

Муниципальное бюджетное общеобразовательное учреждение
«Средняя общеобразовательная школа № 6»

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА
курса внеурочной деятельности

«За страницами учебника химии»
9 класс

Автор – составитель:

Боровик Елена
Владимировна,
учитель химии
МБОУ «СОШ № 6»

Ангарск, 2023 г.

Пояснительная записка

Рабочая программа внеурочной деятельности «За страницами учебника химии» в основной школе для обучающихся 9 классов составлена на основе примерных программ в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта основного общего образования и написана на основании следующих нормативных документов:

- Закона РФ «Об образовании в Российской Федерации» от 29.12.2012 № 273-ФЗ;
- Концепция духовно-нравственного развития и воспитания личности гражданина России.
- Федеральный государственный образовательный стандарт основного общего образования, утвержденный приказом Минпросвещения РФ от 31.05.2021 г. № 287
- Примерная рабочая программа основного общего образования, одобрена решением федерального учебно-методического объединения по общему образованию, протокол от 08.04.2015 г. №1/15 (ред. от 04.02.2020 г.);
- Методические рекомендации по подготовке и проведению государственной итоговой аттестации по образовательным программам основного общего образования в 2022 году (Приложение к письму Рособрнадзора от 31.01.2022г. № 04-18).

Актуальность программы: опыт показывает, что восьмиклассники не вполне осознанно и ответственно относятся к изучению нового и сложного предмета «химия», так как еще не определились с выбором экзамена. Поэтому в 9 классе обнаруживаются пробелы в знаниях основных химических понятий, химических свойств веществ, в умениях составлять формулы соединений, уравнения химических реакций, решать расчетные задачи.

Данный курс внеурочной деятельности позволяет закрепить, обобщить, расширить и углубить знания учащихся по всем основным разделам школьного курса химии основной школы: первоначальные химические понятия, химические реакции, основные классы неорганических веществ, ПЗ и ПСХЭ Д.И. Менделеева, строение атома, химическая связь, применение веществ и химических реакций, а также ликвидировать возможные пробелы. Содержание курса предназначено для овладения теоретическим материалом и отработки практических навыков (проведения химических реакций, отражающих химические свойства веществ), решения заданий контрольно-измерительных материалов ОГЭ по химии.

Программа курса «За страницами учебника химии» также создает условия для социального, культурного и профессионального самоопределения, творческой самореализации личности ребёнка, формирования химической грамотности и безопасного использования веществ в повседневной жизни.

Новизна программы: системное использование компьютерных технологий, позволяющих оптимизировать процесс подготовки обучающихся к ОГЭ по химии, т.е. сделать его более информативным, динамичным, наглядным, практико ориентированным. Кроме того, использование компьютерных технологий даёт возможность на качественно новом уровне изучать, обобщать и углублять содержание предмета, формирование практических навыков. При подготовке к экзамену обучающиеся используют Интернет-ресурсы, образовательные сайты как информационное поле, позволяющее получить дополнительную оперативную, актуальную информацию по вопросу (ошибочный ответ, теория по теме, алгоритм решения). При реализации программы формируются ИКТ - компетенции, так как приоритетным направлением являются прохождение тестов, решение тренировочных заданий на интернет платформах.

Цель: закрепление, систематизация и углубление знаний учащихся по химии путем решения разнообразных заданий повышенного уровня сложности, отработки экспериментальной части экзамена, соответствующей требованиям основного государственного экзамена по химии в 2022 году.

Задачи:

1. закрепить, систематизировать и расширить знания учащихся по всем основным разделам курса химии основной школы (первоначальные химические понятия,

- химические реакции, основные классы неорганических веществ, ПЗ и ПСХЭ Д.И. Менделеева, строение атома, химическая связь, применение веществ и химических реакций);
2. формировать навыки аналитической деятельности, прогнозирования результатов для различных вариативных ситуаций;
 3. развивать познавательный интерес, интеллектуальные способности в процессе поиска решений;
 4. формировать индивидуальные образовательные потребности в выборе дальнейшего профиля обучения в старшей школе.
 5. отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

Отличительные особенности курса

Данный курс сопровождает учебный предмет «Химия» и предназначен для учащихся 9 класса, выбравших этот предмет для сдачи экзамена по новой форме ОГЭ.

Курс рассчитан на **68 часов (2 ч. в неделю)**.

При составлении программы были отобраны такие вопросы, которые заинтересовали бы учащихся, помогли бы им при подготовке к ОГЭ и олимпиаде, были доступны по содержанию и методике выполнения, готовили бы будущих исследователей, давали опыт творческой деятельности.

В программе уделяется большое внимание решению расчетных задач, которые содействуют конкретизации и упрочению знаний, развивают навыки самостоятельной работы, служат закреплению в памяти учащихся химических законов, теорий и важнейших понятий, и экспериментальной работе, способствующей закреплению знаний о свойствах веществ и способах их получения.

Полученные знания должны помочь учащимся:

- успешно сдать экзамен по химии в новой форме;
- определиться в выборе индивидуальных образовательных потребностей (профиля обучения);
- закрепить практические навыки и умения при решении разноуровневых заданий;
- отрабатывать применение теоретических знаний на практике решения заданий;

Занятия дают возможность достичь:

Личностных результатов:

- воспитание российской гражданской идентичности: патриотизма, любви и уважению к Отечеству, чувства гордости за свою Родину, за российскую химическую науку;
- формирование целостного мировоззрения, соответствующего современному уровню развития науки и общественной практики, а также социальному, культурному, языковому и духовному многообразию современного мира;
- формирование ответственного отношения к учению, готовности и способности к саморазвитию и самообразованию на основе мотивации к обучению и познанию, выбору профильного образования на основе информации о существующих профессиях и личных профессиональных предпочтений, осознанному построению индивидуальной образовательной траектории с учетом устойчивых познавательных интересов;
- формирование коммуникативной компетентности в образовательной, общественно полезной, учебно-исследовательской, творческой и других видах деятельности;
- формирование понимания ценности здорового и безопасного образа жизни;
- усвоение правил индивидуального и коллективного безопасного поведения в чрезвычайных ситуациях, угрожающих жизни и здоровью людей;
- формирование познавательной и информационной культуры, в том числе развитие навыков самостоятельной работы с учебными пособиями, книгами, доступными инструментами и техническими средствами информационных технологий;

- формирование основ экологического сознания на основе признания ценности жизни во всех её проявлениях и необходимости ответственного, бережного отношения к окружающей среде;

- развитие готовности к решению творческих задач, умения находить адекватные способы поведения и взаимодействия с партнерами во время учебной и внеучебной деятельности, способности оценивать проблемные ситуации и оперативно принимать ответственные решения в различных продуктивных видах деятельности (учебная поисково-исследовательская, проектная, кружковая и т. п.)

Метапредметными результатами освоения программы являются:

- овладение навыками самостоятельного приобретения новых знаний, организации учебной деятельности, поиска средств её осуществления;

- умение планировать пути достижения целей на основе самостоятельного анализа условий и средств их достижения, выделять альтернативные способы достижения цели и выбирать наиболее эффективный способ, осуществлять познавательную рефлексию в отношении действий по решению учебных и познавательных задач.

- умение понимать проблему, ставить вопросы, выдвигать гипотезу, давать определение понятиям, классифицировать, структурировать материал, проводить эксперименты, аргументировать собственную позицию, формулировать выводы и заключения;

- умение соотносить свои действия с планируемыми результатами, осуществлять контроль своей деятельности в процессе достижения результата, определять способы действий в рамках предложенных условий и требований, корректировать свои действия в соответствии с изменяющейся ситуацией;

- формирование и развитие компетентности в области использования инструментов и технических средств информационных технологий (компьютеров и программного обеспечения) как инструментально основы развития коммуникативных и познавательных универсальных учебных действий;

- умение создавать, применять и преобразовывать знаки и символы, модели и схемы для решения учебных и познавательных задач;

- умение извлекать информацию из различных источников (включая средства массовой информации, компакт-диски учебного назначения, ресурсы Интернета), свободно пользоваться справочной литературой, в том числе и на электронных носителях, соблюдать нормы информационной избирательности, этики;

- умение на практике пользоваться основными логическими приемами, методами наблюдения, моделирования, объяснения, решения проблем, прогнозирования и др.;

- умение организовывать свою жизнь в соответствии с представлениями о здоровом образе жизни, правах и обязанностях гражданина, ценностях бытия, культуры и социального взаимодействия;

- умение выполнять познавательные и практические задания, в том числе проектные; умение самостоятельно и аргументированно оценивать свои действия и действия одноклассников, содержательно обосновывая правильность или ошибочность результата и способа действия, адекватно оценивать объективную трудность как меру фактического или предполагаемого расхода ресурсов на решение задачи, а также свои возможности в достижении цели определенной сложности;

- умение работать в группе – эффективно сотрудничать и взаимодействовать на основе координации различных позиций при выработке общего решения в совместной деятельности; слушать партнера, формулировать и аргументировать свое мнение, корректно отстаивать свою позицию и координировать ее с позиции партнеров, в том числе в ситуации столкновения интересов; продуктивно разрешать конфликты на основе учета интересов и позиций всех его участников, поиска и оценки альтернативных способов разрешения конфликтов.

Предметными результатами освоения являются:

- формирование первоначальных систематизированных представлений о веществах, их превращениях и практическом применении; овладение понятийным аппаратом и символическим языком химии;
 - осознание объективно значимости основ химической науки как области современного естествознания, химических превращений органических и неорганических веществ как основы многих явлений живой и неживой природы; углубление представлений о материальном единстве мира;
 - овладение основами химической грамотности: способностью анализировать и объективно оценивать жизненные ситуации, связанные с химией, навыками безопасного обращения с веществами, используемыми в повседневной жизни; умением анализировать и планировать экологически безопасное поведение в целях сохранения здоровья и окружающей среды;
 - формирование умений устанавливать связи между реально наблюдаемыми химическими явлениями и процессами, происходящими в микромире, объяснять причины многообразия веществ, зависимость их свойств от состава и строения, а также зависимость применения веществ от их свойств;
 - приобретения опыта использования различных методов изучения веществ; наблюдения за их превращениями при проведении несложных химических экспериментов с использованием лабораторного оборудования и приборов;
 - умение оказывать первую помощь при отравлениях, ожогах и других травмах, связанных с веществами и лабораторным оборудованием;
 - овладение приемами работы с информацией химического содержания, представленной в разной форме (в виде текста, формул, графиков, табличных данных, схем, фотографий и др.)
 - создание основы для формирования интереса к расширению и углублению химических знаний и выбора химии как профильного предмета при переходе на ступень среднего (полного) общего образования, а в дальнейшем и в качестве сферы своей профессиональной деятельности;
- формирование представлений о значении химической науки в решении современных экологических проблем, в том числе в предотвращении техногенных и экологических катастроф.

Содержание курса внеурочной деятельности

Тема 1. Первоначальные химические понятия (6 ч).

Простые и сложные вещества. Химическая формула вещества. Относительная молекулярная масса вещества. Массовая доля элемента в веществе. Количественные характеристики вещества. Физические и химические явления. Валентность. Химическая формула. Химические реакции. Химические уравнения. Количественные характеристики вещества.

Правила техники безопасности. Лабораторное оборудование и его назначение.

Расчеты:

- определение валентности, составление формул по валентности
- определение массовой доли элемента в веществе;
- расчеты по формулам с использованием количественных характеристик вещества;
- стехиометрические расчеты по химическим уравнениям;

Тема 2. Химические реакции (12 ч).

Электrolитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты. Реакции ионного обмена. Условия протекания реакций ионного обмена. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители.

Тема 3. Основные классы неорганических веществ (16 ч).

Классификация неорганических соединений. Химические свойства оксидов, оснований, кислот, солей. Амфотерность. Генетическая связь между различными классами неорганических соединений. Классификация химических реакций по различным признакам. Металлы главных подгрупп I–III групп периодической системы Д.И. Менделеева, их важнейшие соединения. Металлы побочных подгрупп: медь, цинк, железо и их соединения. Общая характеристика неметаллов и их соединений: оксидов, кислот и др.

Тема 4. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома (4ч).

Строение атомов элементов первых трех периодов ПСХЭ Д.И. Менделеева. Строение электронных оболочек атомов. Общая характеристика элементов на основании положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева. Закономерности изменения атомных радиусов, металлических и неметаллических свойств элементов, свойств высших оксидов и гидроксидов в периодах и группах периодической системы.

Тема 5. Строение вещества. Химическая связь. (4 ч).

Степень окисления. Бинарные соединения, их номенклатура.

Химическая связь, ее виды. Ковалентная химическая связь: полярная, неполярная, механизмы ее образования. Ионная химическая связь. Металлическая химическая связь, ее особенности. Вещества молекулярного и немoleкулярного строения. Кристаллические решетки. Свойства веществ с различным типом кристаллических решеток.

Тема 6. Познание и применение веществ и химических реакций (14 ч).

Чистые вещества и смеси. Разделение смесей и очистка веществ. Получение газообразных веществ. Признаки химических реакций.

Определение характера среды растворов кислот и щелочей с помощью индикаторов. Качественные реакции на катионы и анионы. Приготовление растворов. Вычисление массовой доли растворенного вещества в растворе.

Расчеты:

- Вычисление массовой доли растворенного вещества по известной массе раствора и массе (объёму) продукта реакции.
- Вычисление массы или объема продукта реакции по известной массе раствора исходного вещества с определенной массовой долей. - Вычисление массы раствора исходного вещества с определенной массовой долей по известной массе раствора и массе (объёму) продукта реакции.
- Выполнение практической части.

Тема 7. Практическое применение знаний (12 ч).

Решение тестов.

Пробный ОГЭ по химии.

Формы организации учебного процесса

Класно-урочная система, система консультационной поддержки, индивидуальных занятий, самостоятельная работа учащихся с использованием современных информационных технологий.

Тематическое планирование

№ темы	Название темы	Кол. час.
1.	Первоначальные химические понятия.	6
2.	Химические реакции.	12
3.	Основные классы неорганических и органических веществ	16
4.	ПЗ и ПСХЭ Д.И. Менделеева. Строение атома.	4
5.	Строение вещества. Химическая связь	4

6.	Познание и применение веществ и химических реакций.	14
7.	Практическое применение знаний.	12
	Итого:	68

Календарно- тематическое планирование

№ п/п	Тема раздела, занятия	Кол час	Дата	
			План	Факт
	Тема 1. Первоначальные химические понятия (6 ч).			
1.	Чистые вещества и смеси, правилам работы в школьной лаборатории и химической посуде и оборудованию. Разбор типовых вариантов задания №16 ОГЭ по химии	2		
2	Валентность химических элементов и степень окисления. Разбор типовых вариантов заданий № 4 ОГЭ	2		
3.	Классификация веществ в химии. Разбор типовых вариантов задания № ОГЭ по химии	2		
	Тема 2. Химические реакции, закономерности их протекания (12 ч).			
4.	Химические реакции, классификация. Разбор типовых вариантов задания № 11 ОГЭ	2		
5.	Электролитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты. Разбор типовых вариантов заданий №13 ОГЭ.	2		
6.	Реакции ионного обмена. Условия протекания реакций ионного обмена. Разбор типовых вариантов задания №14 ОГЭ по химии.	2		
7.	Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Разбор типовых вариантов задания №15 ОГЭ по химии	2		
8.	Решение 12 задания – признаки реакций	2		
9.	Упражнения в составлении ОВР. Решение заданий ОГЭ повышенного уровня сложности	2		
	Тема 3. Основные классы веществ (16 ч).			
10.	Свойства металлов. Разбор типовых вариантов заданий №6 ОГЭ по химии	2		
11.	Свойства неметаллов. Разбор типовых вариантов заданий №6 ОГЭ по химии	2		
12.	Классификация и свойства оксидов, оснований, кислот и солей. Разбор типовых вариантов задания №7 ОГЭ по химии	2		
13.	Химические свойства кислот и оснований. Разбор типовых вариантов заданий №10,11 ОГЭ по химии	2		
14.	Химические свойства средних солей. Разбор типовых вариантов задания №10, 12 ОГЭ по химии	2		
15.	Химические свойства простых и сложных веществ. Разбор типовых вариантов задания №8 ОГЭ по химии	2		
16.	Особые свойства серной кислоты. Азот и фосфор, их соединения. Особые свойства азотной кислоты. Задания №9 ОГЭ	2		
17.	Решение теста. Генетическая связь между различными классами неорганических соединений. Решение заданий на осуществление превращений в цепочках.	2		

	Тема 4. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома (4 ч).			
18.	Строения атома и строения электронных оболочек Разбор типовых вариантов заданий №2, 6 ОГЭ по химии	2		
19	Строение электронных оболочек атомов элементов первых трех периодов ПСХЭ Д.И. Менделеева. Закономерности периодической системы. Разбор типовых вариантов задания №3 ОГЭ по химии	2		
	Тема 5. Строение веществ. Химическая связь (3 ч).			
20.	Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Химическая связь, ее виды. Разбор типовых вариантов заданий № 5 ОГЭ по химии	2		
21.	Решение тренировочного теста.	2		
	Тема 6. Познание и применение веществ и химических реакций (4 ч).			
22	Качественные реакции на катионы и анионы. Разбор типовых вариантов задания №17 ОГЭ по химии.	2		
23.	Вычисление массовой доли растворенного вещества по известной массе раствора и массе (объёму) продукта реакции. Разбор типовых вариантов задания №18 ОГЭ по химии	2		
24.	Вычисление массы или объема продукта реакции по известной массе раствора исходного вещества с определенной массовой долей. Разбор типовых вариантов задания №19 ОГЭ по химии	2		
25.	Вычисление массы раствора исходного вещества с определенной массовой долей по известной массе раствора и массе (объёму) продукта реакции.	2		
26	Разбор типовых вариантов задания № 20,21 ОГЭ по химии	2		
27	Решение задач с использованием массовой доли Разбор типовых вариантов задания № 22 ОГЭ по химии	2		
28	Практическая химия Разбор типовых вариантов задания № 23-24 ОГЭ по химии	2		
	Тема 7. Практическое применение знаний (12 ч).			
29	Решение тренировочных тестов.	2		
30	Решение тренировочных тестов.	2		
31	Решение тренировочных тестов.	2		
32	Демоверсия. Разбор заданий	2		
33-34.	Пробный ОГЭ по химии.	4		

Материально- техническое обеспечение

1. Доска
2. Компьютер
3. Мультимедиа проектор
4. Экран
5. Подборка материалов по темам, презентаций.
6. Стол и стул для учителя
7. Столы и стулья для учащихся
8. Реактивы, лабораторная посуда

Дидактический материал к занятиям курса внеурочной деятельности
«За страницами учебника химии»

Занятие 1

При работе в химической лаборатории необходимо придерживаться следующих **правил**:

1. Работу проводить индивидуально, соблюдать тишину.
2. Предварительно повторить теоретический материал соответствующей главы в учебнике и ознакомиться с содержанием лабораторной работы.
3. Проверить наличие необходимого оборудования и реактивов для данной работы или опыта.
4. Уяснить и точно соблюдать порядок и последовательность операций, указанных в руководстве.
5. Соблюдать все меры предосторожности, указанные в инструкции или сообщённые преподавателем устно.
6. Внимательно следить за ходом опыта. В случае неудачной постановки опыта и прежде, чем его повторить, следует выяснить причину; в сомнительных случаях обращаться к преподавателю.
7. Все записи наблюдений делать сразу же после окончания опыта в лабораторном журнале.
8. После окончания работы вымыть использованную посуду и привести в порядок рабочее место.

Техника безопасности при работе в химической лаборатории

Общие сведения:

1. Все работы в учебной химической лаборатории проводят под непосредственным руководством преподавателя.
2. В лаборатории должны быть инструкции по соблюдению правил техники безопасности при выполнении различных видов работ.
3. За каждым учащимся закрепляют постоянное место на рабочем столе, снабжённое определённым набором лабораторных принадлежностей.
4. К работе в лаборатории допускаются учащиеся, прошедшие инструктаж по технике безопасности и получившие допуск к занятиям. В журнале инструктажа делается соответствующая запись, а учащиеся расписываются в том, что ознакомлены с правилами.
5. К работе допускаются учащиеся, имеющие спецодежду.
6. Для обеспечения пожарной безопасности в лаборатории постоянно должны находиться сухой песок, асбестовое одеяло, огнетушители.
7. Для оказания первой доврачебной помощи в лаборатории должна быть аптечка.

Правила безопасной работы в химической лаборатории

1. Лабораторный стол необходимо содержать в чистоте и порядке, не загромождать лишними предметами. Портфели и сумки убирать в столы.
2. Посуда должна быть всегда вымыта; не проводить опыты в загрязнённой посуде.
3. Аккуратно обращаться со стеклянной химической посудой. Остатки разбитой посуды убирать с помощью совка и щётки.
4. Все работы, связанные с выделением ядовитых, летучих и неприятно пахнущих веществ, проводить в вытяжном шкафу.
5. Не выполнять дополнительных опытов без разрешения преподавателя.
6. При определении запаха веществ отверстие сосуда держать на расстоянии 25—30 см от лица, направляя к себе струю газа поступательными движениями ладони от отверстия к лицу.
7. При наливании реактивов не наклоняться над сосудом во избежание попадания брызг или частиц на лицо или одежду.

8. При нагревании пробирки не держать её отверстием к себе или в сторону товарищей.
9. Горячие предметы можно ставить только на асбестовый картон или асбестовую сетку.
10. Запрещается хранить и пользоваться легковоспламеняющимися жидкостями (бензин, спирт, ацетон и пр.) вблизи огня. В случае воспламенения горючих жидкостей быстро погасить горелку, выключить электроприборы, отставить сосуды с огнеопасными веществами и тушить так: накрыть асбестовым одеялом либо засыпать песком.
11. Опасны для здоровья пары ртути. Поэтому, если разбит ртутный термометр или пролита ртуть, о случившемся необходимо сообщить преподавателю и принять меры к её ликвидации.
12. Осторожно пользоваться газовыми горелками. При появлении запаха газа немедленно закрыть все газовые краны и прекратить все работы с огнём.
13. Нельзя пользоваться электроприборами без соответствующего инструктажа. При включении их в сеть нельзя держаться за металлические предметы (трубы, краны и т. п.). Запрещается включать и выключать электроприборы мокрыми руками, а также пользоваться неисправными и имеющими оголенные провода приборами.
14. Запрещается принимать пищу в химической лаборатории и пить воду из лабораторной посуды.
15. По окончании работы необходимо выключить из сети все электроприборы, перекрыть подачу газа и воды в лабораторию и убрать рабочее место.
16. Обо всех несчастных случаях немедленно сообщить преподавателю или лаборанту.

Занятие 2

Валентность является сложным понятием. Этот термин претерпел значительную трансформацию одновременно с развитием теории химической связи. Первоначально валентностью называли способность атома присоединять или замещать определённое число других атомов или атомных групп с образованием химической связи.

Количественной мерой валентности атома элемента считали число атомов водорода или кислорода (данные элементы считали соответственно одно- и двухвалентными), которые элемент присоединяет, образуя гидрид формулы ЭН_x или оксид формулы $\text{Э}_n\text{О}_m$.

Так, валентность атома азота в молекуле аммиака NH_3 равна трём, а атома серы в молекуле H_2S равна двум, поскольку валентность атома водорода равна одному.

В соединениях Na_2O , BaO , Al_2O_3 , SiO_2 валентности натрия, бария и кремния соответственно равны 1, 2, 3 и 4.

Понятие о валентности было введено в химию до того, как стало известно строение атома, а именно в 1853 году английским химиком Франклендом. В настоящее время установлено, что валентность элемента тесно связана с числом внешних электронов атомов, поскольку электроны внутренних оболочек атомов не участвуют в образовании химических связей.

В электронной теории ковалентной связи считают, что **валентность атома** определяется числом его неспаренных электронов в основном или возбуждённом состоянии, участвующих в образовании общих электронных пар с электронами других атомов.

Для некоторых элементов валентность является величиной постоянной. Так, натрий или калий во всех соединениях одновалентны, кальций, магний и цинк — двухвалентны, алюминий — трёхвалентен и т. д. Но большинство химических элементов проявляют переменную валентность, которая зависит от природы элемента — партнёра и условий протекания процесса. Так, железо может образовывать с хлором два соединения — FeCl_2 и FeCl_3 , в которых валентность железа равна соответственно 2 и 3.

Степень окисления — понятие, характеризующее состояние элемента в химическом соединении и его поведение в окислительно-восстановительных реакциях; численно степень окисления равна формальному заряду, который можно приписать элементу, исходя из предположения, что все электроны каждой его связи перешли к более электроотрицательному атому.

Электроотрицательность — мера способности атома к приобретению отрицательного заряда при образовании химической связи или способность атома в молекуле притягивать к себе валентные электроны, участвующие в образовании химической связи. Электроотрицательность не является абсолютной величиной и рассчитывается различными методами. Поэтому приводимые в разных учебниках и справочниках значения электроотрицательности могут отличаться.

В таблице 2 приведена электроотрицательность некоторых химических элементов по шкале Сандерсона, а в таблице 3 — электроотрицательность элементов по шкале Полинга.

Таблица 2

Электроотрицательность атомов по Сандерсону

Период	Группа							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
I	H 2,1							He —
II	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10	Ne —
III	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,1	S 2,6	Cl 2,83	Ar —
IV	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe Co Ni 1,64 1,70 1,75
	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74	Kr —

Таблица 3

Электроотрицательность элементов по шкале Полинга

							H 2,1
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	

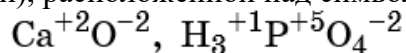
Значение электроотрицательности приведено под символом соответствующего элемента. Чем больше численное значение электроотрицательности атома, тем более электроотрицательным является элемент. Наиболее электроотрицательным является атом фтора, наименее электроотрицательным — атом рубидия. В молекуле, образованной атомами двух разных химических элементов, формальный отрицательный заряд будет у атома, численное значение электроотрицательности у которого будет выше. Так, в молекуле диоксида серы SO_2 электроотрицательность атома серы равна 2,5, а значение электроотрицательности атома кислорода больше — 3,5. Следовательно, отрицательный заряд будет на атоме кислорода, а положительный — на атоме серы.

В молекуле аммиака NH_3 значение электроотрицательности атома азота равно 3,0, а водорода — 2,1. Поэтому отрицательный заряд будет у атома азота, а положительный — у атома водорода.

Следует чётко знать общие тенденции изменения электроотрицательности. Поскольку атом любого химического элемента стремится приобрести устойчивую конфигурацию внешнего электронного слоя — октетную оболочку инертного газа, то электроотрицательность элементов в периоде увеличивается, а в группе электроотрицательность в общем случае уменьшается с увеличением атомного номера элемента. Поэтому, например, сера более электроотрицательна по сравнению с фосфором и кремнием, а углерод более электроотрицателен по сравнению с кремнием.

При составлении формул соединений, состоящих из двух неметаллов, более электроотрицательный из них всегда ставят правее: PCl_3 , NO_2 . Из этого правила есть некоторые исторически сложившиеся исключения, например NH_3 , PH_3 и т.д.

Степень окисления обычно обозначают арабской цифрой (со знаком перед цифрой), расположенной над символом элемента, например:



Для определения степени окисления атомов в химических соединениях руководствуются следующими правилами:

1. Степень окисления элементов в простых веществах равна нулю.
2. Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекуле равна нулю.
3. Кислород в соединениях проявляет главным образом степень окисления, равную -2 (во фториде кислорода $\text{OF}_2 + 2$, в пероксидах металлов типа $\text{M}_2\text{O}_2 - 1$).
4. Водород в соединениях проявляет степень окисления $+1$, за исключением гидридов активных металлов, например, щелочных или щёлочноземельных, в которых степень окисления водорода равна -1 .
5. У одноатомных ионов степень окисления равна заряду иона, например: $\text{K}^+ \text{---} +1$, $\text{Ba}^{2+} \text{---} +2$, $\text{Br}^- \text{---} -1$, $\text{S}^{2-} \text{---} -2$ и т. д.
6. В соединениях с ковалентной полярной связью степень окисления более электроотрицательного атома имеет знак минус, а менее электроотрицательного — знак плюс.
7. В органических соединениях степень окисления водорода равна $+1$.

Проиллюстрируем вышеприведённые правила несколькими примерами.

Пример 1. Определить степень окисления элементов в оксидах калия K_2O , селена SeO_3 и железа Fe_3O_4 .

Оксид калия K_2O . Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекуле равна нулю. Степень окисления кислорода в оксидах равна -2 . Обозначим степень окисления калия в его оксиде за n , тогда $2n + (-2) = 0$ или $2n = 2$, отсюда $n = +1$, т. е. степень окисления калия равна $+1$.

Оксид селена SeO_3 . Молекула SeO_3 электронейтральна. Суммарный отрицательный заряд трёх атомов кислорода составляет $-2 \times 3 = -6$. Следовательно, чтобы уравнять этот отрицательный заряд до нуля, степень окисления селена должна быть равна $+6$.

Молекула Fe_3O_4 электронейтральна. Суммарный отрицательный заряд четырёх атомов кислорода составляет $-2 \times 4 = -8$. Чтобы уравнять этот отрицательный заряд, суммарный положительный заряд на трёх атомах железа должен быть равен $+8$. Следовательно, на одном атоме железа должен быть заряд $8/3 = +8/3$.

Следует подчеркнуть, что степень окисления элемента в соединении может быть дробным числом. Такие дробные степени окисления не имеют смысла при объяснении связи в химическом соединении, но могут быть использованы для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Пример 2. Определить степень окисления элементов в соединениях NaClO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Молекула NaClO_3 электронейтральна. Степень окисления натрия равна $+1$, степень окисления кислорода равна -2 . Обозначим степень окисления хлора за n , тогда $+1 + n + 3 \times (-2) = 0$, или $+1 + n - 6 = 0$, или $n - 5 = 0$, отсюда $n = +5$. Таким образом, степень окисления хлора равна $+5$.

Молекула $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ электронейтральна. Степень окисления калия равна $+1$, степень окисления кислорода равна -2 . Обозначим степень окисления хрома за n , тогда $2 \times +1 + 2n + 7 \times (-2) = 0$, или $+2 + 2n - 14 = 0$, или $2n - 12 = 0$, $2n = 12$, отсюда $n = +6$. Таким образом, степень окисления хрома равна $+6$.

Пример 3. Определим степени окисления серы в сульфат-ионе SO_4^{2-} . Ион SO_4^{2-} имеет заряд -2 . Степень окисления кислорода равна -2 . Обозначим степень окисления серы за n , тогда $n + 4 \times (-2) = -2$, или $n - 8 = -2$, или $n = -2 - (-8)$, отсюда $n = +6$. Таким образом, степень окисления серы равна $+6$.

Следует помнить, что степень окисления иногда не равна валентности данного элемента.

Например, степени окисления атома азота в молекуле аммиака NH_3 или в молекуле гидразина N_2H_4 равны -3 и -2 соответственно, тогда как валентность азота в этих соединениях равна трём.

Максимальная положительная степень окисления для элементов главных подгрупп, как правило, равна номеру группы (исключения: кислород, фтор и некоторые другие элементы).

Максимальная отрицательная степень окисления равна $8 - \text{номер группы}$.

Занятие 3

Классификация веществ.

Химические вещества можно разделить на две группы: простые и сложные.

Простые вещества состоят из атомов одного элемента (O_2 , P_4).

Сложные вещества состоят из атомов двух и более элементов (CaO , H_3PO_4).

Простые вещества можно разделить на **металлы** и **неметаллы**.

Металлы – это простые вещества, в которых атомы соединены между собой металлической химической связью. Металлы стремятся отдавать электроны и характеризуются металлическими свойствами (металлический блеск, высокая электро- и теплопроводность, пластичность и др.).

Неметаллы – это простые вещества, в которых атомы соединены ковалентными (или межмолекулярными) связями. Неметаллы стремятся принимать или притягивать электроны. Неметаллические свойства – это способность принимать или притягивать электроны.

Все элементы в Периодической системе химических элементов (ПСХЭ) расположены либо в **главной подгруппе**, либо в **побочной**. В различных формах короткопериодной ПСХЭ главные и побочные подгруппы расположены по-разному. Есть простой способ, который позволит вам быстро и надежно определять, к какой подгруппе относится элемент. Дело в том, что все элементы второго периода расположены в главной подгруппе. Те элементы, которые расположены в ячейке точно под элементами второго периода (справа или слева), относятся к главной подгруппе. Остальные — к побочной.

Например, в таблице Менделеева, которая используется на ЕГЭ по химии, элемент номер 31, галлий, расположен в ячейке справа, точно под соответствующим ему элементом второго периода, бором. Следовательно, галлий относится к главной подгруппе. А вот скандий, элемент номер 21, расположен в ячейке слева. Следовательно, скандий относится к побочной подгруппе.

Неметаллы расположены в **главных подгруппах**, в **правом верхнем угле ПСХЭ**. К металлам относятся все элементы **побочных подгрупп** и элементы **главных подгрупп, расположенные в левой нижней части ПСХЭ**. Разделяют металлы и неметаллы обычно, проводя условную линию от бериллия до астата. На рисунке показано точное разделение на металлы и неметаллы. Закрашены цветом неметаллы.

Периодическая система элементов Д.И. Менделеева																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																							
I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV		XV		XVI		XVII		XVIII		IX		X		XI		XII		XIII		XIV	

Занятие 4

Химическая реакция

Не будем вдаваться в подробности определений химических реакций, а воспользуемся самым популярным определением:

Химическая реакция — превращение одного или нескольких исходных веществ в другие вещества, при которых ядра атомов не меняются и образуются новые химические вещества.

Практически любая химическая реакция выражается химическим уравнением - оно показывает сколько молекул исходных веществ необходимо затратить, чтобы получить продукт. Таким образом, химическое уравнение - это условная запись химической реакции с помощью химических формул и знаков.

Правила записи химических уравнений

Сформулируем основные правила записи химических уравнений:

Основные правила для записи уравнения:

1. химическое уравнение составляют на основании закона сохранения массы веществ, поэтому число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения должно быть равно друг другу
2. составление схемы реакции - для этого необходимо правильно записать формулы всех исходных веществ и соединить их знаком плюс, правильно записать формулы продуктов реакции
3. вычислить число атомов одного из элементов в левой части уравнения и сравнить с числом атомов этого элемента в правой, если эти числа не равны, то изменить уравнивающие коэффициенты перед формулами веществ и повторить этот шаг для каждого элемента в уравнении реакции
4. обязательно выполнить проверку правильности уравнивания, повторно сравнив количество атомов элементов

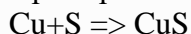
Классификация химических реакций

Перейдем к рассмотрению классификации химических реакций.

Классификация по типу превращений

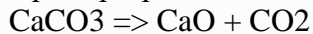
Реакция соединения - химическая реакция, в результате которой из двух или большего числа исходных веществ образуется только одно новое.

Пример - получение сульфида серы из серы и меди:



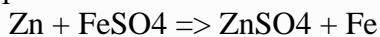
Реакция разложения - химическая реакция, в результате которой из одного вещества образуется несколько новых веществ. В реакции данного типа вступают только сложные соединения, а их продуктами могут быть как сложные, так и простые вещества.

Пример - разложение карбоната кальция:



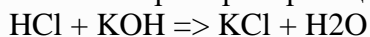
Реакция замещения - химическая реакция, в результате которой атомы одного элемента, входящие в состав простого вещества, замещают атомы другого элемента в его сложном соединении. Как следует из определения, в таких реакциях одно из исходных веществ должно быть простым, а другое сложным.

Типичный пример - вытеснение более активным металлом менее активного из раствора его соли:



Реакции обмена - реакция, в результате которой два сложных вещества обмениваются своими составными частями.

Типовые примеры - реакции осаждения либо нейтрализации:



Классификация по изменению степени окисления

Реакция может проходить как с изменением степени окисления атомов элементов, так и без. В первом случае реакции называются окислительно-восстановительными (ОВР).

Хочу сразу отметить, что не бывает отдельно окислительных или восстановительных реакций. В реакции всегда присутствует и окислитель, и восстановитель.

Пример ОВР - окисление меди серой, приведен чуть выше.

Пример не ОВР - нейтрализация соляной кислотой гидроксида калия - также чуть выше.

Классификация по тепловому эффекту

Реакции могут либо отдавать тепло, либо забирать его.

Если реакция идет с выделением тепла - то её называют **экзотермической** (экзо - наружу).

Если наоборот, реакция идет с поглощением тепла - то её называют **эндотермической** (эндо - внутрь).

Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при химической реакции, называют тепловым эффектом. Его обозначают буквой Q («ку») и выражают в кДж.

- Экзотермическая: $C + O_2 = CO_2 + Q$
- Эндотермическая: $CaCO_3 = CaO + CO_2 - Q$

Занятие 5

Электролиты

Итак, электролиты - вещества, расплавы или растворы которых проводят электрический ток из-за диссоциации на ионы. Типичными электролитами являются кислоты, основания, соли.

Сильные электролиты

Сильные электролиты — электролиты, степень диссоциации которых в растворах равна единице (то есть диссоциируют полностью) и не зависит от концентрации раствора (сильные кислоты, такие как HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄).

От себя добавлю, что на самом деле степень диссоциации зависит от концентрации в любом случае, даже в растворах сильных кислот степень диссоциации не равна единице в сильно концентрированных растворах. Ну и если быть очень придирчивым, то единице степень диссоциации не может быть равна никогда, так как всегда найдется хотя бы одна молекула, которая не продиссоциировала. Но для ОГЭ мы считаем, что сильные электролиты всегда диссоциируют полностью со степенью равной единице.

Слабые электролиты

Слабые электролиты — степень диссоциации меньше единицы (то есть диссоциируют не полностью) и уменьшается с ростом концентрации. Примеры - вода, плавиковая кислота...

Сила электролита зависит во многом от растворителя.

Неэлектролиты

Неэлектролиты — вещества, в молекулах которых имеются только ковалентные неполярные или малополярные связи.

Занятие 6

Перейдем к рассмотрению реакций ионного обмена. Тематика задания сформулирована следующим образом:

- реакции ионного обмена
- условия их осуществления

Теория к заданию №14 ОГЭ по химии

Реакция ионного обмена - одна из видов химических реакций, продуктами которой являются вода, газ или осадок.

Иначе говоря, вещества обмениваются ионами только тогда, когда образуется либо газ, покидающий реакционную смесь, либо малорастворимое вещество - осадок или вода. Более профессиональным языком можно сказать, что движущей силой реакции ионного

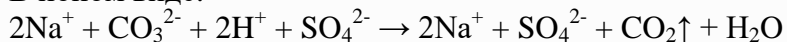
обмена является образование продукта иного агрегатного или фазового состояния в сравнении с реагентами.

На практике чаще всего мы сталкиваемся с реакциями в растворах, в результате которых образуется осадок, либо газ, либо вода. Чаще всего это реакции обмена.

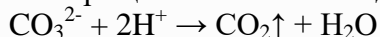
Пример - реакция карбоната натрия и серной кислоты с выделением углекислого газа:



В ионном виде:



В сокращенном ионном виде:



Для успешного решения задач нам необходимо запомнить следующие правила:

1. используем таблицу растворимости: если видим, что продукт (то, что слева в уравнении) нерастворим, то реакция идет.
2. если видим в левой части газ (CO_2 , H_2S , SO_2 - типичные для ионного обмена), реакция идет.
3. если видим воду (H_2O), реакция идет.

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

ИОНЫ	H^+	NH_4^+	K^+	Na^+	Ag^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Hg_2^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}	Cr^{3+}
OH^-		Р	Р	Р	—	Р	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н	Н
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р
F^-	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	М	Р	Р	М	Р	—	М	М	Н	М	М
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Р	Р	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	—	Н	Н	Р	—	Р	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	—	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	М	М	М	Н	М	Н	—	Н	—	—	—	М	—	—	—
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	—	—	Н	Н	—	—	—
SiO_3^{2-}	Н	—	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	—	—	—	Н	—	—	—
PO_4^{3-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р

Занятие 7

Окислительно-восстановительными называют реакции, которые сопровождаются изменением степеней окисления химических элементов, входящих в состав реагентов.

Окислением называют процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом, который сопровождается повышением степени окисления.

Восстановлением называют процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом, который сопровождается понижением степени окисления.

Окислителем называют реагент, который принимает электроны в ходе окислительно-восстановительной реакции. (Легко запомнить: окислитель — грабитель.)

Восстановителем называют реагент, который отдаёт электроны в ходе окислительно-восстановительной реакции.

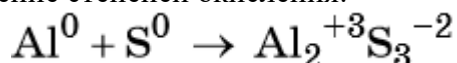
Окислительно-восстановительные реакции делят на реакции межмолекулярного окисления-восстановления, реакции внутримолекулярного окисления-восстановления, реакции диспропорционирования и реакции конмутации.

Для составления окислительно-восстановительных реакций используют **метод электронного баланса**.

Составление уравнения окислительно-восстановительной реакции осуществляют в несколько стадий.

1. Записывают схему уравнения с указанием в левой и правой частях степеней окисления атомов элементов, участвующих в процессах окисления и восстановления.
2. Определяют число электронов, приобретаемых или отдаваемых атомами или ионами.
3. Уравнивают число присоединённых и отданных электронов введением множителей, исходя из наименьшего кратного для коэффициентов в процессах окисления и восстановления.
4. Найденные коэффициенты (их называют основными) подставляют в уравнение реакции перед соответствующими формулами веществ в левой и правой частях.

Пример 1. Реакция алюминия с серой. Записываем схему реакции и указываем изменение степеней окисления:

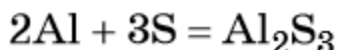


Атом серы присоединяет два электрона, изменяя свою степень окисления от 0 до –2. Он является окислителем. Атом алюминия отдаёт три электрона, изменяя свою степень окисления от 0 до +3. Он является восстановителем.

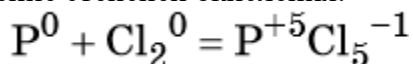
Составляем уравнение электронного баланса и уравниваем число присоединённых и отданных электронов:



Подставляем найденные коэффициенты в уравнение реакции и окончательно получаем:



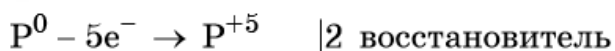
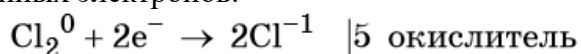
Пример 2. Окисление фосфора хлором. Записываем схему реакции и указываем изменение степеней окисления:



Степень окисления хлора изменяется от 0 до –1, при этом молекула хлора присоединяет два электрона. Хлор является окислителем.

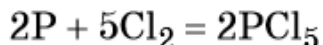
Атом фосфора отдаёт пять электронов, изменяя свою степень окисления от 0 до +5. Он является восстановителем.

Составляем уравнение электронного баланса и уравниваем число присоединённых и отданных электронов:



Электронное уравнение для хлора записывают именно так, поскольку окислителем является молекула хлора, состоящая из двух атомов, и каждый из этих атомов изменяет свою степень окисления от 0 до –1. Коэффициент 5 относится к молекуле хлора в левой части уравнения, а количество атомов хлора в правой части уравнения $5 \times 2 = 10$.

Подставляем найденные коэффициенты в уравнение реакции и окончательно получаем:



Занятие 8

Признаки химических реакций

Для выполнения заданий № 6, 18, 22 в ОГЭ необходимо точно описывать признаки химических реакций. Как правило, эти реакции являются реакциями ионного обмена. При реакциях ионного обмена чаще всего признаком реакции является выпадение осадка. Определяем это с помощью таблицы растворимости (данные вещества обозначены н)

Осадки бывают разных цветов и разной консистенции. Все это является частью описания признака реакции.

Осадки белого цвета образуют практически все нерастворимые соединения Ca, Ba, Mg, Al, Zn, Be, Pb, Ag.

Осадки белые, мелкокристаллические - CaCO₃, BaCO₃, MgCO₃, PbCO₃, Ca₃(PO₄)₂, Ba₃(PO₄)₂, Mg₃(PO₄)₂, BaSO₄, Li₃PO₄, Li₂SiO₃, PbSO₄, ZnS

Осадок белый, творожистый – AgCl (PbCl₂).

Осадки белые, объемные - Mg(OH)₂, Zn(OH)₂, Be(OH)₂, Al(OH)₃

Осадок светло - желтый, творожистый – AgBr (PbBr₂).

Осадок светло – желтый, мелкокристаллический - Ag₂CO₃

Осадок желтый, творожистый – AgI (PbI₂).

Осадок желтый, мелкокристаллический – Ag₃PO₄

Осадок голубого цвета – Cu(OH)₂

Осадки черного цвета – CuS, Ag₂S, PbS

Осадок зеленого цвета, постепенно бурящийся – Fe(OH)₂

Осадки бурого цвета – Ag₂O, Fe(OH)₃

Осадок студенистый, бесцветный - H₂SiO₃

Осадки, растворимые в кислотах с образованием прозрачных растворов - Mg(OH)₂, Cu(OH)₂, Fe(OH)₂, Fe(OH)₃, Ag₃PO₄, Li₃PO₄

Осадки, растворимые в кислотах с выделением газа - CaCO₃, BaCO₃, MgCO₃, PbCO₃, Ag₂CO₃, CuS, Ag₂S, PbS.

Осадки, растворимые в кислотах и щелочах с образованием прозрачных растворов - Zn(OH)₂, Be(OH)₂, Al(OH)₃.

Не менее распространенным признаком реакции является выделение газа.

Газы без цвета и запаха, ядовитые – O₂, H₂, CO₂, N₂

Газы без цвета с резким запахом, ядовитые - NH₃ (запах нашатырного спирта), H₂S (запах тухлых яиц), SO₂ (резкий кислый запах). Остальные описываем как газы с неприятным запахом - NO, N₂O

Газы окрашенные, с неприятным запахом, ядовитые - NO₂ (бурый газ), Cl₂ (желто – зеленый газ с запахом хлорки), O₃ (газ синего цвета с резким запахом)

Газ без цвета и запаха, ядовитый – CO (угарный газ)

Газы растворимые в воде - HCl, CO₂, NH₃, H₂S, SO₂, NO₂

Газ, поддерживающий горение (вспыхивает тлеющая лучинка) - O₂

Газ, сгорающий с характерным хлопком - H₂.

Газ, вызывающий помутнение известковой или баритовой воды, выделяется с характерным шипением - CO₂

Признаком реакции также является образование воды.

При сливании двух бесцветных растворов появление воды зрительно зафиксировать невозможно, поэтому в заданиях, описывающих признаки реакций, обычно значится: нет видимых признаков реакции.

Капельки воды обычно фиксируют при нагревании нерастворимых гидроксидов металлов.

Необходимо также знать реакции, идущие с изменением цвета. Это превращение гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III) (цвет меняется с зеленого на бурый);

оксида меди (II) в растворимые соли меди (II) (цвет меняется с черного на голубой, хлорид меди зеленого цвета!);

гидроксида меди (II) в оксид меди (II) (цвет меняется с голубого на черный).

Если для реакции берут твердые вещества (оксиды, гидроксиды металлов, некоторые нерастворимые соли), а получают в результате реакции растворы, то признаком реакции значится: растворение вещества.

Занятие 10

Все химические элементы разделяют на металлы и неметаллы в зависимости от строения и свойств их атомов. Также на металлы и неметаллы классифицируют образуемые элементами простые вещества, исходя из их физических и химических свойств.

В Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева неметаллы расположены по диагонали: бор – астат и над ней в главных подгруппах.

Для атомов металлов характерны сравнительно большие радиусы и небольшое число электронов на внешнем уровне от 1 до 3 (исключение: германий, олово свинец – 4; сурьма и висмут – 5; полоний – 6 электронов).

Атомам неметаллов, наоборот, свойственны небольшие радиусы атомов и число электронов на внешнем уровне от 4 до 8 (исключение бор, у него таких электронов – три).

Отсюда стремление атомов металлов к отдаче внешних электронов, т.е. восстановительные свойства, а для атомов неметаллов – стремление к приему недостающих до устойчивого восьмиэлектронного уровня электронов, т.е. окислительные свойства.

Металлы

В металлах – металлическая связь и металлическая кристаллическая решетка. В узлах решетки находятся положительно заряженные ионы металлов, связанные посредством обобществленных внешних электронов, принадлежащих всему кристаллу.

Это обуславливает все важнейшие физические свойства металлов: металлический блеск, электро- и теплопроводность, пластичность (способность изменять форму под внешним воздействием) и некоторые другие, характерные для этого класса простых веществ.

Металлы I группы главной подгруппы называют щелочными металлами.

Металлы II группы: кальций, стронций, барий – щелочноземельными.

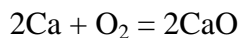
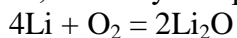
Химические свойства металлов

В химических реакциях металлы проявляют только восстановительные свойства, т.е. их атомы отдают электроны, образуя в результате положительные ионы.

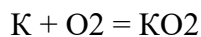
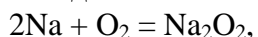
1. Взаимодействуют с неметаллами:

а) кислородом (с образованием оксидов)

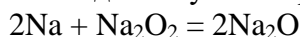
Щелочные и щелочноземельные металлы окисляются легко при обычных условиях, поэтому их хранят под слоем вазелинового масла или керосина.



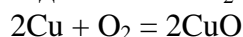
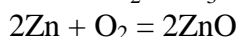
Обратите внимание: при взаимодействии натрия – образуется пероксид, калия – надпероксид



а оксиды получают прокаливанием пероксида с соответствующими металлом:

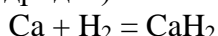
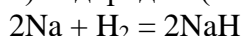


Железо, цинк, медь и другие менее активные металлы медленно окисляются на воздухе и активно при нагревании.

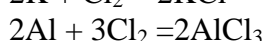
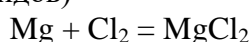
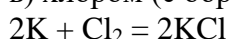


Золото и платиновые металлы не окисляются кислородом воздуха ни при каких условиях.

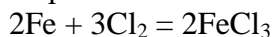
б) водородом (с образованием гидридов)



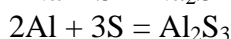
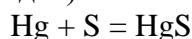
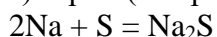
в) хлором (с образованием хлоридов)



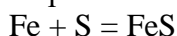
Обратите внимание: при взаимодействии железа образуется хлорид железа (III):



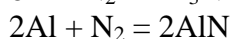
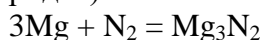
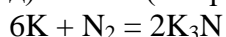
г) серой (с образованием сульфидов)



Обратите внимание: при взаимодействии железа образуется сульфид железа (II):



д) азотом (с образованием нитридов)



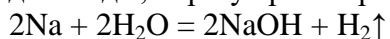
2. Взаимодействуют со сложными веществами:

Необходимо помнить, что по восстановительной способности металлы расположены в ряд, который называют электрохимическим рядом напряжений или активности металлов (вытеснительный ряд Бекетова Н.Н.):

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, (H₂), Cu, Hg, Ag, Au, Pt

а) водой

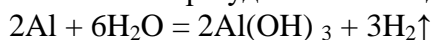
Металлы, расположенные в ряду до магния, при обычных условиях вытесняют водород из воды, образуя растворимые основания – щелочи.



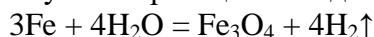
Магний взаимодействует с водой при кипячении.



Алюминий при удалении оксидной пленки бурно реагирует с водой.



Остальные металлы, стоящие в ряду до водорода, при определенных условиях тоже могут вступать в реакцию с водой с выделением водорода и образованием оксидов.



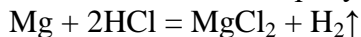
б) растворами кислот

(Кроме концентрированной серной кислоты и азотной кислоты любой концентрации. См. раздел «Окислительно-восстановительные реакции».)

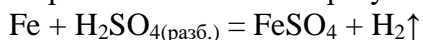
Обратите внимание: не используют для проведения реакций нерастворимую кремниевую кислоту

Металлы, стоящие в ряду до магния и активно реагирующие с водой, не используют для проведения таких реакций.

Металлы, стоящие в ряду от магния до водорода, вытесняют водород из кислот.



Обратите внимание: образуются соли двухвалентного железа.



Образование нерастворимой соли препятствует протеканию реакции. Например, свинец практически не реагирует с раствором серной кислоты из-за образования на поверхности нерастворимого сульфата свинца.

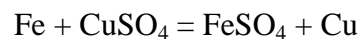
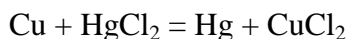
Металлы, стоящие в ряду после водорода, НЕ вытесняют водород.

в) растворами солей

Металлы, стоящие в ряду до магния и активно реагирующие с водой, не используют для проведения таких реакций.

Для остальных металлов выполняется правило:

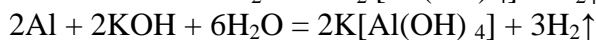
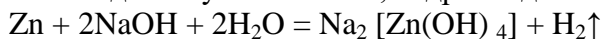
Каждый металл вытесняет из растворов солей другие металлы, расположенные в ряду правее него, и сам может быть вытеснен металлами, расположенными левее него.



Как и в случае с растворами кислот, образование нерастворимой соли препятствует протеканию реакции.

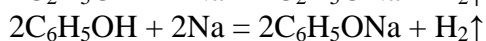
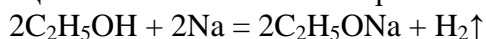
г) растворами щелочей

Взаимодействуют металлы, гидроксиды которых амфотерны.



д) с органическими веществами

Щелочные металлы со спиртами и фенолом.



Занятие 11

Неметаллы

В простых веществах атомы неметаллов связаны ковалентной неполярной связью. При этом образуются одинарные (в молекулах H_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2), двойные (в молекулах O_2), тройные (в молекулах N_2) ковалентные связи.

Строение простых веществ – неметаллов:

1. молекулярное

При обычных условиях большинство таких веществ представляют собой газы (H_2 , N_2 , O_2 , O_3 , F_2 , Cl_2) или твердые вещества (I_2 , P_4 , S_8) и лишь единственный бром (Br_2) является жидкостью. Все эти вещества молекулярного строения, поэтому летучи. В твердом состоянии они легкоплавки из-за слабого межмолекулярного взаимодействия, удерживающего их молекулы в кристалле, и способны к возгонке.

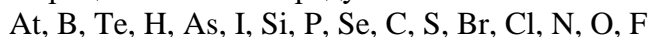
2. атомное

Эти вещества образованы кристаллами, в узлах которых находятся атомы: (B_n , C_n , Si_n , Ge_n , Se_n , Te_n). Из-за большой прочности ковалентных связей они, как правило, имеют высокую твердость, и любые изменения, связанные с разрушением ковалентной связи в их кристаллах (плавление, испарение), совершаются с большой затратой энергии. Многие такие вещества имеют высокие температуры плавления и кипения, а летучесть их весьма мала.

Многие элементы – неметаллы образуют несколько простых веществ – аллотропных модификаций. Аллотропия может быть связана с разным составом молекул: кислород O_2 и озон O_3 и с разным строением кристаллов: аллотропными модификациями углерода являются графит, алмаз, карбин, фуллерен. Элементы – неметаллы, имеющие аллотропные модификации: углерод, кремний, фосфор, мышьяк, кислород, сера, селен, теллур.

Химические свойства неметаллов

У атомов неметаллов преобладают окислительные свойства, то есть способность присоединять электроны. Эту способность характеризует значение электроотрицательности. В ряду неметаллов

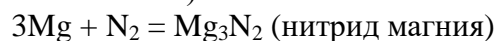
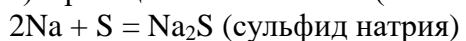


электроотрицательность возрастает и усиливаются окислительные свойства.

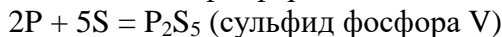
Отсюда следует, что для простых веществ – неметаллов будут характерны как окислительные, так и восстановительные свойства, за исключением фтора – самого сильного окислителя.

1. Окислительные свойства

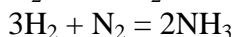
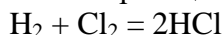
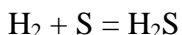
а) в реакциях с металлами (металлы всегда восстановители)



б) в реакциях с неметаллами, расположенными левее данного, то есть с меньшим значением электроотрицательности. Например, при взаимодействии фосфора и серы окислителем будет сера, так как фосфор имеет меньшее значение электроотрицательности:

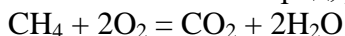


Большинство неметаллов будут окислителями в реакциях с водородом:

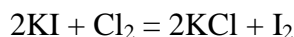


в) в реакциях с некоторыми сложными веществами

Окислитель – кислород, реакции горения

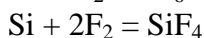
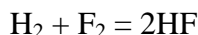
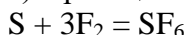


Окислитель – хлор

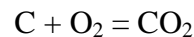
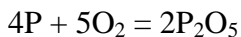
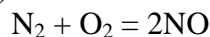
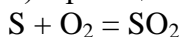


2. Восстановительные свойства

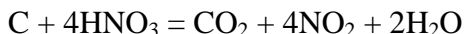
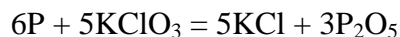
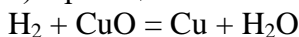
а) в реакциях с фтором



б) в реакциях с кислородом (кроме фтора)



в) в реакциях со сложными веществами – окислителями



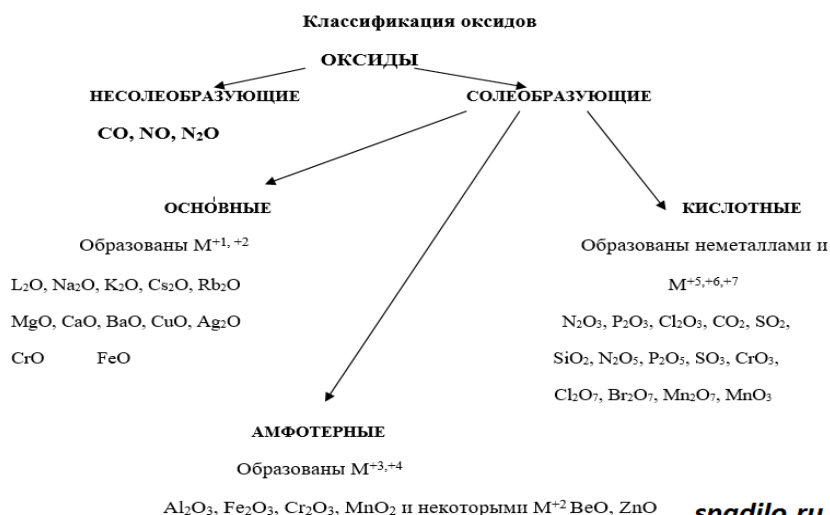
3. Реакции диспропорционирования: один и тот же неметалл является и окислителем и восстановителем



Занятие 12

Классификация оксидов

Рассмотрим классификацию оксидов. Оксиды - это соединения кислорода с другими элементами. В зависимости от того, с каким элементом кислород образует соединение, оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные. Основные оксиды образуют металлы в степенях окисления +1 и +2, кислотные оксиды - неметаллы, переходные металлы или металлы с валентностью +3 или +4 образуют амфотерные оксиды. Из всех правил есть исключения, но о них в другой раз. К тому же в ОГЭ и ЕГЭ данные исключения не фигурируют.



Классификация гидроксидов

Гидроксиды - продукты соединения оксидов с водой. В зависимости от того, какой был оксид, гидроксиды делятся на основания, кислоты и амфотерные основания. Основные оксиды образуют основания, кислотные, соответственно, кислоты, амфотерные оксиды образуют амфотерные основания - вещества, проявляющие свойства и кислот и оснований. В свою очередь основания делятся на растворимые - щелочи, и нерастворимые.

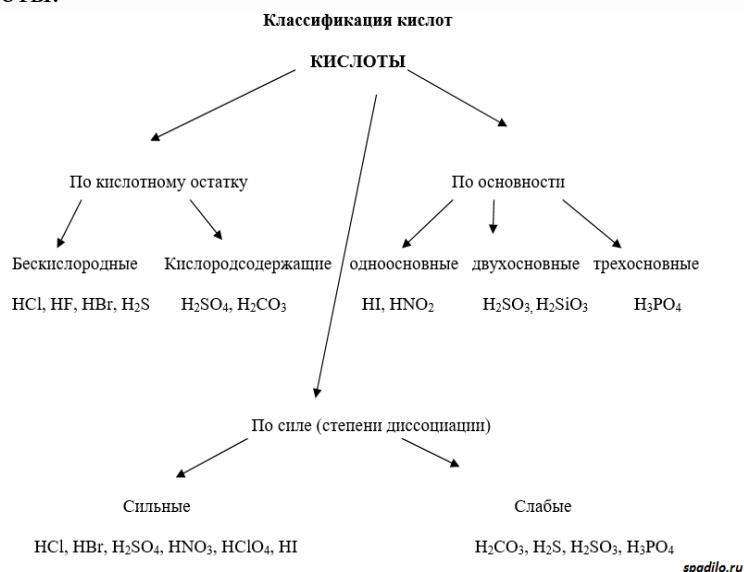


Классификация кислот

Кислоты имеют различные классификации. Существуют кислородсодержащие и бескислородные кислоты. Отличие первых от вторых состоит в том, что первые содержат в своей молекуле кислород, а вторые состоят только из элемента и водорода (HCl, например). Бескислородные кислоты образуются непосредственно при взаимодействии элемента (Cl₂) и водорода (H₂), в то время как кислородсодержащие кислоты образуются взаимодействием оксидов с водой.

Классификация по основности подразумевает количество протонов, отдаваемое молекулой кислоты при полной диссоциации. Одноосновные кислоты диссоциируют с образованием одного протона, двухосновные - двух, и так далее.

Классификация по степени диссоциации показывает, насколько легко проходит диссоциация (отрыв протона от молекулы кислоты). В зависимости от этого различают сильные и слабые кислоты.



Классификация солей

Соли делятся на средние, кислые и основные. В кислых солях присутствует протон, в основных - гидроксигруппа. Кислые соли представляют собой продукт взаимодействия

избытка кислоты с основанием, основные соли - наоборот - продукт взаимодействия избытка основания с кислотой.



spadilo.ru

Подведем небольшой итог по пройденной теме.

Оксиды – сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых - кислород.

Основания – это сложные вещества, состоящие из ионов металла и гидроксид-ионов.

Кислоты – это сложные вещества, состоящие из ионов водорода и кислотных остатков.

Соли – это сложные вещества, состоящие из ионов металла и кислотных остатков.

Занятие 13

Химические свойства оснований и кислот

Теория к заданию №10,11 ОГЭ по химии

Кислоты

Напомню, что кислоты - это химические соединения, диссоциирующие на протоны (H^+). Примеры простейших кислот - соляная (HCl), серная (H_2SO_4), азотная (HNO_3).

Основания

Основания же - вещества, диссоциирующие на гидроксид ионы (OH^-).

Простейшими примерами являются едкий калий и натрий (KOH и NaOH). Едкими их называют, кстати, неспроста. Они действительно разъедают и щиплют при попадании на кожу. Поэтому опасность их не стоит недооценивать.

Итак, перейдем к рассмотрению химических свойств данных классов.

Химические свойства кислот

Классификацию кислот мы рассматривали в разборе 5 задания ОГЭ по химии. Я рекомендую перед дальнейшим изучением химических свойств вспомнить классификацию кислот для общего понимания.

Итак, перейдем к рассмотрению свойств кислот:

- реакция с основными оксидами: в качестве примера приведена реакция оксида кальция с соляной кислотой. В данной реакции продуктами являются соль - хлорид кальция, которым посыпают дороги в гололёд, и вода, которую мы пьем каждый день.
- реакция с амфотерными оксидами, например оксидом цинка:
- реакция кислот со щелочами носит название нейтрализации. Как пример, приведена реакция едкого натра с соляной кислотой, продуктами являются соль (в данном примере поваренная) и вода.
- обменные реакции с солями, если в результате реакции образуется нерастворимое вещество либо газ. В качестве примера приведена реакция хлорида бария с серной кислотой, в результате которой образуется осадок сульфата бария и летучий хлороводород.
- реакция с нерастворимыми основаниями, например гидроксида меди с серной кислотой:
- вытеснение слабых кислот из растворов их солей, например солей фосфорной кислоты хлороводородной кислотой:

- реакция с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода - пример - реакция магния с соляной кислотой:

Химические свойства оснований

Перед изучением химических свойств оснований, полезно вспомнить классификацию оснований из 5 задания ОГЭ по химии.

Итак, перейдем к разбору химических свойств оснований:

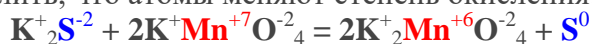
- вышеприведенная реакция с кислотами - реакция нейтрализации
- реакция с амфотерными основаниями, например, гидроксидом цинка и алюминия:
- реакция с кислотными оксидами с образованием соли и воды. Пример - реакция едкого натрия с оксидом кремния (травление стекла):
- обменные реакции с солями, если образуется осадок или газ (аммиак). Пример - реакция гидроксида бария с сульфатом натрия

Занятие 20



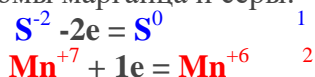
Рассмотрим подробно **метод электронного баланса**.

«Опознать» ОВР довольно легко — достаточно расставить степени окисления во всех соединениях и определить, что атомы меняют степень окисления:



Выписываем отдельно атомы элементов, меняющих степень окисления, в состоянии ДО реакции и ПОСЛЕ реакции.

Степень окисления меняют атомы марганца и серы:



Марганец поглощает 1 электрон, сера отдает 2 электрона. При этом необходимо, чтобы соблюдался **электронный баланс**. Следовательно, необходимо удвоить число атомов марганца, а число атомов серы оставить без изменения. Балансовые коэффициенты указываем и перед реагентами, и перед продуктами!

Занятие 23

Молекулярная масса — масса молекулы, выраженная в атомных единицах массы.

Массовая доля (ω) химического элемента — отношение относительной атомной массы данного элемента с учетом всех его атомов в молекуле к относительной молекулярной массе вещества.

В формульном выражении это выглядит следующим образом:

$$\omega(\text{э}) = \frac{Ar(\text{э}) \cdot n}{Mr(\text{в} - \text{ва})} \cdot 100\%$$

- $\omega(\text{э})$ – массовая доля элемента

- $A_r(\text{э})$ – относительная атомная масса элемента
- n – число атомов элемента э в молекуле вещества
- M_r – относительная молекулярная масса вещества

Занятие 24

Вычисление массы или объема продукта реакции по известной массе или объему исходного вещества, содержащего определенную массовую долю примесей (в %)

При решении задач этого типа необходимо вначале рассчитать массу или объем чистого вещества, которое содержится в исходной смеси, а потом решать как обычную задачу по химическому уравнению. Массу чистого вещества (как и объем) можно вычислить двумя способами.

С п о с о б 1. Массу чистого вещества (или объем) определяют по формуле:

$$w(\text{чист. в-ва}) = 100 \% - w(\text{примеси}),$$

$$w(\text{ЧИСТ. В-ВА}) = \frac{m(\text{ЧИСТ. В-ВА})}{m(\text{СМЕСИ})} \Rightarrow$$

$$m(\text{ЧИСТ. В-ва}) = m(\text{СМЕСИ}) \cdot w(\text{ЧИСТ. В-ва})$$

Способ 2. Вначале определяют массу примеси:

$m(\text{примеси}) = m(\text{смеси}) \cdot w(\text{примеси})$, а затем вычитают ее из массы смеси:

$$m(\text{чист. в-ва}) = m(\text{смеси}) - m(\text{примеси}).$$

Пример 1. На завод было доставлено 50 т фосфорита, содержащего 35 % пустой породы. Определите массу фосфата кальция в природном фосфорите.

Решение.

С п о с о б 1. Массовая доля фосфата кальция в руде составляет:

$$w(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 100\% - 35\% = 65\%,$$

$$m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 50 \cdot 0,65 = 32,5 \text{ (T)}.$$

Способ 2. m (примеси) = $50 \text{ т} \cdot 0,35 = 17,5 \text{ т}$, тогда

$$m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 50 \text{ T} - 17,5 \text{ T} = 32,5 \text{ T}.$$

Пример 2. Определите, какой объем ацетилена можно получить из карбида кальция массой 10 кг, массовая доля примесей в котором 15 %.

Решение.

1. Определяем массу примесей:

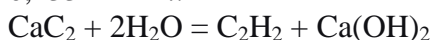
$$m(\text{примеси}) = 10 \cdot 0,15 = 1,5 \text{ (кг)}$$

2. Масса чистого карбида кальция равна

$$m(\text{CaC}_2) = 10 - 1,5 = 8,5 \text{ (кг)}.$$

3. Составляем уравнение реакции:

0,133 моль x моль



1 моль 1 моль

4. Рассчитываем $v(\text{CaC}_2)$:

$$v(\text{CaC}_2) = \frac{8,5 \text{ кг}}{64 \text{ кг/моль}} = 0,133 \text{ моль}$$

5. По уравнению реакции определяем $\nu(\text{C}_2\text{H}_2)$:

$$\nu(\text{CaC}_2) = \nu(\text{C}_2\text{H}_2) \text{ и } \nu(\text{C}_2\text{H}_2) = 0,133 \text{ моль}$$

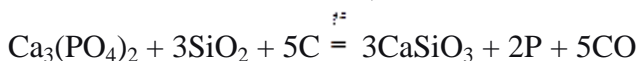
6. Определяем объем ацетилена:

$$V(C_2H_2) = \nu(C_2H_2) \cdot V_M = 0,133 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{моль} = 2,979 \text{ м}^3.$$

Пример 3. Вычислите, какая масса фосфорита с массовой долей примесей 12 % необходима для получения фосфора массой 200 кг.

Решение.

x моль 6,452 моль



1 моль 2 моль

1. Определяем $\nu(\text{P})$: $\nu(\text{P}) = \frac{200}{31} = 6,452$ (моль).
2. По уравнению реакции определяем $\nu(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)$ чистого:

$$\nu(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) : \nu(\text{P}) = 1 : 2 \text{ и } \nu(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{6,452}{2} = 3,226 \text{ (моль)}.$$

3. Находим массу чистого фосфата кальция, необходимую для получения фосфора массой 200 кг:

$$m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \nu(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) \cdot M = 3,226 \cdot 310 = 1000 \text{ (кг)}.$$

4. Находим массовую долю чистого фосфата кальция:

$$w(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 100\% - w(\text{примесей}) = 100\% - 12\% = 88\%.$$

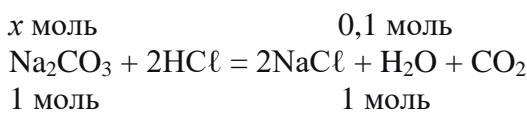
5. Определяем массу фосфорита, необходимую для получения фосфора массой 200 кг:

$$w(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)}{m(\text{фосфорита})} = \frac{1000}{0,88} \Rightarrow$$

$$\text{и } m(\text{фосфорита}) = \frac{1000}{0,88} = 1136,4 \text{ (кг)}.$$

Пример 4. При взаимодействии кальцинированной соды массой 10,8 г с избытком соляной кислоты получили оксид углерода (IV) объемом 2,24 л (н. у.). Вычислите массовую долю (%) примесей в кальцинированной соде.

Решение.



1. Находим количество вещества CO_2 :

$$\nu(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_M} = \frac{2,24}{22,4} = 0,1 \text{ (моль)}$$

2. Вычисляем массу Na_2CO_3 в кальцинированной соде.

Из уравнения реакции следует:

$$\nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) : \nu(\text{CO}_2) = 1 : 1 \text{ и } \nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \text{ моль, тогда}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \cdot 106 = 10,6 \text{ (г)}.$$

3. Находим массу примесей в кальцинированной соде:

$$m(\text{прим.}) = m(\text{кальц. сода}) - m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 10,8 - 10,6 = 0,2 \text{ (г)}$$

4. Вычисляем массовую долю примесей:

$$w(\text{примесей}) = \frac{m(\text{примесей})}{m(\text{кальц. сода})} = \frac{0,2}{10,8} = 0,018, \text{ или } 1,8\%.$$

Реши самостоятельно:

1. Определите массу NaOH , которую можно получить при взаимодействии соды с известковым молоком, полученным из 5 кг известняка, содержащего 80 % CaCO_3 . (3,2 кг.)

2. Вычислите объем (в м^3) оксида углерода (IV) и массу жженой извести (CaO), которые можно получить при обжиге 500 кг известняка, содержащего 92 % карбоната кальция. (257,6 кг CaO и 103 м^3 CO_2 .)

3. Какая масса раствора с массовой долей серной кислоты 70 % потребуется для получения фосфорной кислоты из фосфорита массой 200 кг, содержащего 70 % $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$? (189,7 кг.)

4. При взаимодействии 5,0 г технического магния с избытком соляной кислоты выделилось 3,36 л водорода (н. у.). Вычислите массовую долю (в %) чистого магния в техническом магнии. (72,0 %.)

5. Оксид углерода (IV), полученный при сжигании угля массой 50 г, пропустили через раствор гидроксида бария. Какая масса осадка образовалась, если массовая доля углерода в угле составляет 96 %? (788 г.)

6. Песок массой 2 кг сплавляли с избытком гидроксида калия, получив в результате реакции силикат калия массой 3,82 кг. Определите выход продукта реакции, если массовая доля оксида кремния (IV) в песке равна 90 %. (82,7 %.)
7. При сгорании технической серы массой 10 г выделился газ, который пропустили через избыток раствора гидроксида натрия. В реакцию вступил гидроксид натрия массой 24 г. Определите массовую долю серы в техническом продукте. (96 %.)
8. Вычислите массу раствора кислоты с массовой долей HCl 30 %, затраченную на растворение цинка массой 200 г с массовой долей примесей 35 %. (487 г.)
9. Для обжига сульфида цинка массой 2 т с массовой долей негорючих веществ 3 % израсходовали 6000 м^3 воздуха. Определите объемные доли газов в образовавшейся газовой смеси. (83,1 % N_2 ; 7,76 % SO_2 ; 9,14 % O_2 .)
10. Вычислите, какая масса магнетита Fe_3O_4 , содержащего 10 % примесей, необходима для получения железа массой 4 т. (6,134 т.)
11. При действии на мрамор массой 10,5 г соляной кислотой выделился оксид углерода (IV) объемом 2,24 л (н. у.). Определите массовую долю (%) карбоната кальция в мраморе. (95,24 %.)
12. При прокаливании на воздухе пирита массой 5 кг получен оксид серы (IV) массой 5,12 кг. Определите массовую долю FeS_2 в пирите. (96 %.)
13. Вычислите число атомов углерода и кислорода в карбонате кальция массой 11 кг, в котором находится 9,1 % примесей, не содержащих углерод и кислород. ($6 \cdot 10^{22}$ атомов углерода; $1,8 \cdot 10^{23}$ атомов кислорода.)
14. Вычислите число атомов цинка и хлора в хлориде цинка массой 42,5 г, в котором находится 20 % примесей, не содержащих цинк и хлор. ($1,5 \cdot 10^{23}$ атомов цинка; $3 \cdot 10^{23}$ атомов хлора.)
15. Массовая доля ZnS в цинковой обманке составляет 97 %. Определите, какой объем сероводорода образуется из 500 кг цинковой обманки. (112 м^3 .)

Занятие 26

Метод электронного баланса. В 20 задании ОГЭ по химии необходимо полностью предоставить решение. Решение 20 задания - составление уравнения химической реакции методом электронного баланса.

Теория к заданию №20 ОГЭ по химии

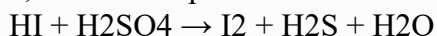
Метод электронного баланса

Метод электронного баланса - метод уравнивания химических реакций, основанный на изменении степеней окисления атомов в химических соединениях.

Алгоритм наших действий выглядит следующим образом:

- Вычисляем изменение степени окисления каждого элемента в уравнении химической реакции
- Выбираем только те элементы, которые поменяли степень окисления
- Для найденных элементов составляем электронный баланс, заключающийся в подсчете количества приобретенных или отданных электронов
- Находим наименьшее общее кратное для переданных электронов
- Полученные значения и есть коэффициенты в уравнении (за редким исключением)

Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой



Определите окислитель и восстановитель.

Итак, составляем электронный баланс. В данной реакции у нас меняют степени окисления сера и йод.

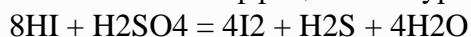
Сера находилась в степени окисления +6, а в продуктах - -2. Йод имел степень окисления -1, а стал 0.

Если у Вас возникли трудности с расчетом, то вспомните, как рассчитывать степень окисления.



Сера отдала 8 электронов, а йод забрал только два - общее кратное 8, и дополнительные множители 1 и 4!

Расставляем коэффициенты в уравнении реакции согласно полученным данным:



Не забываем указать, что сера в степени окисления +6 является **окислителем**, а йод в степени окисления -1 – восстановителем.

Занятие 28

В экзаменационный вариант основного государственного экзамена по химии добавлена обязательная для выполнения практическая часть, которая включает в себя два задания: 23 и 24.

В задании 23 из предложенного перечня необходимо выбрать два вещества, взаимодействие с которыми отражает химические свойства указанного в условии задания вещества, и составить с ними два уравнения реакций. Выполнение задания 23 предполагает развернутый ответ, который участник экзамена записывает в листы (бланки) ответов № 2.

В задании 24 предполагается проведение двух реакций, соответствующих уравнениям реакций, составленным при выполнении задания 23.

К выполнению задания 24 следует приступить после выполнения участником экзамена задания 23 и не ранее чем через 30 минут после начала экзамена. При выполнении задания 24 участник экзамена может делать записи в листах бумаги для черновиков, которые впоследствии вправе использовать при выполнении других заданий экзаменационной работы. После выполнения задания 24 участник экзамена имеет право продолжить выполнение других заданий экзаменационной работы до окончания экзамена.

Проведение химического эксперимента при выполнении задания 24 осуществляется в условиях химической лаборатории, оборудование которой должно отвечать требованиям СанПиН к кабинетам химии.

Перед началом выполнения заданий экзаменационной работы специалист по проведению инструктажа и обеспечению лабораторных работ в аудитории проводит инструктаж участников экзамена по технике безопасности при обращении с лабораторным оборудованием и реактивами под подпись каждого участника экзамена в специально предусмотренной ведомости.

К выполнению задания 24 не допускаются участники экзамена, не прошедшие инструктаж по технике безопасности.

Комплекты реактивов для выполнения химического эксперимента (задания 23 и 24) формируются заблаговременно, до дня проведения экзамена.

Подготовку и выдачу лабораторного оборудования и реактивов осуществляют специалисты по проведению инструктажа и обеспечению лабораторных работ, прошедшие соответствующую подготовку.

Проверка выполнения задания 23 осуществляется предметной комиссией в соответствии с критериями оценивания выполнения развернутых ответов одновременно с проверкой развернутых ответов на задания 20-22.

При выполнении участниками экзамена задания 24 в каждой аудитории присутствуют два эксперта, оценивающие выполнение лабораторных работ. Указанные эксперты оценивают выполнение лабораторных работ участников экзамена независимо друг от друга и непосредственно при выполнении участником экзамена задания 24. Указанные эксперты вносят результаты оценивания в Ведомость оценивания выполнения

задания 24 (лабораторной работы) в аудитории, не допуская информирования участников ГИА, организаторов и других лиц о выставляемых баллах, а также, исключая какое-либо взаимодействие с любыми лицами по вопросу оценивания работы участника (жесты, мимика, вербальные оценочные суждения). После окончания экзамена в аудитории, информация о результатах оценивания выполнения участниками экзамена задания 24 направляется вместе с листами (бланками) участников экзамена на дальнейшую обработку в соответствии с требованиями к упаковке ЭМ, а также в порядке, определенном органом исполнительной власти субъекта Российской Федерации, осуществляющим государственное управление в сфере образования.

Задание 23

Используя только реактивы из приведённого перечня, запишите молекулярные уравнения двух реакций, которые характеризуют химические свойства гидроксида цинка, и укажите признаки их протекания.

Дан порошкообразный гидроксид цинка, а также набор следующих реактивов: водные растворы гидроксида натрия, нитрата калия, сульфата натрия, соляной кислоты и ацетата натрия.

Решение. Элементы ответа:

Составлены уравнения двух реакций, характеризующих химические свойства гидроксида цинка, и указаны признаки их протекания:

1. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ — растворение гидроксида цинка в растворе щёлочи;

2. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ — растворение гидроксида цинка в растворе кислоты.

Задание 24 Подготовьте лабораторное оборудование, необходимое для проведения эксперимента. Проведите химические реакции между гидроксидом цинка и выбранными веществами в соответствии с составленными уравнениями реакции, соблюдая правила техники безопасности, приведённые в инструкции к заданию. Опишите изменения, происходящие с веществами в ходе проведённых реакций.

Ссылки на интернет - ресурсы:

<https://chem-oge.sdangia.ru/>

<https://synergy.ru/edu/oge>

<http://school-collection.edu.ru/catalog/rubr/49a77f5a-3439-f8b2-5588-aa20bbc963c5/118928/>