой вид химической связи в этих веществах?
3. Какой кристаллической решеткой обладает каждое из этих веществ в твердом состоянии?
4. Определив электронный баланс, проставьте коэффициент уравнения реакции $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$, определите окислитель и восстановитель. К какому типу относится эта окислительно-восстановительная реакция?

III вариант

1. а) $\text{N}^{0} + 3\bar{e} \rightarrow$; б) $\text{S}^{-2} - 2\bar{e} \rightarrow$; в) $\text{Zn}^{+2} + \bar{e} \rightarrow$; г) $\text{K}^{0} - 1\bar{e} \rightarrow$; Завершите уравнения электронных схем. Укажите уравнения, относящиеся к процессам окисления и восстановления.
2. В каких из этих веществ PH_3 , NaI , ZnCl_2 , I_2 , NH_3 , O_2 , MgF_2 имеется полярно-ковалентная связь?
3. Укажите валентность и степень окисления элементов в следующих соединениях: Na_2O , Na_2O_2 , Na_2CO_3 , NH_4Cl
4. Определив электронный баланс, проставьте коэффициент уравнения реакции $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_3 + \text{NO}$, определите окислитель и восстановитель. К какому типу относится эта окислительно-восстановительная реакция?

IV вариант

1. а) $\text{Cr}^{+3} - ? \rightarrow \text{Cr}^{+6}$; б) $\text{Mg}^{0} - ? \rightarrow \text{Mg}^{+2}$;
в) $\text{Cl}^{0} + ? \rightarrow \text{Cl}^{-1}$; г) $\text{P}^{+3} + ? \rightarrow \text{P}^{0}$

Вместо знака вопроса здесь укажите количество получаемых или отдаваемых электронов.

2. В соединениях K_2SO_4 , KMnO_4 , KNO_3 , KClO_4 , K_2CO_3 вычислите степень окисления S, Mn, N, Cl и C на основании известных вам степеней окисления калия и кислорода.
3. Какая химическая связь между атомами в соединениях: Br_2 , HBr и KBr ? Напишите их электронную и графическую формулы.
4. Определив электронный баланс, проставьте коэффициент уравнения реакции $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$, определите окислитель и восстановитель. К какому типу относится эта окислительно-восстановительная реакция?

Для определения знаний и умений тестовым методом используются тесты, включающие 10-12 вопросов и заданий. В качестве примера предлагаем вашему вниманию два тестовых комплекта.

Тест №1

1. В каких соединениях степень окисления азота равна (-3)?

I. N_2O_3 ; II. NH_3 ; III. HNO_2 ; IV. Mg_3N_2

2. Укажите ряд с возрастающей электроотрицательностью.

- A) P, Al, Si, Cl, Na B) Na, P, Cl, Al, Si
C) Na, Al, Si, P, Cl D) Cl, P, Si, Al, Na
E) Al, Na, P, Si, Cl

3. В каком ряду соединения только с ионной связью?

- A) $NaCl$, NH_3 , $BaBr_2$ B) H_2S , NaF , CO_2
C) KBr , CaO , NaF D) CaO , CO , HCl
E) SO_2 , Na_2O , Cl_2

4. В каком ряду указаны формулы веществ, имеющих только ковалентную связь?

- A) KCl , CO_2 , $NaCl$ B) Cl_2 , CH_4 , SO_2
C) $CaCl_2$, SO_2 , H_2O D) NaF , NH_3 , H_2S
E) P_2O_5 , KCl , N_2

5. Укажите ряд веществ, имеющих только полярно-ковалентную связь.

- A) NH_3 , LiF , CH_4 B) SO_2 , H_2O , O_2 C) N_2 , $NaCl$, HF
D) KBr , HCl , Cl_2 E) H_2O , HBr , NH_3

6. Какой ряд состоит из веществ, имеющих только неполярно-ковалентную связь?

- A) N_2 , O_2 , H_2 B) KCl , Cl_2 , CH_4 C) CO_2 , Br_2 , O_2
D) H_2 , F_2 , N_2 E) SO_2 , O_2 , HBr

7. Кристаллическая решетка какого вещества состоит из полярных молекул?

- A) фосфор B) лед C) алмаз
D) железо E) диоксид углерода

8. Атом какого из элементов с приведенной ниже электронной формулой последнего слоя является наиболее сильным восстановителем?

- A) ...2s¹ B) ...5s¹ C) ...1s¹ D) ...4s¹ E) ...3s¹

9. Какое соединение может быть в химических реакциях и окислителем, и восстановителем?

- A) HNO₃ B) KNO₃ C) KNO₂ D) NH₃ E) NaNO₃

10. В каком соединении марганец проявляет самую высокую степень окисления?

- A) K₂MnO₄ B) KMnO₄ C) MnO₂ D) MnCl₂ E) Mn₂O₃

11. Укажите уравнение реакции, протекающей с изменением степени окисления.

- A) NaCl+H₂SO₄ → NaHSO₄+HCl
B) CaCO₃ → CaO+CO₂
C) K₂O+SO₃ → K₂SO₄
D) MnO₂+4HCl → MnCl₂+Cl₂+2H₂O
E) Ca(OH)₂+CO₂ → CaCO₃+H₂O
F) Cu(OH)₂ → CuO+H₂O

12. Каков коэффициент NO₂ в окислительно-восстановительной реакции HNO₃ → NO₂ + O₂ + H₂O ?

Тест №2

1. В каких соединениях степень окисления серы равна (-2)?

- I. Na₂SO₃; II. Na₂S; III. Na₂SO₄; IV SO₂; V. FeS

2. В каком ряду элементы даны по убывающей электроотрицательности?

- A) C, S, Ca, H B) C, O, H, Ca C) C, O, H, Ca
D) O, H, C, Ca E) Ca, C, H₂O

3. В каком ряду соединения только с ионной связью?

- A) NO₂, SO₂, CO₂ B) ZnO, H₂O, FeO C) N₂, O₂, HBr
D) KCl, NaBr, KI E) NaCl, HCl, Al₂S₃

4. В каком ряду указаны формулы веществ, имеющих только ковалентную связь?

- A) NaI, HBr, H₂O₂ B) HCl, NaCl, HF, NH₃
C) NH₃, H₂F, N₂, CH₄ D) CaO, CO₂, H₂O, PH₃
E) KCl, NaCl, H₂, H₂I

5. Укажите ряд соединений, имеющих только неполярно-ковалентную связь.

- A) H_2S , HBr , H_2O B) F_2 , O_2 , I_2 C) N_2 , NH_3 , O_2
D) Cl_2 , NH_3 , F_2 E) H_2 , NH_3 , HCl

6. Какие соединения имеют полярно-ковалентную связь? I. HBr ; II. KCl ; III. HI ; IV. Cl_2 ; V. H_2O

7. В какой группе оба вещества образуют кристаллическую решетку молекулярного типа?

- A) H_2O , NaCl B) KI , CaF_2 C) H_2O , HCl
D) O_2 , NaF E) HF , Fe

Основная задача уроков, направленных на проверку знаний и умений – определение уровня усвоения учениками пройденного материала, способности на практике применять полученные во время учебного процесса знания, использовать в новых условиях (в процессе изучения новой темы) умения, приобретенные на предшествующих занятиях, выявление возможных пробелов в знаниях, навыках и умениях учащихся.

Для реализации таких итоговых проверочных уроков рекомендуются следующие шаги: подготовка плана повторения основных понятий по данной теме из предыдущих уроков → подготовка для проведения письменной проверочной работы (подготовка вариантов письменных проверок или тестов) → проведение письменной проверки в объективных условиях (обеспечение условий для самостоятельной работы каждого ученика без посторонней помощи) → поручение домашнего задания на последних 3-5 минутах письменной работы.

В качестве домашнего задания можно поручить ученикам еще раз подумать над всеми вариантами проверочных работ, проведенных в классе и подготовить ответы на свой вариант (а при возможности – ответы и на другие варианты). На следующем уроке объявляются полученные оценки (баллы), проверенные работы раздаются обратно ученикам для ознакомления. Проводится общий анализ результатов, учитель разбирает вопросы, на которые ученики не могли ответить и дает необходимые разъяснения. Оценки за письменные работы заносятся в классный журнал, объявляется общий результат (процент ответов, оцениваемых на отлично, хорошо, удовлетворительно и неудовлетворительно).



VI единица обучения. Электролитическая диссоциация. Электролиз. Гидролиз

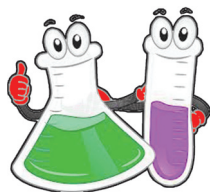
Изучение данной темы расширяет знания учеников о веществах и их растворах, помогает понять образование химических взаимосвязей, возникающих между молекулами воды и соединениями с ионной и сильно-полярной ковалентной связью (кислоты, основания, соли), узнать, что растворение является и химическим, и физическим процессом. Эта тема также помогает усвоить основные понятия теории электролитической диссоциации, обуславливает понимание и других важных тем – таких, как электролиз, электрохимическая коррозия металлов и сплавов.

Изучение электролитической диссоциации позволяет объяснить связь электропроводимости веществ с их строением, продемонстрировать механизмы растворения и распада на ионы (диссоциация) веществ, обладающих различными видами химической связи и разным строением, а также показать зависимость этих процессов от природы растворителя.

Расширение на основе материалов электролитической диссоциации предыдущих знаний учеников с точки зрения ионно-электронной теории помогает глубже понять химические реакции, протекающие в растворах, сформировать новый уровень научного мировоззрения, еще раз подтверждает диалектический закон о единстве и взаимодействии противоположностей в химических процессах.

Изучая тему, ученики приходят к следующим выводам:

- в водных растворах кислоты, основания и соли существуют не в виде цельных соединений и молекул, а в форме ионов;
- ионы, являющиеся положительно и отрицательно заряженными частицами, по своему электронному строению и свойствам отличаются от образовавших их атомов и молекул;
- в растворах ионы, подобно молекулам, движутся хаотично. При прохождении электрического тока через раствор положительно заряженные частицы устремляются к катоду, а отрицательные – к аноду;
- свойства кислот, растворенных в воде оснований и солей зависят от количества отданных ими в результате диссоциации ионов H^+ , OH^- , а также от природы катионов металла и анионов кислотных остатков.



Урок 1. Сущность процессов электролитической диссоциации



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.

Цель урока. Учащийся: объясняет, почему некоторые вещества при растворении и расплавлении распадаются на ионы, а другие – не могут образовывать ионы; пишет формулу электролитической диссоциации, различает катионы и анионы; объясняет отличия свойств ионов и атомов в зависимости от их электронного строения.

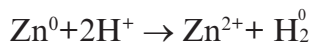
Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: простейшее устройство, проверяющее электропроводимость растворов, дистиллированная вода, сахар, этиловый спирт, ацетон, поваренная соль, гидроксид кальция, CuSO_4 , NaOH , Zn , концентрированная H_2SO_4 , лабораторные пробирки, стаканы, лакмус, фенолфталеин.

Ход урока

В целях актуализации знаний учеников о кислотах, основаниях и солях, ковалентной и ионной связи проводится фронтальный опрос (создается мотивация). Затем учитель берет пробирку с 2-3 мг концентрированной H_2SO_4 , помещает в нее 1-2 г металла Zn , добавляет 1-2 капли лакмуса. Демонстрирует ученикам, что никакой реакции при этом не происходит, лакмус не меняет свой цвет, и пузырьки газа не образуются. Затем он переливает эту смесь в большую колбу, наполненную до 1/3 водой. Раствор тут же меняет свой цвет на красный, выделяются пузырьки газа. Учитель обращается к классу с вопросом – происходит ли реакция? Почему при добавлении воды лакмус поменял цвет? Как можно объяснить этот опыт?

Ученики затрудняются ответить на эти вопросы. Тогда учитель дает свои разъяснения: металлы только тогда могут вытеснять водород из кислот, если в смеси (растворе) содержится ионы водорода (H^+). В этом случае атомы металла, отдавая свои электроны ионам H^+ , восстанавливают его:



Изменение цвета при смешивании с водой также объясняется образованием в растворе H^+ . У всех растворимых кислот в воде имеются ионы H^+ .

Щелочи и соли в водных растворах под воздействием полярных молекул воды также распадаются на ионы. Влияние щелочей на лакмус и фенолфталеин объясняется тем, что они образуют в водных растворах свободные ионы. Чтобы убедиться в этом, учитель предлагает ученикам самостоятельно провести следующий лабораторный опыт и задает исследовательские вопросы:

1. Смешайте сухую известь (гидроксид кальция) и фенолфталеин. Что вы наблюдаете при этом? (Ничего не происходит.) А теперь добавьте в смесь несколько капель воды. Что вы теперь видите? (Смесь приобретает малиновый цвет.) Образование каких ионов при добавлении воды доказывает этот опыт?

2. Смешайте кристаллы $CuSO_4$ (или $CuCl_2$) с $NaOH$ (или KOH), поместите в керамическую посуду и осторожно потолките. Происходят ли при этом какие-нибудь изменения? (Не происходят). А теперь растворите эти же вещества в воде и размешайте. Какие выводы вы можете сделать из этих наблюдений? (Образовался осадок синего цвета).

3. Обобщая выводы учеников, учитель резюмирует: кислоты, щелочи и соли при смешивании с водой распадаются на ионы. Образование этих ионов происходит под влиянием полярных молекул воды. Проведенные опыты и полученные результаты позволяют не повторять «ошибки Фарадея» (английский физик и химик М.Фарадей, изучая электропроводность растворов, предположил, что расщепление веществ на ионы происходит под действием электрического тока).

Механизм распада поваренной соли на ионы под воздействием молекул воды объясняется на схеме, приведенной в учебнике (ученик, рис.17). Учитель обращает внимание учеников на то, как полярные молекулы воды направляются к ионам Na^+ и Cl^- в кристаллах, как после разрыва связи между ионами молекулы воды окружают свободные ионы (гидролиз). Учитель отмечает, что распад на ионы кристаллов щелочи, состоящих из положительно заряженных ионов металла и отрицательно заряженных ионов гидроксила, происходит аналогичным образом.

А при растворении в воде кислот полярно-ковалентная связь между атомом водорода и кислотным остатком сначала под воздействием молекул воды превращается в ионную, затем окончательно разрывается, а образовавшиеся ионы начинают двигаться в гидратированной форме.

На примере HCl распад кислот на ионы можно показать на следующей схеме:

Полярно-ковалентная связь → ионная связь → гидратированные ионы
Схема демонстрируется на большом листе ватмана или на экране.

Наличие ионов в водных растворах кислот, щелочей и солей можно узнать и по проводимости электрического тока. Из уроков физики мы знаем, что причина электропроводности некоторых растворов заключается в содержании в них свободно движущихся ионов. При помощи специального устройства, подготовленного заранее (учебник, рис.16), учитель демонстрирует, что кристаллы NaCl, NaOH, CuSO₄ и концентрированная H₂SO₄, помещенные в стаканы, не пропускают электрический ток. Потом показывает, как водные растворы этих же веществ пропускают электричество (в первом случае лампочка не загорается, а во втором – горит). После проведения этого опыта учитель задает вопросы: пропускают ли электрический ток все вещества, растворенные в воде? Становится ли проводником чистая, без примесей (дистиллированная) вода? Электроды устройства опускаются в стаканы, где содержатся спирт, водный раствор сахара и просто дистиллированная вода. Ученики убеждаются, что лампа не загорается. Учитель вновь обращается с вопросом: Почему спирт и водный раствор сахара не пропускают ток? Зная, что проводимость тока зависит от движущихся в растворе ионов, ученики дают правильный ответ на этот вопрос.

Учитель подытоживает полученные знания: вещества, водные растворы которых проводят электрический ток, называются **электролитами**, а вещества, не пропускающие ток, являются **неэлектролитами**. Между ионами электролитов существует или ионная, или сильно-полярная ковалентная связь. Именно поэтому они под воздействием гидратных молекул воды распадаются на ионы. Между частицами неэлектролитов существует или неполярная, или слабо-полярная ковалентная связь, в результате чего они не могут образовывать ионы при растворении в воде.

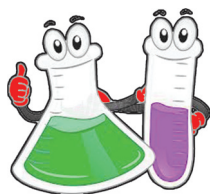
Учитель отмечает, что электролиты (щелочи, соли) могут распадаться на ионы и при расплавлении. В этом случае разрыв химических связей между частицами происходит под воздействием тепловой энергии. Процесс распада электролита на ионы при растворении его в воде или расплавлении называется **электролитической диссоциацией**.

Процесс электролитической диссоциации впервые был изучен Сванте Аррениусом. Свои исследования он обобщил в трех положениях, которые нашли свое отражение в нашем учебнике.

Всем парам учеников предлагается изучить эти положения в течение 5 минут, по истечении которых учитель методом опроса выясняет, в какой степени класс понял теорию Аррениуса.

На последующих этапах урока изучаются различные свойства атомов и ионов и причины этих различий. Задается вопрос: как вы знаете, мы используем в пище поваренную соль, состоящую из кристаллов NaCl. Вам также известно, что кристаллы NaCl состоят из ионов Na⁺ и Cl⁻. Можем ли мы использовать в пищу и металл натрия или хлор, состоящие из атомов? Ученики дают отрицательный ответ, так как знают, что Na, вступая в реакцию со слюной, образует едкую щелочь и что хлор – это ядовитый газ. Тогда учитель обращается со следующим вопросом: чем можно объяснить столь различные свойства атомов и ионов? Все останавливаются на ответе – «их строением». Для доказательства этого учитель предлагает всем группам изобразить и сравнить электронное строение атомов Na и Cl и ионов Na⁺ и Cl⁻. Почему ионы ведут себя как не подверженные влиянию частицы, а атомы – как активные частицы, способные вступать в реакции? На основании электронного строения ученики должны ответить на этот вопрос. Через 5-6 минут, данных на обдумывание, представители 1-2 групп представляют подготовленные ответы и свои объяснения. Полученные ответы обсуждаются и обобщаются.

В конце занятий деятельность групп и отдельных учеников на протяжении урока оценивается (формативное оценивание).



Урок 2. Гидратная теория



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.

Цель урока. Учащийся: объясняет сущность образования гидратов и кристаллогидратов, рассказывает об их роли и значении в жизни человека.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: KOH, концентрированная H_2SO_4 , $CuSO_4$, нагреватель, маленькие химические стаканы, вода, стеклянная палочка, учебник.

Ход урока

Для создания мотивации учитель демонстрирует следующий опыт: в три химических стакана с тонкими гранями наливается вода – в каждый стакан до 1/3 его объема. В один стакан добавляется 3-4 мг концентрированного раствора H_2SO_4 (вливая тонкой струйкой при непрерывном помешивании), в другой – чайная ложка KOH (если нет, то можно заменить на NaOH) и в 3-й – столовая ложка аммиачной селитры (нитрата аммония – NH_4NO_3). Затем осторожно перемешивается стеклянной палочкой. Стакан с раствором аммиачной селитры ставится на смоченную водой поверхность стола. Ученики сначала трогают стаканы с концентрированным раствором H_2SO_4 и KOH, подтверждая, что они нагрелись. Затем прикасаются к стакану с раствором NH_4NO_3 и констатируют, что он охладился (дно стакана может даже примерзнуть к столу). Учитель формулирует **исследовательский вопрос**:

Почему при растворении некоторых электролитов в воде происходит выделение теплоты (нагревание), а в других электролитах наблюдается поглощение тепла (охлаждение)?

Учитель объясняет причины этого: как вы знаете, молекулы воды дипольные, то есть имеют два полюса. Причиной этого – в наличии у некоторых молекул воды углового строения.



При растворении в воде, состоящие из ионов и полярных молекул вещества под воздействием дипольных молекул воды распадаются на ионы (учебник, рис. 18), которые в гидратированной форме (окруженные водой)

равномерно распределяются в растворе, при этом происходит поглощение энергии ($\Delta_{\text{погл.}}$). Одновременно происходит взаимодействие частиц растворяемого вещества и молекул растворителя (воды). Образуются – главным образом, при помощи донорно-акцепторного механизма – новые ковалентные связи. А образование той или иной химической связи сопровождается выделением тепла ($\Delta_{\text{выд.}}$). Если $\Delta_{\text{погл.}} < \Delta_{\text{выд.}}$, в системе происходит нагревание, если $\Delta_{\text{погл.}} > \Delta_{\text{выд.}}$, происходит охлаждение.

Возникновение химического взаимодействия между частицами растворяемого вещества и частицами растворителя впервые было исследовано Д.И. Менделеевым. Он на опыте доказал это явление. Это исследование Менделеева получило название гидратной теории. И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский, основываясь на гидратной теории, объяснили сущность диссоциации электролитов на ионы.

Ассоциаты (сложные соединения), образуемые в результате взаимодействия молекул воды и ионов, полученных от диссоциации электролитов при растворении веществ в воде, называются **гидратами**. Некоторые гидраты, образованные ионами, отдаваемыми рядом солей, настолько прочные, что даже при выпаривании раствора продолжают удерживать воду, соединенную в их составе химическими связями. Такого рода твердые вещества называются **кристаллическими гидратами**. А воду в их составе называют **кристаллизованной водой**.

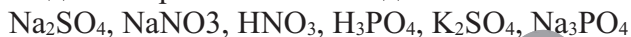
Для закрепления материалов нового урока класс делится на группы, каждой из которых по отдельности даются следующие задания:

1. Напишите формулы гидратов серной кислоты и назовите их. Какие химические связи имеются между атомами в молекуле H_2SO_4 ? Составьте ее графическую формулу.

2. Напишите формулу кристаллогидратов железного купороса и кристаллической соды. Как читается химическое название этих элементов? Какие катионы и анионы образуются при растворении соды в воде?

3. Напишите формулы кристаллогидратов медного купороса и сульфата натрия, прочитайте их химическое название и составьте графическую формулу.

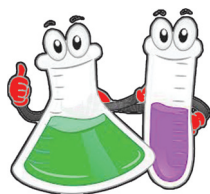
4. При растворении в воде каких из нижеуказанных веществ можно наблюдать нагревание и охлаждение?



5. Напишите схему-уравнение иона гидроксида, возникающего между ионом H^+ , который образуется при растворении в воде кислоты, и молекулой воды.

6. Напишите 4 катиона и 4 аниона и назовите их. При растворении в воде каких электролитов, образуются эти катионы и анионы?

По истечении времени, отведенного на выполнение заданий, работа групп оценивается по следующим критериям: объяснение гидратации, знание названий гидратов и кристаллогидратов, объяснение эффекта нагревания и охлаждения, составление графических формул, написание и чтение формул катионов и анионов.



Урок 3. Диссоциация кислот и оснований



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.

Цель урока. Учащийся: : пишет и читает уравнения диссоциации кислот и оснований; дает определение кислотам и основаниям с точки зрения теории диссоциации, объясняет образование иона гидроксония (H_3O^+) в водных растворах кислот.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: плакаты и схемы диссоциации кислот и оснований, учебник.

Ход урока

Для создания мотивации учитель показывает следующий опыт: в пробирку с 2-3 мг концентрированной серной кислоты и большую колбу, содержащую 20 мг дистиллированной воды добавляется 1-2 мг лакмусного раствора. Ученики убеждаются, что цвет веществ в колбах не меняется. Затем учитель осторожно переливает содержимое пробирки (кислоту) в колбу с дистиллированной водой. Ученики видят, как раствор в колбе окрашивается в красный цвет.

Задается **исследовательский вопрос**:

Как вы можете объяснить увиденное?

Ответы учеников анализируются, при помощи вспомогательных и направляющих вопросов учителя они приходят к выводу, что концентрированная кислота H_2SO_4 состоит, главным образом, из молекул, а при растворении ее в воде под воздействием полярных молекул воды распадается на ионы H^+ и ионы кислотного остатка, и именно ионы H^+ изменяют цвет лакмуса. На доске пишется уравнение диссоциации HCl и H_2SO_4 . Учитель отмечает, что двухосновные кислоты могут диссоциировать в две, а трехосновные – в три степени. Вторая и третья степени проходят очень сложно:

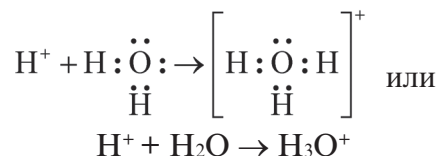


Первая степень: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$

Вторая степень: $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

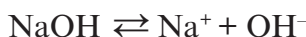
Ионы, отданные кислотами раствору, не могут оставаться свободными, они окружены молекулами воды и гидратируются. Доказано, что свобод-

ные ионы H^+ в растворе сначала соединяются с молекулами воды, образуя ион гидроксония (H_3O^+) а затем уже этот ион гидратируется:

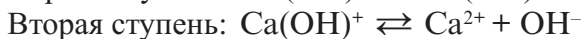


Вопрос: посредством какого механизма возникает ковалентная связь, образованная от соединения иона H^+ с атомом кислорода молекулы воды?

Демонстрируется второй опыт: ученики видят, как при добавлении в сухой порошок NaOH или $\text{Ca}(\text{OH})_2$ немного порошка фенолфталеина или же при добавлении 2-3 капель в его спиртовый раствор, цвет смеси не меняется. Затем эта же смесь перемещается в стакан с водой и перемешивается – при этом происходит изменение цвета раствора на малиновый. Ученикам предлагается объяснить происходящее. Основываясь на схожих опытах с кислотой, они пытаются дать объяснение этой реакции и приходят к заключению, что причина изменения цвета фенолфталеина заключается в образовании ионов в водном растворе. Пишется уравнение диссоциации щелочи NaOH :



Учитель объясняет, что диссоциация двухкислотных (имеющих две гидроксидные группы) и трехкислотных оснований также проходит ступенчато:



Для закрепления знаний ученикам поручается выполнить следующие задания (8-10 мин.):

1. Какие вещества называются кислотами с точки зрения атомно-молекулярного строения и ионной диссоциации? Напишите и прочтите уравнение диссоциации азотной кислоты.

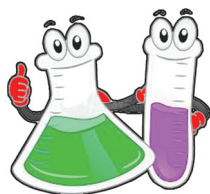
2. Какие вещества называются основаниями с точки зрения атомно-молекулярного строения и ионной диссоциации? Напишите по 3 примера оснований, растворимые и нерастворимые в воде, прочтите их названия.

3. Напишите 3 ступени уравнения диссоциации ортофосфорной кислоты и прочтите их.

4. Напишите и прочтите уравнение диссоциации щелочи гидроксида бария.

5. При растворении в воде каких электролитов образуется ион гидроксония? Напишите и объясните электронное уравнение его образования.

Результаты работ обсуждаются, деятельность групп получает формативную оценку. **Критерии оценивания:** составление ионной формулы кислот и оснований, написание и прочтение уравнений диссоциации кислот и оснований, сотрудничество в группе, уровень презентаций.



Урок 4. Диссоциация солей



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.

Цель урока. Учащийся: анализирует свойства нормальных, кислых, основных, двойных и смешанных солей, составляет уравнения и читает их; дает диссоциативное определение каждого вида соли.

Интеграция: Ф.: 2.1.1.

Ресурсы: плакаты и схемы диссоциации солей, учебник.

Ход урока

Актуализируются уже имеющиеся знания о солях. С этой целью задаются следующие **мотивирующие** вопросы:

1. Как по своему составу отличаются нормальные, кислые и основные соли? Приведите пример для каждой из них.
2. Какие частицы входят в состав двойных и смешанных солей? Приведите 1-2 примера для каждой из них.
3. Какое определение дается каждому виду соли с точки зрения атомно-молекулярного учения?

Задается **исследовательский вопрос:** *На какие ионы диссоциируют различные виды соли? Напишите и прочтите их уравнения.*

Учитель отмечает, что при исследовании этой проблемы необходимо обратить внимание на следующие моменты:

- нормальные, двойные и смешанные соли диссоциируют одноступенчато;
- основные и кислые соли диссоциируют по нескольким ступеням, каждая очередная ступень проходит сложнее предыдущей и образует меньше атомов;
- ионы H^+ , OH^- и кислотные остатки обозначаются и читаются латинскими буквами. Например, ион хаш, ион о-хаш, кислотный остаток – эс-о-четыре, кислотный остаток эн-о-три и т.д.

При подготовке заданий, которые будут даны группам, учтите это.

Задания группам:

1. Напишите и прочтите уравнения диссоциации солей Na_2CO_3 и NaHCO_3 . Какое определение дается нормальным и кислым солям с точки зрения диссоциативной теории?

2. Напишите и прочтите диссоциативное уравнение солей AlCl_3 и $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$. Какие соли называются основными с точки зрения диссоциативной теории?

3. Напишите и прочтите диссоциативное уравнение солей NaK_2PO_4 и K_2S . Какие соли называются двойными с точки зрения диссоциативной теории?

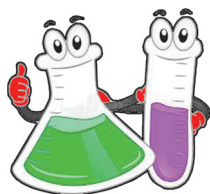
4. Напишите и прочтите диссоциативное уравнение солей CaClNO_3 и $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$. Какие соли называются смешанными с точки зрения диссоциативной теории?

5. Составьте формулы двух двухосновных солей и двух кислых солей, прочтите их диссоциативное уравнение.

6. Какова будет сумма полученных катионов и анионов при полной диссоциации 5,85 граммов NaCl ? ($N_A=6,02 \cdot 10^{23}$)

На выполнение заданий отводится 8-10 минут. Результаты работ обсуждаются и оцениваются

Критерии оценивания: правильное написание уравнения диссоциации, прочтение уравнений, правильное определение видов солей, сотрудничество в группе, уровень презентаций.



Урок 5. Степень диссоциации. Слабые и сильные электролиты



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.

Цель урока. Учащийся: объясняет сущность степени диссоциации; по значению степени диссоциации описывает электролиты; знает часто используемые слабые и сильные электролиты; объясняет, как влияют на степень диссоциации природа электролитов, концентрация и температура; формулирует понятие постоянной (константы) диссоциации и перечисляет, от каких факторов она зависит.

Интеграция: Ф.: 2.2.2.

Ресурсы: простейшее устройство, проверяющее прохождение тока, хлористая кислота, уксусная кислота, ортофосфорная кислота, растворы хлористого натрия и хлорида меди (II), H_2SO_4 , Mg, Zn, метилоранж, дистиллированная вода, пробирки и колбы, учебник.

Ход урока

С целью создания мотивации урок начинается с поисков ответа на следующие вопросы: все ли молекулы распадаются на ионы при растворении электролитов в воде или их расплавлении? Каково отношение диссоциированных на ионы молекул к числу недиссоциированных для различных электролитов? (Вопросы пишутся на доске).

Учитель направляет внимание учеников на поиски ответов. Он обращается к классу, предлагая внимательно наблюдать за проводимыми опытами. Электроды устройства, измеряющего ток (учебник, рис.16), опускаются в разные пробирки, где содержится по 10 мл соляной кислоты, уксусной кислоты, ортофосфорной кислоты, хлористого натрия и концентрированного раствора хлорида меди (2 моль/л). Ученикам предлагается наблюдать за свечением лампочки и поразмышлять над результатами проводимого опыта. Для получения правильных ответов, учитель задает **исследовательские вопросы**:

1. Как можно объяснить в одном случае слабое, а в другом яркое свечение лампы?
2. В каком растворе наибольшее количество положительных и отрицательных зарядов?
3. Если мы назовем электролиты, отдающие раствору большое количество ионов, сильными, а меньшее количество – слабыми электроли-

тами, какие вещества, через растворы которых проходит электрический ток, можно считать сильными, а какие слабыми электролитами?

Являются ли электролиты сильными или слабыми, легко показать и на других опытах:

1-й опыт: налив в 2 химических стакана по 50 мл насыщенного раствора метилоранжа в ацетоне, пипеткой по каплям добавляем в них концентрированную серную и уксусную кислоту. После добавления всего 1-2 капель серной кислоты цвет содержимого этого стакана поменяется на малиновый, тогда как цвет в другом стакане, куда мы добавляем уксусную кислоту, изменится только после 10-12 капель.

2-й опыт: в две большие колбы помещаются одинакового размера куски магния или цинка. В них добавляется по одинаковому количеству (5-7мл) раствора серной и уксусной кислоты совершенно одинаковой концентрации (~1M). Ученики наблюдают за образовавшимися пузырьками газа.

Вопрос второй проблемы разъясняет сам учитель: отношение числа диссоциированных молекул к общему числу растворенных молекул выражается в единице, которая называется степенью диссоциации (α): $\alpha = \frac{n}{N}$

Здесь n – число или количество диссоциированных молекул, N – общее число или количество растворенных молекул. Степень диссоциации чаще всего измеряется в процентах. Электролиты, диссоциация которых $\alpha > 30\%$, называются сильными, а с диссоциацией $\alpha < 30\%$ – слабыми. В качестве примеров электролитов, обладающих почти 100%-ной степенью диссоциации, можно назвать кислоты H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , щелочи KOH , $NaOH$, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ и большинство легкорастворимых в воде солей: кислоты H_2S , H_2CO_3 , HF , H_2SO_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 , практически не растворимые в воде основания и соли являются слабыми электролитами. Дистиллированная (чистая) вода считается самым слабым электролитом. Только одна из её ~556 миллионов молекул может диссоциировать.



Степень диссоциации слабых электролитов прямо пропорциональна температуре раствора и обратно пропорциональна концентрации раствора. По мере разбавления раствора водой процесс распада электролита на ионы ускоряется, то есть степень его диссоциации увеличивается.

Для закрепления знаний и умений учеников, относящихся к диссоциации, целесообразно заняться решением вопросов следующего типа:

Задача 1. Вычислите степень диссоциации при диссоциации 1 моль $Mg(NO_3)_2$, если общее число ионов в растворе равно $9,03 \cdot 10^{23}$.

Задача 2. При растворении в 1 литре раствора 0,1 моль HCl степень его диссоциации равна 90%. Сколько граммов ионов водорода может содержаться в этом растворе?

Для закрепления знаний и умений можно использовать следующие задания:

1. Напишите в соответствующих столбцах таблицы электролиты, относящиеся к слабой и сильной группам: KCl , H_2SO_4 , $Ca(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $AgCl$, H_2SiO_3 , $Al(OH)_3$, HNO_3 , H_2SO_3 , HBr , HF (определите в соответствии с таблицей «Растворимости кислот, оснований и солей» нерастворимые электролиты).

2. Напишите по одному уравнению диссоциации для кислот, основной и нормальной кислоты.

3. Укажите два примера реакции обмена. Объясните причину их возникновения.

4. Какие реакции обмена называются реакциями нейтрализации? Приведите два примера.

5. Если растворить в 1 литре раствора 0,01 моль HNO_3 , сколько граммов ионов водорода (H^+) будет содержаться в этом растворе?

6. Если степень диссоциации уксусной кислоты в растворе составляет 2,8%, сколько молекул из 1000 молекул кислоты, содержащихся в растворе, диссоциировало на ионы?

Для подготовки письменных ответов на данные вопросы класс делится на 6 групп. Отдельным группам даются вопросы 1 и 3, 6 и 2, 4 и 5. Группы, получившие идентичные вопросы, рассаживаются на отдалении друг от друга. На выполнение заданий отводится 10-12 минут. Ответы групп обсуждаются и оцениваются.

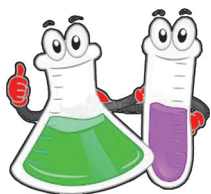
Затем учитель вкратце рассказывает о постоянной (константе) диссоциации: выражать диссоциирование электролитов степенью диссоциации нецелесообразно, так как она изменяется в зависимости от концентрации раствора. Для более общей характеристики диссоциации используется **постоянная (константа) диссоциации**. Постоянная (константа) диссоциации (K_d) – отношение произведения молярных концентраций ионов, полученных в процессе диссоциации, к концентрации не разложившихся на ионы молекул. Если написать уравнение диссоциации в общей форме $KA \rightleftharpoons K^+ + A^-$, то здесь $K_d = ([K^+] \cdot [A^-]) / [KA]$ или $K_d = (C_{K^+} \cdot C_{A^-}) / C_{KA}$.

Для слабых электролитов K_d при определенной температуре является постоянной величиной и не зависит от концентрации раствора. Она может принимать разные значения в зависимости от природы электролита и растворителя, изменений температуры.

Если диссоциация электролита происходит в несколько ступеней, постоянная диссоциации предыдущей ступени всегда больше последующей.

Ученикам предлагается написать уравнение и значение постоянной диссоциации воды, являющейся самым слабым электролитом.





Урок 6. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Постоянная диссоциации



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.

Цель урока. Учащийся: перечисляет факторы, влияющие на степень диссоциации и объясняет их воздействие; объясняет сущность постоянной диссоциации; составляет примеры на вычисление постоянной диссоциации и решает их.

Интеграция: Б.: 2.1.1.; 4.1.1.

Ресурсы: простейшее устройство, проверяющее прохождение тока, концентрированная H_2SO_4 , концентрированная уксусная кислота, дистиллированная вода, учебник, нагреватель.

Ход урока

С целью создания **мотивации** проводится опыт, демонстрирующий при помощи проверяющего устройства, что концентрированная серная и уксусная кислота не проводит или слабо проводит электрический ток (лампа соответственно или не горит, или горит очень слабо). Затем учитель приготавливает жидкий раствор обеих кислот (при изготовлении раствора серной кислоты надо быть предельно осторожным).

При помощи того же устройства (по свечению лампы) проверяется проводимость тока уксусной кислоты, имеющей комнатную температуру, и нагретой кислоты. Задается вопрос: какие выводы можно сделать на основании этих опытов? Как концентрация и температура раствора влияют на степень диссоциации электролита?

Ответы уточняются: степень диссоциации раствора электролита обратно пропорциональна его концентрации и прямо пропорциональна температуре. Учитель уточняет, что прямая пропорциональность с температурой присуща лишь слабым электролитам, потому что при нагревании водных растворов сильных электролитов происходит процесс, обратный диссоциации.

Для получения ответов на поставленные вопросы парам ученикам поручается внимательно прочитать 14-ую тему учебника.

Показать влияние концентрации раствора на степень диссоциации можно и при помощи другого очень простого и интересного опыта: учитель приготавливает концентрированный раствор CuCl_2 в объеме $1/3$ химического стакана и показывает классу с просьбой обратить внимание на

цвет раствора (концентрированный раствор имеет желтый окрас по цвету молекул CuCl_2). Затем учитель постепенно добавляет в раствор воду. Цвет содержимого меняется вначале на зеленый, а затем – на голубой.

Зеленый цвет образуется от смешивания желтых молекул CuCl_2 с гидратированными голубыми ионами Cu^{2+} , число которых увеличивается по мере разбавления раствора водой. А голубой цвет – результат того, что степень диссоциации при возрастающем количестве воды увеличилась, и количество ионов Cu^{2+} стало больше.

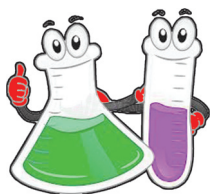
Выпаривая очень жидкий раствор в керамической посуде (то есть концентрируя его), можно наблюдать обратный процесс – как голубой цвет постепенно желтеет. После демонстрации опыта учитель спрашивает: как влияет на степень диссоциации изменение концентрации раствора? Получив ответ, он задает **исследовательский вопрос**:

1. Какие еще факторы могут влиять на степень диссоциации?
2. Что такое постоянная диссоциации, как можно ее сформулировать? Можно ли, вычислив значение постоянной диссоциации (K_d), определить, к какой группе – слабой или сильной – относится электролит?

Чтобы ответить на эти вопросы, класс должен внимательно прочитать 44-ую тему учебника, после чего учитель дает парам учеников задание – подготовить ответы на следующие вопросы:

1. Что такое степень диссоциации и какие факторы влияют на нее? Напишите формулу степени диссоциации.
2. Чем определяется природа электролита и растворителя? Влияют ли эти факторы на степень диссоциации?
3. Как изменение концентрации раствора влияет на степень диссоциации? Чем вы можете это объяснить?
4. Почему повышение температуры увеличивает степень диссоциации слабых электролитов?
5. Какое влияние оказывает увеличение количества ионов электролита в растворе на степень диссоциации?
6. Что такое постоянная диссоциации (K_d), от каких факторов зависит изменение ее значения?
7. Составьте уравнение диссоциации и выведите формулу постоянной диссоциации молекулы воды, являющейся очень слабым электролитом.

Вокруг этих вопросов проводятся обсуждения. Представитель каждой пары отвечает лишь на один вопрос. При помощи остальных учеников ответы дополняются. Затем для закрепления знаний учитель поручает группам выполнить задания 1,2,3 учебника. Одно и то же задание можно дать одновременно 2-3 группам. По истечении 5-6 минут ответы 3-х учеников обсуждаются всем классом. Деятельность групп и отдельных учеников **оценивается** по следующим критериям (проводится формативное оценивание): перечисление и объяснение факторов, влияющих на степень диссоциации; определение понятия постоянной диссоциации, решение задачи и задач; сотрудничество в группе, уровень презентаций.



Урок 7. Реакции ионного обмена



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.

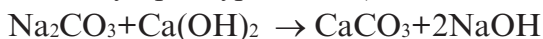
Цель урока. Учащийся: объясняет сущность реакций ионного обмена, перечисляет условия, при которых эти реакции протекают до конца, составляет молекулярные и ионные уравнения для каждого из их типов; поясняет, что уравнения осадков, газов и слабодиссоциирующих веществ пишутся в молекулярной форме, указывает, из каких ионов они образуются.

Интеграция: Ф.: 2.1.1.; 2.2.2.

Ресурсы: растворы соды и извести, концентрированная хлористая и серная кислота, раствор NaOH, лакмус или индикатор фенолфталеина, пробирки, химические стаканы, вода

Ход урока

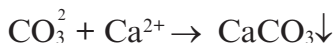
С целью создания **мотивации** учитель ставит опыт – в пробирку с раствором соды добавляет немного извести (гидроксид кальция), показывает классу образовавшийся белый осадок и спрашивает: что это за осадок, из каких ионов он образовался? Давайте напишем уравнение реакции. Один из учеников на доске пишет молекулярное уравнение (остальные пишут в тетрадях).



Вы уже знаете, в водных растворах электролиты существуют в форме диссоциированных ионов, а электролиты, практически не растворяющиеся в воде (осадки), газы и слабые электролиты имеют как правило, молекулярную форму. Учитывая вышесказанное, напишите в ионной форме уравнения этих реакций (один ученик пишет на доске, остальные сверяют по нему правильность написанных в тетрадях ответов):



Это называется полным ионным уравнением реакции. Для того, чтобы написать его сокращенную форму, необходимо сократить одинаковые ионы в правой и левой стороне уравнения. Сокращенное ионное уравнение показывается на доске после того, как ученики напишут его:



Учитель: «Образование в реакциях ионного обмена осадков, газов и слабых электролитов означает, что эти вещества вышли за пределы среды. Поэтому они необратимы».

А теперь проведем другой опыт:

Учитель добавляет в содовый раствор немного кислоты и демонстрирует выделяющиеся при этом пузырьки газа. Он поручает классу написать молекулярные и ионные уравнения и этих реакций.

В раствор кислоты (HCl или H₂SO₄) добавляется 1-2 капли лакмуса или фенолфталеина, затем постепенно наливается раствор щелочи, пока цвет содержимого не поменяется.

Затем задается **исследовательский вопрос**:

1. К какому виду обменной реакции относится данная реакция?
2. Почему после определенного времени индикатор возвращает свой цвет?

Учитель получает ответы на эти вопросы. От всех учеников требуется написать молекулярное и ионное уравнение протекающей реакции. Через 2-3 минуты один из наиболее активных учеников пишет уравнение на доске, остальные сверяют по нему правильность своих ответов.

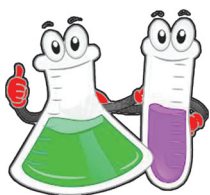
На следующих этапах урока группам даются задания: составьте молекулярное и ионное уравнение данных вам реакций, определите выпавший осадок по таблице растворимости (на это отводится 5-8 минут)

1. CaCl₂ + K₂CO₃ →
2. CuSO₄ + NaOH →
3. CuCl₂ + K₂S →
4. Ba(OH)₂ + HNO₃ →
5. H₃PO₄ + AgNO₃ →
6. K₂SO₃ + HCl →

По истечении времени ответы представителей групп обсуждаются и оцениваются.

Критерии оценивания: правильное составление уравнений, уровень презентаций, сотрудничество в группе, ответы на дополнительные вопросы.

В конце урока деятельность учеников, наиболее активно участвующих в опросах, также оценивается (формативное оценивание).



Урок 8. Электролиз



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.

Цель урока. Учащийся: расширяет свои знания об окислительно-восстановительных реакциях, углубляет познания из уроков физики о процессах, протекающих под воздействием электрического тока; объясняет сущность реакций электролиза, происходящих в солях и гидроксидных расплавах, поясняет значение процесса электролиза в промышленном получении веществ.

Интеграция: Ф.: 1.1.3.; 1.1.5.; 2.2.2.

Ресурсы: простейшее устройство для электролиза, раствор CuCl_2 , выпрямитель (или стабилизатор), источник электрического тока.

Ход урока

Учитель создает **мотивацию** путем актуализации и повторения уже имеющихся знаний по химии об окислительно-восстановительных реакциях, электролитической диссоциации кислот, щелочей и солей, ряде активности металлов, а также понятий об электролизе, известных из уроков физики. С этой целью сформированным в классе группам даются следующие задания:

1) Дайте анализ реакциям $\text{Cu} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$ и $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ с точки зрения электронных представлений (покажите переход электронов, определите окислитель и восстановитель, а также окисляющуюся и восстанавливаемую частицы).

2) Напишите уравнения диссоциации электролитов, имеющих формулы CuCl_2 , KI , NaOH , H_2O , NaCl , Na_2SO_4 , FeSO_4 .

Исследовательский вопрос:

В каком направлении с ростом активности возрастает восстановительная способность металлов и окислительная способность их ионов?

Полученные ответы обсуждаются и уточняются.

Затем учащиеся знакомятся с устройством, показанным на рис.19 учебника, и учитель демонстрирует электролиз раствора соли хлорида меди (II). При прохождении тока через раствор ученики видят, как на катоде выделяется металлическая медь темно-красного цвета, а на аноде – хлор, определяемый по запаху. Результат проводимого опыта проясняется получением ответов на следующие вопросы:

- какие ионы притягиваются к катоду?
- какие ионы притягиваются к аноду?
- какие окислительно-восстановительные реакции происходят на катоде и аноде? Как можно написать электронно-схематичные уравнения протекающих реакций?

Правильные ответы следующие:

- к катоду притягиваются ионы Cu^{2+} , в избытке содержащиеся в растворе, дипольные молекулы воды и ионы H^+ , выделяемые в результате диссоциации воды, являющейся очень слабым электролитом. Ионы Cu^{2+} , являющиеся более сильным окислителем, получая электроны от катода, легко восстанавливаются.

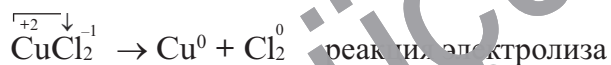
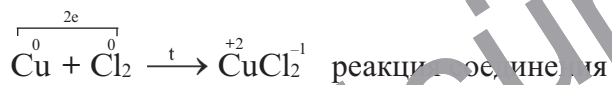


- к аноду притягиваются содержащиеся в большом количестве в растворе ионы Cl^- , молекулы воды и содержащиеся в очень незначительном количестве ионы OH^- . Ионы Cl^- , отдавая свои электроны аноду, **окисляются**.



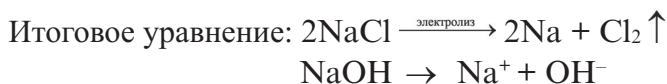
Какое определение можно дать процессу электролиза, основываясь на данных реакциях? Ученики самостоятельно формулируют определение.

Учитель отмечает, что в реакциях электролиза восстановительную функцию выполняет катод, а окислительную – анод. Окислительно-восстановительные процессы, протекающие при электролизе хлорида меди (II), являются противоположностью процессов, протекающих при взаимодействии меди и хлора:



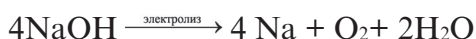
Учитель: как вы уже знаете, электролиты диссоциируют на ионы при расплавлении. Какие ионы образуются у NaCl и NaOH в расплавленном состоянии? Учитель предлагает написать уравнение их диссоциации

на доске. Два ученика выполняют его указание. Учитель задает очередной вопрос: если пропустить постоянный ток через расплав этих электролитов, какие реакции будут происходить в катоде и аноде? С помощью направляющих вопросов преподавателя ученики пишут уравнения:

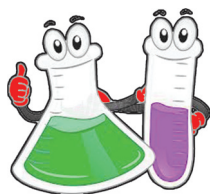


Учитель: опыт доказывает, что при окислении ионов гидроксида всегда образуется газ O_2 и вода.

Итоговое уравнение электролиза расплава NaOH :



Для закрепления знаний группам поручается составить уравнения электролиза расплавов KCl , CaCl_2 и KOH . Результаты их работ обсуждаются и оцениваются.



Урок 9. Электролиз водных растворов электролитов



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.

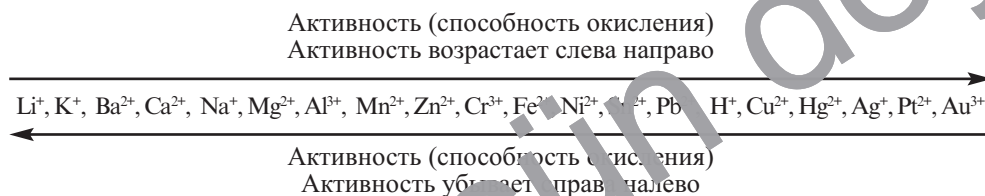
Цель урока. Учащийся: на основании ряда активности катионов и анионов заранее определяет вещества, выделяемые на катоде и аноде во время электролиза солевых растворов; составляет уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих на катодах и анодах во время электролиза раствора солей с разным составом, а также итоговые уравнения реакции электролиза; рассказывает о значении процесса электролиза в промышленном получении веществ.

Интеграция: Ф.: 1.1.3.; 1.1.5.; 2.1.3.

Ресурсы: растворы KI и Na₂SO₄, простое устройство для электролиза, источник электрического тока.

Ход урока

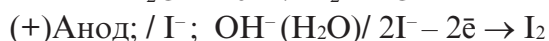
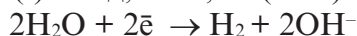
Учитель проводит краткую беседу с целью создания мотивации: в электролизе солевых растворов участвуют не только катионы и анионы, но и молекулы воды. Руководствуясь рядом активности катионов и анионов, можно узнать, какие вещества выделяются на катодах и анодах при электролизе растворов (этот ряд должен вывешиваться в классной комнате)



Учитель: В растворе какой соли при пропускании электрического тока в катоде всегда восстанавливается катион металла? При электролизе растворов солей каких металлов на катоде может выделяться свободный металл? Давая ответы на эти вопросы, ученики ссылаются на ряд активности катионов. Чтобы подтвердить их ответы, в U-образную трубку на-

ливают раствор йодистого калия, полюсы катода и анода меняют местами, добавляя на сторону анода 1-2 капли крахмального раствора, через раствор пропускают электрический ток. Через некоторое время ученики могут наблюдать, как анодная сторона приобретает темно-синий цвет, а через трубку катода выходит газ, не имеющий запаха (чтобы удостовериться в выходе газа конец трубки катода опускается в посуду с водой). Учитель отмечает, что под влиянием I_2 , свободно выделяемого на аноде, раствор крахмала синее (это явление знакомо ученикам и из уроков биологии). Газ, выходящий из катода, собирается в маленькую лабораторную пробирку и подвергается воздействию огня. Слабый взрыв или характерный гул, возникший под действием пламени, убеждает учеников, что это газ H_2 .

Учащимся предлагается записать реакции, протекающие на катоде и аноде в процессе электролиза раствора. Реакции записываются при помощи направляющих подсказок учителя:



Общее молекулярное уравнение реакций:



Исследовательский вопрос: Всегда ли окисляется анион кислотного остатка на аноде при пропускании электрического тока через раствор соли?

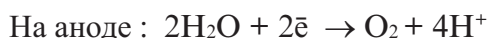
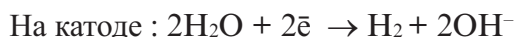
Чтобы ответить на этот вопрос, демонстрируется очередная опы.

U-образную трубку заполняют раствором сульфата натрия (Na_2SO_4) и пропускают постоянный электрический ток. Газ, выходящий из обеих сторон трубки, подвергается анализу, в результате которого выясняется, что на анодном участке выделяется кислород, а на катоде – водород. Об электролизе какого вещества свидетельствует выделение на аноде кислорода и водорода на катоде? Руководствуясь тем, что на электродах не выделялись натрий, сера или какие-либо из их соединений, ученики предполагают, что электролизу подвергается вода. Чтобы получить ответ на вопрос – в результате окисления каких ионов на аноде выделяется кислород O_2 , учитель предлагает классу вспомнить уравнение диссоциации воды:



Однако в связи с чрезмерно малым количеством распадающихся на ионы молекул воды, можно прийти к выводу, что на катодах и анодах

окисляются и восстанавливаются они сами. Затем ученики пишут схемы реакций, протекающих на катоде и аноде во время электролиза воды:



Общее молекулярное уравнение: $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{эл. ток}} \text{O}_2 + 2\text{H}_2$

Учитель обращается к классу с вопросом: при наличии каких анионов в растворе на аноде окисляются только анионы гидроксида? Чтобы ответить на этот вопрос, надо обратиться к ряду активности анионов:



На основании полученных знаний и показателей ряда активности катионов и анионов ученики приходят к следующим выводам относительно электролиза растворов солей (необходимо, чтобы они сами пришли к этим выводам, учитель может только задавать направляющие вопросы):

1. В процессе электролиза растворов солей активных металлов (Li-Al) на катоде выделяется газ водорода (H_2).

2. В результате электролиза растворов солей неактивных металлов (Cu-Au) на катоде выделяется металл.

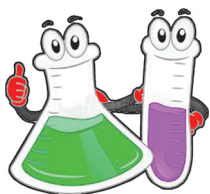
3. В результате электролиза растворов солей сульфида, йода, бромиды и хлорида на аноде выделяются сера (S), йод (I_2), бром (Br_2) и хлор (Cl_2), а при электролизе кислородосодержащих кислот и фтористой кислоты на аноде всегда выделяется кислород (O_2).

Дополняя эти выводы, учитель отмечает, что при электролизе растворов солей металлов, обладающих средней активностью (Zn-Pb), на катоде выделяется и металл и водород (H_2) и поручает группам записать реакции, протекающие на катоде и аноде при электролизе раствора сульфата железа (II).

Рассказывая о практическом применении электролиза, учитель сообщает, что в промышленности активные и неактивные металлы (Cl_2 , F_2) получают путем электролиза и поясняет, что для этих целей используются не растворы, а расплавы солей. А хлор можно получить как из раствора соли, так и из расплава.

Результаты работ обсуждаются и оцениваются.

Домашнее задание: повторите основные вопросы по единице обучения (дается план).



Урок 10. Факторы, влияющие на процесс электролиза. Применение электролиза



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.

Цель урока. Учащийся: объясняет образование кислой или щелочной среды в растворах при растворении в воде некоторых солей, составляет ионные и молекулярные уравнения ионного обмена солей и воды (гидролиз), развивает знания о сильных и слабых электролитах.

Интеграция: Ф.: 1.1.3.; 1.1.4.; 1.1.5.

Ресурсы: простой прибор, проверяющий электропроводность растворов, одинаковой концентрации растворы KCl , $AlCl_3$, H_2SO_4 , $NaOH$, Na_2SO_4 , плакаты, отражающие применение процесса электролиза, учебник.

Ход урока

Задавая нижеследующие вопросы, учитель актуализирует знания учеников о понятии «электролиз» и создает **мотивацию**:

- 1) Какие реакции называются реакциями электролиза?
- 2) Какие частицы в процессе электролиза играют роль носителей электрических зарядов?
- 3) Может ли быть одинаковым количество электрического заряда, проходящего через растворы разных электролитов при электролизе?
- 4) Какие формулы существуют для выражения связи массы вещества, выделяемого на электродах в процессе электролиза, количества электрического заряда и силы тока?

Полученные ответы уточняются. Затем задаются **исследовательские вопросы**:

1. Под воздействием каких факторов реакция электролиза может ускориться? Чем объясняется их влияние?
2. Расскажите о значении и сфере применения электролиза.

Для подготовки ответов класс делится на группы, двум-трем из них поручается 1-ое задание, остальным – 2-ое. Самой активной из групп, выполняющих 1-е задание поручается подготовка опыта, демонстрирующего влияние на скорость электролиза концентрации раствора электролита (большого количества ионов) и заряда ионов раствора (1-й опыт), а

другой группе – опыт, показывающий влияние на скорость электролиза природы электролита (2-й опыт).

Опыт проводится по следующей методике:

1-й опыт. Устанавливается прибор, проверяющий проводимость тока в растворах. К нему подсоединяются лампа и амперметр. По яркости свечения лампы (сильно-слабо) и измерению силы тока амперметром делается вывод о количестве электрического заряда, проходящего в цепи. С этой целью ток поочередно пропускается через растворы KCl и $AlCl_3$, имеющие одинаковую концентрацию. При прохождении тока через раствор $AlCl_3$ лампа горит ярче, а показания амперметра выше.

2-й опыт. Через растворы H_2SO_4 , $NaOH$ и Na_2SO_4 одинаковой концентрации пропускается электрический ток – по выделяемым пузырькам газа (H_2 – на катоде, O_2 – на аноде) видно, что наибольшая скорость в растворе H_2SO_4 , затем идет $NaOH$. В ответах представителей соответствующих групп эти детали особо подчеркиваются, а затем делаются выводы (как результат первого опыта необходимо отметить – чем больше заряд и количество ионов в растворе или чем выше его концентрация, тем больше количество электрического заряда и выше скорость электролиза. Как результат 2-го опыта необходимо отметить – на скорость электролиза влияет также химическая природа вещества электролита. При пропускании постоянного тока через растворы кислот и щелочей из-за большой подвижности ионов H^+ и OH^- процесс ускоряется.)

Опыты проводятся при помощи и под строгим контролем учителя, а презентации работ осуществляются самостоятельно.

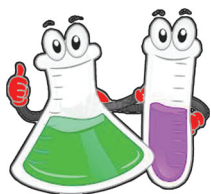
По истечении времени, отведенного на выполнение заданий, проводятся обсуждения и обобщения. В ходе обсуждений можно ограничиться ответами 3-х групп с разным заданием.

Полученные знания обобщаются при помощи следующих вопросов

1. Какие факторы влияют на процесс электролиза?
2. Как влияют на процесс электролиза концентрация и заряд ионов в растворе?
3. Как скорость процесса электролиза зависит от природы электролитов? Какие ионы (H^+ , OH^- , кислотный остаток, ионы металла) обладают большей подвижностью?
4. Какие вещества получают в промышленности способом электролиза? В каких еще промышленных сферах применяется электролиз?

Работы групп **оцениваются** по следующим критериям: уровень презентации, проведение опыта и объяснение полученных результатов, полнота ответов (по слайдам), сотрудничество в группе.

Домашнее задание: Полностью повторите тему «Электролиз».



Урок 11. Гидролиз солей



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.

Цель урока. Учащийся: объясняет образование кислой или щелочной среды в растворах при растворении в воде некоторых солей, составляет ионные и молекулярные уравнения ионного обмена солей и воды (гидролиз), развивает знания о сильных и слабых электролитах.

Интеграция: Ф.: 2.1.1.; 2.2.2.

Ресурсы: растворы солей NaCl , K_2SO_4 (или Na_2SO_4), K_2S , ZnCl_2 , Na_2CO_3 , AlCl_3 в колбах, лакмусная бумага или раствор, дистиллированная вода.

Ход урока

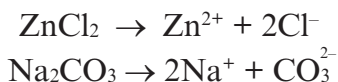
Для лучшего усвоения учениками нового урока учитель проводит короткий фронтальный опрос (задает **мотивирующие вопросы**):

1. Какие электролиты называются сильными и слабыми? Приведите примеры.
2. При соблюдении каких условий обменные реакции между электролитами протекают до конца?
3. На какие ионы, хоть в незначительной степени, могут диссоциировать молекулы воды, являющейся слабым электролитом?
4. По наличию большого количества каких ионов определяется образование кислой или щелочной среды в растворе?

После получения ответов на вопросы парам или группам раздаются испытательные колбы с 3-5 мг растворов солей NaCl , K_2SO_4 , Na_2CO_3 , K_2S , ZnCl_2 , AlCl_3 , дистиллированная вода, лакмусная бумага или раствор. Учитель поручает проверить каждый раствор и дистиллированную воду лакмусом, отмечая изменения цвета, и сделать вывод – каких ионов стало больше в растворах, поменявших свой цвет. Благодаря разъяснениям, данным на фронтальном опросе, ученики могут сделать правильный

вывод: красный цвет лакмуса свидетельствует об увеличении в растворе количества ионов H^+ , а синий – ионов OH^- . В связи с тем, что в растворах хлорида натрия, сульфата калия и в дистиллированной воде количество ионов H^+ и OH^- (концентрация) не меняется, цвет лакмуса также остается неизменным.

Затем при помощи исследовательского вопроса анализируются причины возрастания количества ионов H^+ и OH^- в растворе. Учитель сообщает: как вам известно, в растворах электролитов между ионами происходит химическое взаимодействие. Давайте при помощи ионных уравнений определим, какие реакции происходят между ионами в растворах ZnCl_2 и Na_2CO_3 , и как в результате этого увеличивается количество ионов H^+ и OH^- . Подумайте, какие из полученных ионов содержатся в составе слабых электролитов.



Напомним, что $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и H_2CO_3 являются слабыми электролитами, учитель доводит до сведения учеников, что лишь очень незначительная часть ионов $\text{Zn}(\text{OH})^+$ и HCO_3^- , образуемых на первой ступени диссоциации этих электролитов, распадается на ионы. Значит, если в растворе содержится большое количество ионов Zn^{2+} , они, взаимодействуя с молекулами воды, присоединяют к себе ионы OH^- и превращаются в более устойчивые частицы:

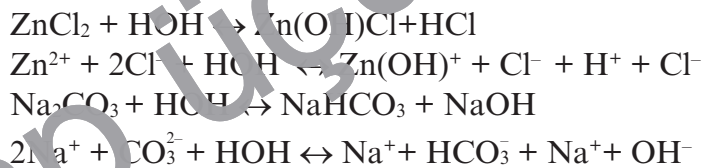


В результате этого возрастает количество свободных ионов H^+ (или H_3O^+) в растворе.

Ученикам поручается аналогичным способом написать реакцию иона карбоната (CO_3^{2-}) с молекулой воды, после чего делают вывод:



Учитель предлагает ученикам – напишите молекулярные и полное ионное уравнение реакции обмена этих солей с водой (гидролиз). Чтобы научиться правильно писать молекулярные формулы полученных веществ, обратите внимание на ионы, полученные из сокращенных ионных уравнений:



Задается вопрос: если в ионном уравнении сократить одинаковое количество одноименных ионов в правой и левой части равенства, какое уравнение мы получим? Учитель получает ответ, он уточняется.

Затем ученикам предлагается аналогичным способом (сначала написать сокращенное ионное уравнение) составить уравнение гидролиза солей K_2S и $Al(NO_3)_3$, опыты с которыми проводились. Представители 2-х групп пишут эти уравнения на доске, результаты обсуждаются всем классом.

Учитель продолжает урок: по каким группам можно классифицировать соли, если исходить из выводов опытов относительно образования их в результате взаимодействия кислот и оснований и учитывать факт того, является ли данная кислота и основание слабым или сильным электролитом? Например, из каких оснований (слабых или сильных) и кислоты образована соль хлорида цинка? Ответ: «Хлорид цинка – это соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой». Какие еще соли можно включить в данную группу? При растворении солей этого типа в воде количество каких ионов в растворе возрастает (H^+ или OH^-)? Эти же задания выполняются в отношении солей типа Na_2CO_3 .

А почему же в водных растворах солей $NaCl$ и K_2SO_4 соотношение H^+ и OH^- не меняется? К какой группе солей можно отнести их? Зная, что эти соли образуются кислотами и основаниями, являющимися сильными электролитами, ученики правильно отвечают на поставленный вопрос.

А как насчет солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой – вступают ли они в реакции гидролиза с водой? Что вы можете сказать о соотношении ионов H^+ и OH^- в растворах этих солей? Какая реакция происходит в их растворах – кислая или щелочная? Учитель вкратце поясняет: при растворении в воде солей, образованных из слабой кислоты и слабого основания, оба их иона, отдавая часть воды, вступают во взаимодействие с водой. В результате реакции образуется основание и кислота, являющиеся слабыми электролитами, реакция гидролиза протекает до конца.



Свойства раствора (слабой кислоты или слабого основания) зависят от постоянной (константы) диссоциации получаемых электролитов.

В конце урока знания и умения обобщаются посредством следующих вопросов:

1. Какие реакции называются реакциями гидролиза?

2. Какая среда образуется в растворе при растворении в воде солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой – кислая или щелочная?

3. Какая среда образуется в растворе при растворении в воде солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием?

4. При растворении в воде каких солей количественное соотношение ионов H^+ и OH^- в растворе не меняется?

5. Как протекает гидролиз солей, образованных от слабой кислоты и слабого основания, от чего зависит, будет ли среда кислая или щелочная?

Подытоживая результаты, учитель доводит до внимания учеников следующие заключения:

– гидролиз – это реакция образования слабых электролитов в результате взаимодействия ионов соли и молекул воды;

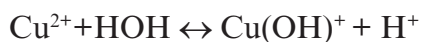
– в широком смысле гидролиз – это обменная реакция между разными веществами и водой, протекающая с распадом (разложением);

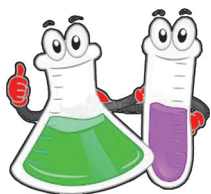
– реакции гидролиза ускоряются при сильном разбавлении раствора водой или повышении температуры вещества, равновесие гидролиза смещается в сторону получаемых веществ.

При нехватке времени выполнение следующих заданий можно поручить на дом:

1. При растворении в какой воде солей Li_2S , $FeCl_3$, KCl происходит гидролиз? Составьте уравнения гидролиза.

2. На основании следующих сокращенных ионных уравнений напишите молекулярные уравнения:





Урок 12. Факторы, влияющие на гидролиз. Степень гидролиза



Стандарт: 1.2.1.; 1.3.1.; 4.1.1.

Цель урока. Учащийся: перечисляет факторы, влияющие на процесс гидролиза, и объясняет их; раскрывает понятия степени гидролиза и постоянной (константы) гидролиза, указывает их различия и дает формулировку.

Интеграция: Б.: 4.1.1.

Ресурсы: поваренная соль (NaCl), сода (Na_2CO_3), соли хлорида алюминия (AlCl_3) или сульфата цинка (ZnSO_4), дистиллированная вода, лакмус и индикаторы фенолфталеина, нагреватель, учебник, химические стаканы или большая колба

Ход урока

Урок начинается с актуализации знаний учеников о гидролизе и проведении опытов мотивирующего характера. С этой целью учитель задает вопросы:

1. Какие реакции называются реакциями гидролиза?
2. На какие группы делятся соли по своему свойству вступать или не вступать в гидролиз?
3. Как меняют цвет лакмуса растворы нормальных солей, образующихся от а) слабых оснований и сильных кислот, б) от сильных оснований и слабых кислот? Чем это объясняется?

После получения ответов проводятся следующие опыты: в 3 большие колбы с разбавленными растворами солей NaCl , AlCl_3 (или ZnSO_4) и Na_2CO_3 добавляются 2-3 капли раствора лакмуса. Демонстрируя их ученикам, учитель спрашивает:

1. Почему в поваренной соли лакмус не меняет свой цвет? К какой группе солей относится эта соль?
2. Почему лакмус приобретает красный цвет в растворе AlCl_3 (или ZnSO_4)? К какой группе относится эта соль? Напишите ионное и молекулярное уравнение первой степени реакции гидролиза.
3. Почему лакмус приобретает синий цвет (чтобы разница в цвете была лучше видна, рекомендуется использовать красную бумагу лак-

муса) в растворе Na_2CO_3 (сода)? К какой группе солей относится сода? Напишите уравнение первой ступени реакции гидролиза.

После получения ответов на доске (или на экране) пишутся **исследовательские вопросы**:

1. Какие факторы могут влиять на ускорение процесса гидролиза, на смещение равновесия вправо?

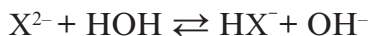
2. Что такое степень гидролиза, постоянная гидролиза? Дайте формулировку.

Проведение исследования. Учитель говорит: «Выучите соответствующую тему учебника и подготовьте ответы на вопросы и задания». Он раздает группам следующие вопросы и задания:

2. Какие факторы влияют на степень гидролиза солей? Как вы объясните увеличение степени гидролиза (смещение гидролизного равновесия вправо) при повышении температуры раствора?

3. Как влияет на процесс гидролиза концентрация раствора? Чем вы можете это объяснить?

Какая группа солей может подвергнуться гидролизу, общее уравнение которого выражается в форме



Напишите ионное и молекулярное уравнение первой ступени гидролиза какой-нибудь соли из этой группы.

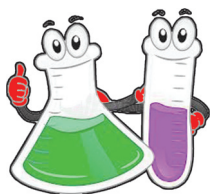
4. Дайте определение постоянной гидролиза. Напишите уравнение первой ступени гидролиза соли K_2S и напишите формулу постоянной гидролиза ($K_{\text{гид}}$) для уравнения этой реакции. Какой фактор влияет на изменение значения постоянной гидролиза?

5. Какие цвета можно наблюдать, если добавить несколько капель лакмуса в разбавленные растворы карбоната калия (углекислый калий) и сульфата натрия? Напишите ионное и молекулярное уравнение первой ступени гидролиза соли.

На подготовку ответов отводится 13-20 минут. По истечении этого времени выступления групп выслушиваются, обсуждаются и оцениваются.

После обсуждений при участии всего класса проводится обобщение понятий по гидролизу.

Общие **критерии оценивания** групп: правильность и полнота ответов, уровень ответов учеников на дополнительные вопросы, сотрудничество в группе, дисциплина, уровень презентаций.



Урок 13. Решение экспериментальных задач по единице обучения (практическое занятие)



Стандарт: 1.3.1.; 4.1.1.

Цель урока. Учащийся: на опытах проверяет свои знания о свойствах электролитов, реакциях ионного обмена, гидролизе солей, возникновении теплового эффекта при растворении электролитов в воде, развивает и закрепляет умение написания молекулярных и ионных уравнений различных реакций.

Интеграция: Ф.: 1.1.4.; 3.1.2.

Ресурсы: химические стаканы, пробирки, растворы Na_2CO_3 , Na_2SO_4 , AlCl_3 , ZnCl_2 , NaCl , ZnSO_4 , CuCl_2 , Na_2SO_3 , HCl , HNO_3 , NaOH , H_2SO_4 , лакмус, метилоранж.

Ход урока

Урок начинается с формирования в классе групп из 4-5 учеников. Сначала всем группам дается одинаковое задание: написать формулы оснований, кислот и солей, являющихся слабыми электролитами. С доски вызывается по одному представителю групп, которые приводят по 2-3 формулы слабых кислот, оснований и солей. Затем дается следующее задание: каждый ученик должен написать молекулярное и ионное уравнение одной реакции, относящейся к получению слабого основания, кислоты или соли. Учитель поручает также написать уравнения какой-нибудь реакции, протекающей между щелочью и кислотой. Он объявляет, что каждый ученик свободен в выборе веществ.

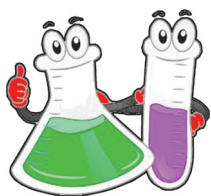
После выполнения заданий группам раздаются в стаканах или пробирках по два кристалла соли, способной создать кислую или щелочную среду, дистиллированная вода (при отсутствии таковой – талая или дождевая вода) и индикаторы (лакмус или метилоранж). Учитель поручает растворить соли в воде, проверить индикаторами, написать ионные уравнения протекающих гидролизных реакций и определить возникшую среду.

Следующее задание: между какими из этих солей и кислот произойдет реакция? Проведите эти реакции и напишите их молекулярную и ионную формулы. С этой целью группам раздаются растворы Na_2CO_3 , ZnSO_4 , CuCl_2 , Na_2SO_3 , Na_2SO_4 , HCl , HNO_3 , NaOH и чистые пробы. При выполнении практических работ учитель контролирует деятельность групп, стараясь привлечь каждого ученика к определенной работе.

Домашнее задание: Напишите отчет о ходе выполняемых практических работ (заданий и химических опытов) и их результатах.

На следующем уроке учитель собирает тетради с написанными отчетами, проверяет и оценивает их. При выставлении общих оценок в классном журнале учитываются как уровень и точность написания отчетов, так и активность и умения, проявленные учениками при выполнении практических работ.

При отсутствии возможности проведения химических опытов учащиеся на практических занятиях решают вычислительные задачи и выполняют задания по теме.



Урок 14. Повторение знаний и умений по темам, входящим в единицу обучения, контрольная письменная работа (МСО)



Цель урока: Определить знания и умения учеников по единице обучения и оценить их.

Ресурсы: тестовые задания в 2-х вариантах, экранные средства для их презентаций (компьютер, проектор и т.д.) или большой лист ватмана с текстом заданий.

Ход урока

До проведения письменной работы проверяется уровень подготовки учеников (3-5 мин.), представляются в увеличенном размере варианты тестовых заданий. В качестве примера предлагаем вашему вниманию один вариант теста:

Тест

1. Выберите электролиты:

1. Соляная кислота (хлороводородная)
2. Поваренная соль
3. Сахар
4. Этиловый спирт
5. Уксусная кислота
6. Глюкоза

2. Какая реакция имеет сокращенное ионное уравнение $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$?

- A) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
- B) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
- C) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
- D) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- E) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$

3. В каком случае реакция между растворами веществ протекает до конца?

- A) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
- B) $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
- C) $\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$
- D) $\text{CuSO}_4 + \text{NaNO}_3 \rightarrow$
- E) $\text{CuO} + \text{HCl} \rightarrow$

4. Какая соль не подвергается гидролизу?

- A) KNO_3 B) K_2CO_3 C) Na_2S D) ZnCl_2 E) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

5. Укажите ряд, состоящий только из сильных электролитов.

- A) $\text{NaNO}_3, \text{BaSO}_4, \text{CaCl}_2$
- B) $\text{AlCl}_3, \text{AgCl}, \text{CaCl}_2$
- C) $\text{NaCl}, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{K}_2\text{SO}_4$
- D) $\text{NH}_4\text{Cl}, \text{KCl}, \text{Ag}_3\text{PO}_4$
- E) $\text{AgCl}, \text{K}_2\text{CO}_3, \text{NaBr}$

6. Общее число ионов, полученных от диссоциации на ионы 2 молей $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ равно $18,06 \cdot 10^{23}$. Какова степень диссоциации?

7. Сколько всего ионов образуется при растворении в воде 1 моля FeCl_3 ? ($\alpha = 100\%$)

8. Какие вещества и в какой последовательности выделяются на катоде при пропускании электрического тока через раствор, содержащий $\text{Na}_2\text{SO}_4, \text{KCl}, \text{AgNO}_3, \text{CuBr}_2$?

- A) $\text{H}_2, \text{Ag}, \text{Cu}$
- B) $\text{Ag}, \text{Cu}, \text{H}_2$
- C) $\text{Cu}, \text{Ag}, \text{H}_2$
- D) $\text{Cu}, \text{H}_2, \text{Ag}$
- E) $\text{Ag}, \text{H}_2, \text{Cu}$

9. При электролизе водного раствора каких электролитов на электродах образуются одинаковые вещества?

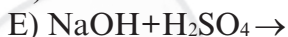
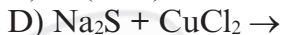
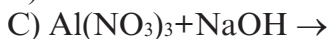
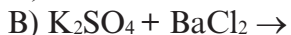
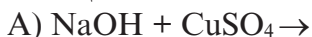
- 1) $\text{CuSO}_4 \rightarrow$ 2) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 3) $\text{KNO}_3 \rightarrow$ 4) $\text{CaCl}_2 \rightarrow$
- 5) $\text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ 6) $\text{NaBr} \rightarrow$

10. Определите соответствие:

Сумма коэффициентов сокращенных ионных уравнений

1) 3; 2) 4; 3) 5.

Реакции



11. Определите соответствие:

Среда водного раствора соли:

1) кислая 2) щелочная 3) нейтральная?



12. Если при растворении в воде NaOH образуется всего $9,03 \cdot 10^{23}$ ионов, сколько моль NaOH диссоциировало?

Использованная литература

1. Ümumi təhsilin fənn standartları I–XI siniflər. Bakı, 2012, 400 səh.
2. Kimya fənn kurikulumu// Kimya məktəbdə. 2014. № 2-3
3. 9-cu sinifdə kimyanın tədrisi (Xodakov Y.V. və b.). Müəllimlər üçün metodik vəsait. Bakı, «Maarif», 1975.
4. Əliyev A.H., Əkbərov O.H. Kimyadan məsələlər, çalışmalar və testlər. Bakı, «Nərgiz», 2003.
5. Abbasov M.M. Kimya (abituriyentlər və yuxarı sinif şagirdləri üçün dərs vəsaiti – I hissə). Bakı, 2007, TQDK.
6. Veysova Z. Fəal/interaktiv təlim. Azərbaycan Təhsil Nazirliyi. UNESCO, 2008.
7. Преподавание неорганической химии в средней школе. (Метод. пособие для учителей). Изд. 2-е, перераб. М., «Просвещение», 1975.
8. Вивюрский В.Я. Заключительные уроки по химии в средней школе. (Пособие для учителя). М. «Просвещение», 1980.
9. Дидактика средней школы /Под ред. М.Н.Скаткина / М., «Просвещение», 1982.
10. Махмутов М.И. Современный урок. М., «Просвещение», 1981.
11. Зуева М.В. Развитие учащихся при обучении химии. М., «Просвещение», 1978.
12. Иванова Р.Г., Савич Т.З., Чертков И.Н. Самостоятельная работа учащихся на уроках химии. М., «Просвещение», 1982.
13. Методика преподавания химии: Учебное пособие для студентов пед. ин-ов по химии и биологии. Спец. М., «Просвещение», 1984.
14. Ксензова Г.Ю. Перспективные школьные технологии (учеб.-метод. пособие). М., Педагогическое общество России, 2000.
15. Кларин М.В. Педагогическая технология в учебном процессе. М., 1989.

16. Актуальные проблемы дифференцированного обучения. Минск, 1992.

17. Новые педагогические и информационные технологии в системе образования (учебн. пособ. для студ. и пед. кадров). Е.С.Полат и др. Под ред. Е.С.Полат. М., Изд. Цент., «Академия», 2000.

18. **Селевко Г.К.** Современные образовательные технологии /Учебн. пособие/ М., Народное образование, 1998.

19. **Хомченко И.Г.** Общая химия. М., Химия, 1987.

20. **Петров М.М., Михилев Л.А., Кукушкин Ю.Н.** Неорганическая химия. М., Химия, 1976.

21. Концепция программы курса химии для 8–9 классов общеобразовательных учебных заведений. (Под общей редакцией акад. РАН В.В.Лунина). Москва, 2003.

СОДЕРЖАНИЕ

Вступление	3
1. Методические рекомендации по преподаванию химии	
в VIII классе	4
1.1. О содержании обучения	4
1.2. О стратегиях обучения и оценивания, применяемых в VIII классе	4
1.3. О планировании обучения	9
1.4. Образец годового планирования	11
2. Методика преподавания тем уроков	18
I единица обучения. Важнейшие классы неорганических соединений.....	18
Урок 1. Оксиды – их наименование, классификация и физические свойства	20
Урок 2. Получение и химические свойства оксидов	24
Урок 3. Основания – состав, классификация, наименование и получение	26
Урок 4. Физические и химические свойства оснований	28
Урок 5. Кислоты – их состав, классификация, наименование и методы получения	30
Урок 6. Физические и химические свойства кислот.....	32
Урок 7. Соли – состав, классификация, наименование и методы получения.....	33
Урок 8. Важнейшие свойства солей	37
Урок 9. Практическое занятие. Решение экспериментальных задач по теме «Генетическая связь между важнейшими классами неорганических соединений»	39
Урок 10. Контрольная письменная работа (тестовым методом) (МСО).....	42
II единица обучения. Классификация химических реакций.	
Скорость химических реакций.	
Химическое равновесие	48
Урок 1. Классификация химических реакций.....	49
Урок 2. Скорость химических реакций.....	51
Урок 3. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.....	53

Урок 4. Катализаторы и каталитические реакции.....	56
Урок 5. Химическое равновесие	58
Урок 6. Факторы, влияющие на химическое равновесие	61
Урок 7. Изучение влияния различных факторов на скорость химических реакций (Практическое занятие)	65
Урок 8. Контрольная письменная работа (тестовым методом) (МСО)	69

III единица обучения. Периодический закон. Периодическая система химических элементов и

строение атома.....	73
Урок 1. Периодический закон	74
Урок 2. Периодическая система химических элементов.....	78
Урок 3. Модели атомов. Электронные орбитали	80
Урок 4. Строение электронного слоя атомов.....	82
Урок 5. Последовательность заполнения орбиталей энергетических уровней электронами. Электронные формулы атомов	85
Урок 6. Электронное строение элементов I–IV периодов.....	87
Урок 7. Стационарное (нормальное) и возбужденное состояние атомов	92
Урок 8. Определение свойств элемента на основе строения атома	94
Урок 9. Периодичность свойств элементов. Значение периодического закона	96
Урок 10. Контрольная письменная работа по единице обучения (МСО)	98

IV единица обучения. Химическая связь

Урок 1. Электроотрицательность химических элементов	102
Урок 2. Химическая связь. Ковалентная связь	105
Урок 3. Механизм образования ковалентной связи	107
Урок 4. Виды ковалентной связи	110
Урок 5. Свойства ковалентной связи	115
Урок 6. Гибридизация орбиталей атома и ее влияние на форму молекул	116
Урок 7. Ионная связь.....	118
Урок 8. Металлическая и водородная связи	119
Урок 9. Типы кристаллических решеток	122
Урок 10. Контрольная письменная работа	124

V единица обучения. Окислительно-восстановительные реакции	129
Урок 1. Степень окисления	131
Урок 2. Окислительно-восстановительные реакции	134
Урок 3. Составление окислительно-восстановительных реакций	136
Урок 4. Типы окислительно-восстановительных реакций.....	139
Урок 5. Частные случаи окислительно-восстановительных реакций....	141
Урок 6. Контрольная письменная работа по единице обучения (МСО).....	143
VI единица обучения. Электролитическая диссоциация.	
Электролиз. Гидролиз	148
Урок 1. Сущность процессов электролитической диссоциации	149
Урок 2. Гидратная теория	153
Урок 3. Диссоциация кислот и оснований.....	155
Урок 4. Диссоциация солей.....	157
Урок 5. Степень диссоциации. Слабые и сильные электролиты	159
Урок 6. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Постоянная диссоциации.....	162
Урок 7. Реакции ионного обмена.....	164
Урок 8. Электролиз	166
Урок 9. Электролиз водных растворов электролитов	169
Урок 10. Факторы, влияющие на процесс электролиза. Применение электролиза	172
Урок 11. Гидролиз солей.....	174
Урок 12. Факторы, влияющие на гидролиз. Степень гидролиза	178
Урок 13. Решение экспериментальных задач по единице обучения (практическое занятие).....	180
Урок 14. Повторение знаний и умений по темам, входящим в единицу обучения, контрольная письменная работа (МСО).....	182
Использованная литература	185

Издательский редактор *Эльшаддэ Азизова*
Художественный и технический редактор *Абдулла Алекперов*
Компьютерные дизайнеры *Саидат Гүлзаде, Тахмасиб Мехтиева*
Корректор *Саида Абдуллаева*

Подписано в печать 20.07.2015. Формат бумаги 70x100^{1/16}.
Печать офсетная. Бумага офсетная. Школьная гарнитура. Физ. печ. л. 12,0.
Уч.- изд. л. 11,5. Заказ 46. Тираж 420 (бесплатно).

Издательско-полиграфическое
предприятие ООО «А.полиграф»
Баку, AZ-1058, ул. Ф.Халифского, 121^В
e-mail: a.poligraf@box.az

*Mütəllim Məhərrəm oğlu Abbasov
Akif Həsənbəy oğlu Əliyev*

İMZA

8-cü sinif

(Mütəllim üçün metodik vəsait)

rus dilində

Bakı, «Açıqolqraf», 2015.