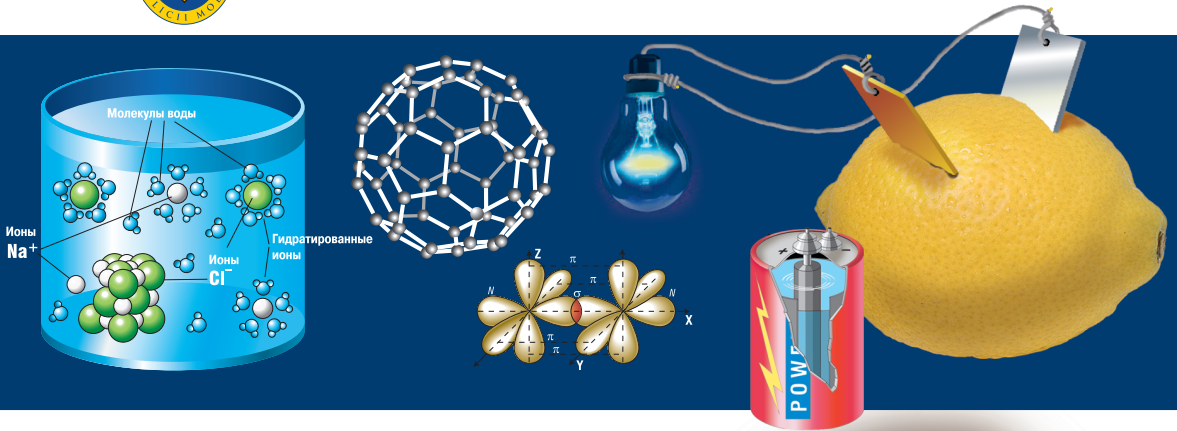




MINISTERUL EDUCAȚIEI, CULTURII ȘI CERCETĂRII



Химия 10

Учебник для 10 класса

Надежда Велишко • Светлана Кудрицкая



Editura ARC





MINISTERUL EDUCAȚIEI, CULTURII ȘI CERCETĂRII

Надежда Велишко • Светлана Кудрицкая

ХИМИЯ

Учебник для 10 класса лицея

профили: реальный; гуманитарный, искусство, спорт

Перевод с румынского
Елены Михайлов



Editura ARC

Данный учебник является собственностью Министерства образования, культуры и исследований. Учебник разработан в соответствии с действующим Куррикулумом по учебной дисциплине «Химия», утвержденным приказом Министерства образования, культуры и исследований № 906 от 17 июля 2019 г. Учебник утвержден приказом Министерства образования, культуры и исследований № 806 от 14 августа 2020 г.

(Учебное заведение)

ПОЛЬЗОВАНИЕ УЧЕБНИКОМ

Год пользования	Фамилия и имя учащегося	Учебный год	Состояние учебника	
			при получении	при возврате
1.				
2.				
3.				
4.				
5.				

- Классному руководителю надлежит проверить правильность написания фамилии и имени ученика.
- Запрещены любые пометки в учебнике.
- Состояние учебника (при получении и возврате) оценивается по одному из следующих критериев: *новый*; *хорошее состояние*; *удовлетворительное состояние*; *неудовлетворительное состояние*.

Комиссия по оценке: *Надежда Бозаджи*, высшая дидактическая степень, теоретический лицей № 2, УТАГ, координатор; *Зинаида Киоса*, высшая дидактическая степень, теоретический лицей им. Л. Деляну, Кишинев; *Майя Кердивара*, высшая дидактическая степень, теоретический лицей им. И. Ватаману, Страшены; *Елена Михайлов*, высшая дидактическая степень, теоретический лицей им. академика К. Сибирского, Кишинев; *Ольга Пыслару*, высшая дидактическая степень, теоретический лицей им. митрополита Н. Ворническу, с. Лозово, Страшенский район.

Рецензенты: *Мария Быркэ*, конф. унив., д-р химии, кафедра неорганической химии и физики, Государственный университет РМ; *Ион Негурэ*, конф. унив., д-р психологии, зав. кафедрой психологии, Государственный педагогический университет им. И. Крянгэ; *Виктор Цанков*, конф. унив., д-р химии, Государственный университет РМ; *Елена Унгуряну*, д-р хабилитат филологии, Центр лингвистики Института румынской филологии им. Б. П. Хашдеу Академии Наук Молдовы.

Редакторы-координаторы: *Елена Михайлов*, высшая дидактическая степень, теоретический лицей им. академика К. Сибирского, Кишинев; *Татьяна Литвинова*, высшая дидактическая степень, теоретический лицей им. Титу Майореску, Кишинев.

Редактор: *Лариса Носаченко*

Дизайн и обложка: *Михай Бачинский*

Рисунки: *Виталие Стеля*, *Владимир Мелник*

Технический редактор: *Мариан Мотреску*

Все права на это издание принадлежат издательству ARC.

© Издательство ARC

© Надежда Велишко, Светлана Кудрицкая

ISBN 978-9975-0-0413-8

СОДЕРЖАНИЕ

Единица обучения 1	Химия — наука о веществах	7
1.1.	Химия — важнейший фактор отношений: <i>человек – деятельность человека – окружающая среда</i>	8
1.2.	Атомно-молекулярное учение	11
1.3.	Химические понятия, используемые для характеристики вещества	14
1.4.	Классификация и номенклатура неорганических веществ	18
1.5.	Характеристика химических реакций	21
	1.5.1. Химическая терминология	21
	1.5.2. Типы химических реакций	22
1.6.	Основные законы химии	27
	1.6.1. Закон постоянства состава	27
	1.6.2. Закон сохранения массы	27
	1.6.3. Закон Авогадро	29
1.7.	Вычисления на основе химической формулы (взаимосвязь между v , m , V , N)	31
1.8.	Вычисления по химическим уравнениям (v , m , V вещества)	33
Единица обучения 2	Состав и строение атома. Периодический закон	39
2.1.	Атом — составная часть материи. Состав и строение атома	40
*2.2.	Строение электронных оболочек	45
2.3.	Распределение электронов в атомах элементов I-IV периодов по энергетическим уровням	49
2.4.	Возможные валентности и степени окисления элементов. *Электронные конфигурации атомов элементов I-IV периодов	52
2.5.	Периодический закон	62
2.6.	Характеристика химического элемента по его положению в Периодической системе	67
2.7.	Периодическое изменение свойств элементов	69
2.8.	Периодическое изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов химических элементов	72
Единица обучения 3	Состав и строение вещества	78
3.1.	Типы химической связи	79
3.2.	Ковалентная полярная связь	81
*3.3.	Сравнительная характеристика ковалентной неполярной и ковалентной полярной связи	83
3.4.	Кристаллические решетки. Свойства веществ с ковалентной связью	87
*3.5.	Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи	91
3.6.	Ионная связь	92
	3.6.1. Образование ионной связи	92
	3.6.2. Свойства ионов и веществ с ионной связью	94
3.7.	Водородная связь	97
3.8.	Металлическая связь	101

Единица обучения 4	Химические реакции — превращения веществ	107
4.1.	Превращения веществ — химическая сущность процессов, происходящих в окружающей среде и в организме	108
*4.2.	Сущность окислительно-восстановительных реакций. Типы химических реакций	110
*4.3.	Метод электронного баланса	116
*4.4.	Окислительно-восстановительные реакции металлов с кислотами и солями. Ряд напряжений металлов	119
*4.5.	Окислительно-восстановительные реакции: особенности взаимодействия металлов с концентрированной серной кислотой	120
*4.6.	Окислительно-восстановительные реакции: особенности взаимодействия металлов с азотной кислотой	122
*4.7.	Коррозия металлов и методы защиты от нее	124
	4.7.1. Сущность коррозии	124
	4.7.2. Виды коррозии	125
	4.7.3. Методы защиты от коррозии	126
*4.8.	Решение расчетных задач на основе уравнений окислительно-восстановительных реакций	127
*4.9.	Значение окислительно-восстановительных реакций для различных областей деятельности человека	130
Единица обучения 5	Растворы. Взаимодействия веществ в растворах	133
5.1.	Растворение — процесс, необходимый для превращений веществ в окружающей среде	134
*5.2.	Растворимость веществ	136
5.3.	Состав растворов. Массовая доля растворенного вещества	139
*5.4.	Молярная концентрация растворов	145
5.5.	Теория электролитической диссоциации	147
	5.5.1. Механизм электролитической диссоциации	147
	5.5.2. Сильные и слабые электролиты. *Степень диссоциации	148
5.6.	Диссоциация кислот и оснований	151
	5.6.1. Диссоциация кислот	151
	5.6.2. Диссоциация оснований	153
5.7.	Диссоциация солей	155
5.8.	Диссоциация воды и реакция среды	157
5.9.	Взаимодействия в растворах электролитов	160
	5.9.1. Химические свойства кислот	161
	5.9.2. Химические свойства оснований	161
	5.9.3. Химические свойства солей	162
	5.9.4. Реакция нейтрализации	163
*5.10.	Вычисления по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ дано в избытке	169
Единица обучения 6	Неметаллы и их соединения	177
6.1.	Общая характеристика неметаллических элементов	178
6.2.	Строение и свойства неметаллов	181

6.3.	Химические свойства неметаллов	186
6.4.	Получение неметаллов	189
6.5.	Неметаллы и их соединения — влияние на качество жизни и окружающую среду	195
6.6.	Водородные соединения неметаллов	199
	6.6.1. Строение, физические свойства и применение	199
	6.6.2. Получение водородных соединений неметаллов	201
	6.6.3. Сравнительная характеристика химических свойств водородных соединений неметаллов	203
6.7.	Оксиды неметаллов и кислородсодержащие кислоты	209
	6.7.1. Классификация, номенклатура, физические свойства оксидов неметаллов	209
	6.7.2. Получение оксидов неметаллов	210
	6.7.3. Химические свойства оксидов неметаллов	210
6.8.	Сравнительная характеристика химических свойств кислородсодержащих кислот	214
6.9.	Получение кислородсодержащих кислот	216
6.10.	Реакции идентификации анионов (качественные реакции)	218
6.11.	Генетическая связь неметаллов и их соединений	220
Единица обучения 7		
	Металлы и их соединения	224
7.1.	Металлы — основные компоненты современных технологий и биологических систем	225
7.2.	Общая характеристика металлов	228
7.3.	Химические свойства металлов	230
*7.4.	Реакции идентификации (качественные реакции) катионов металлов	234
7.5.	Общие методы получения металлов	236
7.6.	Оксиды и гидроксиды металлов	239
*7.7.	Амфотерность алюминия и его соединений	242
7.8.	Соли	244
	7.8.1. Химические свойства солей с точки зрения генетических связей	244
	7.8.2. Получение солей	246
	7.8.3. Применение солей	247
7.9.	Генетическая связь металлов и их соединений	253
7.10.	Металлы и их соединения — применение и влияние на качество жизни и окружающую среду	255
Единица обучения 8		
	Неорганические вещества в жизни общества	257
8.1.	Вещества и химические реакции в повседневной деятельности человека	258
8.2.	Вещества и химические реакции с жизненно важным и промышленным значением	260
8.3.	Химия и защита окружающей среды	264
8.4.	Генетическая связь между классами неорганических соединений	268
	Приложения	273

Дорогие ученики!

Учебник химии для 10 класса познакомит вас с магическим миром химии и проведет вас по всем ее лабиринтам. Учебник в максимально доступной и краткой форме раскрывает учебные темы, которые дополнены тестами для самооценки, лабораторными опытами и практическими работами, способствуя закреплению и углублению теоретических знаний, а «Марафон знаний» пробудит вашу любознательность и творческую активность. Всё это позволит вам рассматривать химию не как абстрактную науку, а в качестве опоры применять ее в повседневной жизни.

Как пользоваться учебником



Единица обучения



Дополнительные задания



Оценивание

Задания для закрепления знаний и самопроверки



Запомни важные положения



Задания для работы в группе



Основные понятия

Полезный словарь химических терминов



Марафон знаний

Рубрика с заданиями, которые способствуют углублению знаний, развитию научного и творческого воображения

Проект

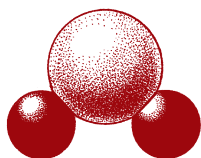
Учебник содержит материал, помеченный значком*, что означает:

* — содержание обязательно только для реального профиля.

** — дополнительный материал, выходящий за рамки курикулума.

Без * — содержание обязательно для гуманитарного и реального профилей.

(1) Химия — наука о веществах



После изучения этой единицы обучения ты будешь способен/способна:

- выражать собственное мнение о влиянии химии на жизнь человека и окружающую среду; важности изучения химии;
- объяснять и оперировать основными понятиями и законами химии в ситуациях устного и письменного общения;
- характеризовать в сравнении химические реакции разных типов;
- разрабатывать и применять алгоритмы решения задач: а) на основе соотношений между массой вещества, объемом, количеством вещества, числом частиц; б) на основе химических уравнений;
- экспериментально-теоретически исследовать реальные/моделированные проблемные контексты, связанные с типами химических реакций; применением расчетов по химическим формулам и уравнениям;
- разрабатывать и представлять творческие работы/схемы взаимосвязи основных понятий химии.

1.1 Химия — важнейший фактор отношений: человек — деятельность человека — окружающая среда

Химия — это наука, предметом исследования которой является изучение строения, свойств и превращений веществ в результате разрыва некоторых связей, перегруппировки атомов и образования новых связей. Изучение химии является важным как с теоретической, так и практической точки зрения. В научном аспекте исследование химических явлений в большой мере способствовало изучению, описанию и пониманию механизмов и основных законов, которые действуют на разных уровнях организации материи (атомы, молекулы). В практическом аспекте химия играет значимую роль в улучшении условий жизни человека, благодаря получению новых веществ и их производству на выгодных условиях.

Например, без минеральных удобрений, необходимых для обеспечения растений питательными элементами, без пестицидов, необходимых для защиты растений, сложно обеспечить высокую эффективность почвы для получения высоких урожаев. Сегодня благодаря химии в нашем распоряжении имеются такие препараты как пищевая сода, мыло, стиральные порошки, уксус, полиэтиленовые пленки, различные медикаменты, одежда, обувь и т. д.

Для того чтобы знать, как правильно использовать эти блага, полученные искусственным путем, для поддержания чистоты окружающей среды и, как следствие, здоровья общества, необходимо изучить терминологию, фундаментальные концепции, основные законы этой науки и их применение в повседневной жизни. Каждому человеку необходимо обладать определенным объемом знаний в области химии, которые помогут ему жить в гармонии с окружающим миром, сохраняя его для сегодняшнего и будущих поколений.

Место химии в науках о природе. Химия, физика и биология являются естественными науками. Различия между ними определяются, главным образом, размерами объектов изучения.

Процессы, которые происходят на очень больших расстояниях между звездами и планетами, изучает астрофизика, а на очень малых — физика элементарных частиц. Большие и малые тела в живой природе изучает биология (рис. 1.1), а в неживой — классическая физика (рис. 1.2).

Все тела живой и неживой природы состоят из веществ. Разнообразие процессов, происходящих внутри веществ между атомами и молекулами, изучает химия (рис. 1.3).



Атом — мельчайшая химически неделимая частица вещества.

Химический элемент — это определенный вид атомов.

В химии под веществом понимают любую совокупность атомов, ионов или молекул.

Химия — это наука о веществах, их строении, свойствах и превращениях.

Чистой химии, не связанной с другими естественными науками и математикой, теперь уже нет. Основу

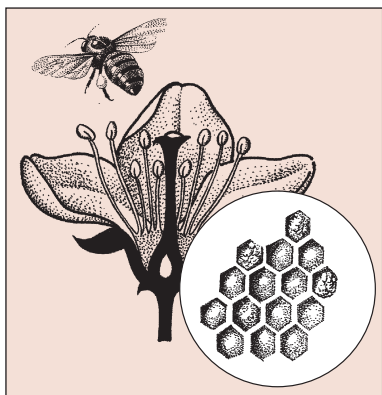


Рис. 1.1. **Биология** — это наука о жизни во всех ее проявлениях

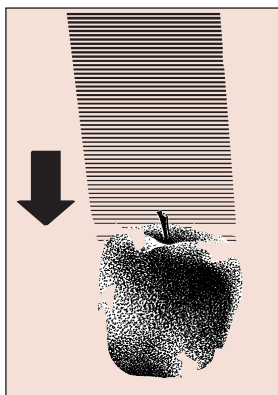


Рис. 1.2. **Физика** — это наука об основных законах природы

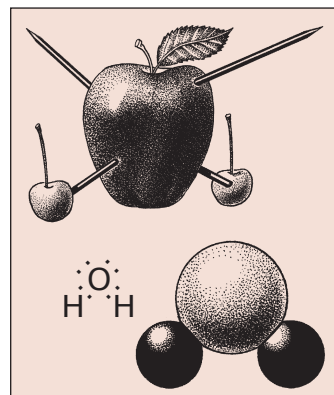


Рис. 1.3. **Химия** — это наука о строении, свойствах веществ и их превращениях

химии составляют законы и теории, общие для химии и физики: закон постоянства состава, закон Авогадро, закон сохранения массы и энергии, атомно-молекулярное учение, теория строения атомов и молекул. Эти теории и законы появились и утвердились в течение XVIII–XX веков.

Полезно узнать, что в XVIII веке ученые уже хорошо умели измерять разные физические величины, например: массу, объем, температуру, давление и др. Были разработаны методы химического анализа — способы количественного определения элементов в веществах.

Основные правила техники безопасности при работе с веществами

Химия, наряду с другими естественными науками (физикой, биологией), является наукой экспериментальной. Проведение практических работ и выполнение вместе с преподавателем лабораторных опытов способствует закреплению знаний и прививает интерес к науке. Химический эксперимент выполняется в химической лаборатории.

В гимназическом курсе вы познакомились с лабораторным оборудованием и приборами. В то же время, вы изучили множество химических веществ. Вам известно, что некоторые металлы могут воспламеняться при контакте с водой, что есть вещества, обесцвечивающие ткани, что несколько капель серной кислоты способны прожечь халат, вызвать ожоги на коже, а некоторые из веществ горючи и пожароопасны.

Поэтому в химической лаборатории необходимо соблюдать ряд правил для защиты себя и своих коллег, а также заботиться о защите окружающей среды.

Новые пиктограммы, которые необходимо знать и соблюдать даже вне химической лаборатории



Легковоспламеняющиеся вещества



Опасно для окружающей среды



Окислитель



Очень опасно для здоровья



Токсично/
Опасно.
Ядовитые
вещества



Едкое/
Корро-
зионное



Взрыво-
опасно



Вредно для
здоровья/
опасно для
озонового
слоя



Запомните предупреждающие пиктограммы, которые можно встретить не только в химической лаборатории

Правила личной защиты

- В химическую лабораторию следует брать тетрадь, учебник химии, ручку, но не продукты питания.
- Необходимо одевать халат для защиты одежды и кожи.
- Строго запрещено брать руками вещества в лаборатории.
- Вспомни из гимназических классов, как правильно определять запах веществ.
- Внимательно читай этикетки и предупреждающие пиктограммы на склянках с веществами.
- Соблюдай меры предосторожности согласно пиктограммам.

Правила безопасности во время выполнения химического эксперимента

- Выполняй химические эксперименты стоя.
- Проявляй особую осторожность при переливании кислот.
- Наливание жидкости осуществляется тонкой струйкой по стенкам пробирки.
- Нагревая пробирку, направляй ее отверстие в сторону от себя и коллег и постоянно перемещай в пламени, чтобы не перегреть.
- Используй металлическую сетку с керамическим покрытием при нагревании сосудов с плоским дном.
- Спиртовку следует гасить, накрывая колпачком по окончании опыта.

ПРОЕКТ

Роль химии во взаимоотношениях: человек — деятельность человека — окружающая среда

Аргумент

В прошлом веке химии, наряду с другими естественными науками, отводилась роль «решения» различных кризисных проблем человечества. Для увеличения количества продукции в сельском хозяйстве выполняли синтез химических удобрений, инсектицидов и гербицидов, что в значительной степени помогло решить продовольственный кризис. Для преодоления энергетического кризиса прибегли к переработке нефти и угля, а альтернативой кризиса природного сырья стал синтез медикаментов, моющих средств, пластмасс и т. д. В то же время, необходимо знать, в чем заключается загрязняющее действие каждого вещества и каковы самые эффективные методы их обезвреживания.

Сформируйте группу из 2–3 одноклассников и выполните проект на предложенную тему. Внимательно прочитайте представленные ниже основные направления выполнения проекта.

Тематические ориентиры

- Определите вещества и химические реакции, которые важны для деятельности человека.
- Установите значение этих веществ и химических реакций в различных областях деятельности человека.
- Выясните влияние этих веществ на окружающую среду.
- Познакомьтесь с международными соглашениями по предупреждению загрязнения окружающей среды.
- Определите эффективные меры по устранению загрязняющего воздействия.

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Коллажи
- Реферат/Эссе

Представление

- Каждая группа выбирает выступающих и способ презентации
- Презентация проекта — до 8 минут

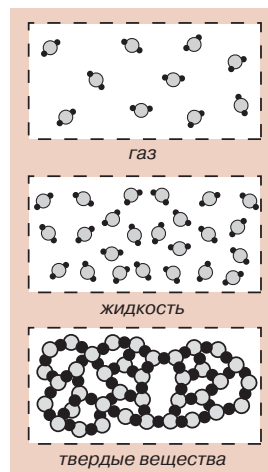
Критерии оценивания

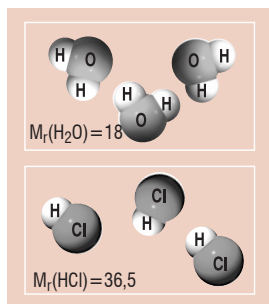
- Оригинальность представления и значение выбранных веществ
- Корректность научного содержания работы
- Весомость приводимых фактов в отношении защиты окружающей среды
- Соблюдение регламента времени презентации
- Использованные источники информации

1.2. Атомно-молекулярное учение

Более двух тысяч лет тому назад греческий философ Демокрит (460–370 гг. до н. э.) придумал понятие «*атом*» (неделимый) для мельчайшей частички любого вещества. Вещества по его представлениям — это результат соединения атомов. Понадобилось более 2000 лет, чтобы ученые доказали реальность атомов и молекул. Результатом всех этих исследований стало современное **атомно-молекулярное учение**:

1. Вещества могут иметь молекулярное, атомное и ионное строение.
2. *Молекула* — это мельчайшая частица вещества, сохраняющая его состав и химические свойства.
3. Между молекулами действуют силы взаимного притяжения и отталкивания. Сильнее всего они проявляются в твердых веществах. Слабее всего — в газах.
4. Между молекулами есть расстояния, которые зависят от агрегатного состояния веществ и температуры. Между молекулами газов расстояния велики, поэтому газы легко сжимаются. В жидкостях эти расстояния меньше, а в твердых веществах — незначительны. Поэтому жидкости сжимаются плохо, а твердые вещества практически не сжимаются.
5. Молекулы находятся в непрерывном движении. Чем выше температура, тем больше скорость движения молекул.
6. Все молекулы данного вещества одинаковы. Молекулы различных веществ отличаются друг от друга массой, размерами и химическими свойствами.
7. При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических — разрушаются.
8. *Молекулы* состоят из атомов, которые, как и молекулы, непрерывно движутся.





9. Атомы при химических реакциях не разрушаются. *Атом — это мельчайшая химически неделимая частица вещества.*

10. *Определенный вид атомов называется химическим элементом.* Атомы одного химического элемента отличаются от атомов других химических элементов зарядом ядра, массой, размерами и химическими свойствами. Молекулы простых веществ состоят из атомов одного элемента, молекулы сложных веществ состоят из атомов разных элементов.

11. У веществ молекулярного строения в твердом состоянии в узлах кристаллических решеток находятся молекулы. Межмолекулярные силы слабые, при нагревании легко разрываются. Вещества с молекулярным строением имеют, как правило, низкие температуры плавления.

12. У веществ атомного строения в узлах кристаллических решеток находятся атомы, связанные прочными ковалентными связями. Температуры плавления у них высоки.

13. *Ион — это атом, который либо потерял один или несколько электронов (положительный ион), либо приобрел один или несколько электронов (отрицательный ион).* У веществ ионного строения в узлах кристаллических решеток находятся ионы, связанные прочными ионными связями. Их температуры плавления также высоки.

Большой вклад в создание атомно-молекулярного учения внесли Михаил Васильевич Ломоносов (1711–1765) и Джон Дальтон (1766–1844). Дальтон ввел понятие «атом» и возможность соединения атомов в молекулу.

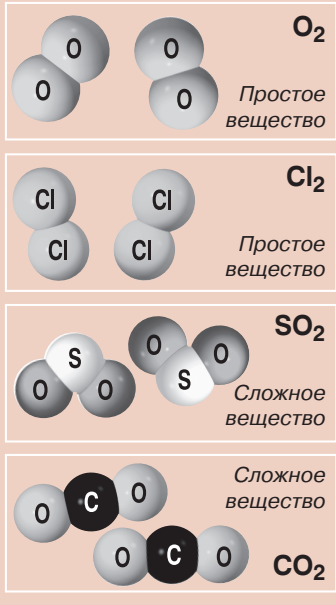
Относительная атомная масса. Относительная атомная масса является безразмерной величиной и обозначается A_r (A — атомная, r (*relativ*) — относительная).

Относительная атомная масса химического элемента показывает, во сколько раз масса данного атома больше, чем $1/12$ массы атома углерода.

Численно атомная масса, выраженная в атомных единицах массы, равна относительной атомной массе.

$$m_a(\text{C}) = 12 \text{ а.е.м.} \quad A_r(\text{C}) = 12$$

Значения относительных атомных масс представлены в Периодической системе химических элементов.



Валентность элементов. Степень окисления

При образовании молекул вещества атомы соединяются за счет взаимодействия валентных электронов.

Свойство атомов одного химического элемента присоединять определенное число атомов другого элемента называется валентностью.

Валентность выражается целым числом и записывается римской цифрой над химическим знаком элемента. Валентность может быть постоянной и переменной. Высшая валентность равна номеру группы. Валентность элемента в соединении с ковалентной связью равна числу общих пар. Валентность элемента в ионных соединениях равна заряду иона.

Помимо валентности, в гимназическом курсе вы изучали такое понятие, как *степень окисления*, которая соответствует заряду элемента в ионном соединении.

Условный заряд, который приобретет атом в случае полного перехода электронов от одного атома к другому с образованием ионной связи, называется степенью окисления.

Степень окисления записывается арабской цифрой над химическим знаком, указывая сначала заряд (+ или -), а затем его числовое значение.

<i>Степень окисления</i>	+1 H	+1 Na	+2 Mg	-2 O	-2 S	-1 Cl	-1 Br
<i>Валентность</i>	I H	I Na	II Mg	II O	II S	I Cl	I Br

Из таблицы можно сделать заключение, что степень окисления численно равна валентности элемента. При изучении химических связей мы познакомились с еще одним понятием — *электроотрицательностью*.

Свойство атомов данного элемента оттягивать на себя электроны от атомов другого химического элемента называется электроотрицательностью.

Электроотрицательность обозначается ЭО, а за единицу принята электроотрицательность лития (равна 1,0).

В периодах электроотрицательность возрастает, а в группах (главных подгруппах) — уменьшается одновременно с ростом порядкового номера элемента.



Валентность — это свойство атомов одного элемента присоединять определенное число атомов другого элемента.



Степень окисления — это формальный заряд, который приходится на один атом элемента в соединении, если допустить, что все связи — ионные.



Электроотрицательность — это свойство атомов одного элемента оттягивать на себя электроны от атомов других элементов.

ОЦЕНИВАНИЕ?

1. Выбери из параграфа химические понятия и дай им определения.
2. Какие значения валентности характерны для элементов:
а) N; б) C; в) Cl; г) Fe.
3. Дополни таблицу для химических элементов S, N, Cl, Cu, *Co.

Химический элемент	S	N	Cl	Cu	*Co
Минимальная валентность					
Максимальная валентность					
Степень окисления					
Электроотрицательность (ЭО)					
Относительная атомная масса A_r					

1.3. Химические понятия, используемые для характеристики вещества

Вспомните, что вы знаете о знаках и названиях химических элементов.



Каждая наука пользуется своим языком, удобным для описания знаний. Химический язык включает в себя *общую часть* — естественный язык слов и предложений, а также *специфическую часть* — химическую терминологию, номенклатуру и символику.

Химическая символика — это система условных знаков химии, которые обозначают объекты и явления, например химические символы, формулы и уравнения.

Химический знак. Современная символика введена в химию Берцелиусом. Он предложил обозначать химические элементы буквенной символикой. Химический символ, или знак, стали обозначать по первым буквам латинского названия элемента. Например, углерод по латыни «*carboneum*» и его химический знак «C». Чтобы не совпадали химические знаки, использовали также вторую или любую из последующих букв латинского названия элемента. Так, для кальция «*calcium*» взяли вторую букву Ca, а для калифорния «*californium*» пришлось взять пятую — Cf.

Химический знак элемента означает:

1. Международное обозначение элемента.
2. Один атом элемента и один моль атомов.
3. Относительную атомную массу элемента.
4. Молярную массу простого одноатомного вещества.

Например, для элемента железа химический знак Fe означает один атом железа, относительную атомную массу $A_r = 56$ и молярную массу простого вещества железа $M(Fe) = 56$ г/моль.



Йёнс Якоб Берцелиус
(1779–1848),

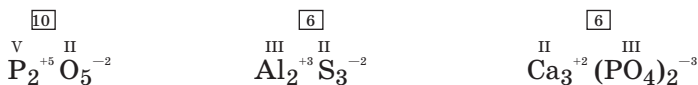
шведский химик. Один из создателей современной химии. Ввел обозначение химических элементов с помощью символов (знаков). В 1814 году опубликовал таблицу атомных масс.

Химическая формула была введена в язык химии в XIX веке после установления состава веществ и валентности элементов. Важное значение при установлении формул сыграли законы постоянства состава и Авогадро.

Химическая формула — это запись состава вещества с помощью химических символов (знаков) и индексов.

С помощью химических формул записываются как вещества молекулярного строения (например, CO_2), так и немолекулярного (например, NaCl).

Химическая формула сложного вещества составляется по валентности или степени окисления.



Химическая формула означает:

1. Международное обозначение вещества.
2. Название вещества.
3. Одну молекулу данного вещества.
4. Один моль данного вещества.
5. Качественный состав (из каких химических элементов состоит молекула).
6. Количественный состав:
 - а) сколько атомов каждого элемента входит в состав молекулы;
 - б) количество вещества каждого элемента, из которых образована молекула.
7. Относительную молекулярную массу вещества.
8. Молярную массу вещества.

Например, формула H_2O означает:

- а) вещество воду;
- б) одну молекулу воды, которая состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода;
- в) один моль молекул воды, образованной из атомов водорода количеством 2 моль и атомов кислорода количеством 1 моль;
- г) относительную молекулярную массу воды $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$ и ее молярную массу $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$.

Мы уже знакомы с тем, что бывают различные виды химических формул. Вот некоторые из них.

Молекулярная (истинная) формула показывает истинный состав молекулы. Например, водород H_2 , хлор Cl_2 , хлороводород (HCl), оксид углерода (IV) CO_2 , этан C_2H_6 , вода H_2O и др.

Электронная формула показывает схематически образование химических связей в молекуле, например:

Объясните, что означает химический знак химического элемента с порядковым номером 29 в Периодической системе (ПС).



Химический знак (символ) элемента (Э) означает:

1. Международность знака Э
2. Один атом Э
3. A_r (Э)
4. M (Э)

Приведите примеры 4-х веществ молекулярного строения и 4-х веществ немолекулярного строения. Укажите валентность всех элементов.



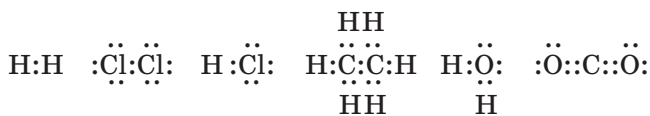
Химическая формула вещества (S) означает:

1. Международность формулы S
2. Название S — сера
3. Одну молекулу S
4. Один моль молекул S
5. Из каких элементов состоит молекула S
6. Сколько атомов каждого элемента в молекуле S
7. $M_r(S)$
8. $M(S)$

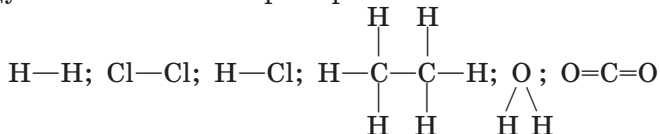


Химические формулы

- H_2 — молекулярная формула
 $H : H$ — электронная формула
 $H-H$ — графическая (структурная) формула
 R_2O (Li_2O, Na_2O, K_2O) — общая формула



Графическая (структурная) формула показывает порядок соединения атомов в молекуле. В ней каждая черточка обозначает общую пару электронов или единицу валентности. Например:



Общая формула показывает состав класса или группы соединений.

Например, оксиды элементов главной подгруппы I группы Li_2O ; Na_2O ; K_2O ; Rb_2O ; Cs_2O ; Fr_2O имеют общую формулу R_2O , а их гидроксиды $LiOH$; $NaOH$; KOH ; $RbOH$; $CsOH$; $FrOH$ — общую формулу $MeOH$.

По формулам мы делаем расчеты, предсказываем химические свойства, определяем валентность и степень окисления, с их помощью записываем *химические уравнения*.

Поскольку молекулы состоят из атомов, значит, и масса молекулы вещества равна сумме атомных масс элементов, входящих в ее состав.

Ранее мы установили, что масса каждого атома вычисляется по отношению к атомной единице массы (1 а.е.м.), которая равна 1/12 реальной массы атома углерода. Так были получены значения относительных атомных масс A_r всех элементов.

При сложении относительных атомных масс элементов, образующих молекулу, получим **относительную молекулярную массу** M_r (M — молекулярная, r (лат. *relativ*) — относительная).

$$\text{Например, } M_r(N_2) = 2 \cdot A_r(N) = 2 \cdot 14 = 28$$

$$M_r(CO_2) = A_r(C) + 2 \cdot A_r(O) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$$

Говоря о веществе, мы пришли к выводу, что оно может быть измерено с помощью количества вещества.

Количество вещества — это физическая величина, которая определяется числом структурных частиц (молекул, атомов, ионов) вещества. Обозначается буквой ν («ню»), а единица ее измерения — *моль*.

Моль — это количество вещества, содержащее столько же частиц (атомов, молекул, ионов), сколько содержится атомов углерода в 12 г (0,012 кг) углерода.

В 12 г углерода содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов углерода, это число называется также *числом Авогадро*.

Таким образом, моль — это количество вещества, содержащее $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, атомов или других частиц.

Отношение массы вещества к соответствующему количеству вещества является постоянной величиной для данного вещества и называется молярной массой.

Молярная масса обозначается буквой M , ее единица измерения — г/моль.

Молярная масса веществ, состоящих из одноатомных молекул, численно равна относительной атомной массе.

Молярная масса простых и сложных веществ, состоящих из двух и более атомов, численно равна относительной молекулярной массе.

$$\begin{array}{l} M_r(\text{O}_2) = 32 \\ M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль} \end{array} \quad \text{или} \quad \begin{array}{l} M_r(\text{NO}_2) = 46 \\ M(\text{NO}_2) = 46 \text{ г/моль} \end{array}$$

1. Что означает химический знак элемента?
2. Какую информацию можно получить по химической формуле?
3. Пользуясь Периодической системой, охарактеризуй химический элемент фосфор по алгоритму:

1. Химический знак	
2. Порядковый номер	
3. Относительная атомная масса	
4. Группа, подгруппа	
5. Период	
6. Заряд ядра, Z	
7. Число протонов в ядре	
8. Число нейтронов в ядре	
9. Общее число электронов	
10. Число электронных слоев	
11. Схема строения атома	
12. Тип элемента (металлический или неметаллический)	
13. Возможные валентности/степени окисления	

4. Охарактеризуй вещество SO_2 по алгоритму, предложенному в параграфе.
5. Дополни таблицу для предложенных веществ.

Вещество	Молекулярная формула	Электронная формула	Графическая формула
Хлор			
Хлороводород			



$$M = \frac{m}{\nu}, \text{ где}$$

m — масса вещества;

ν — количество вещества;

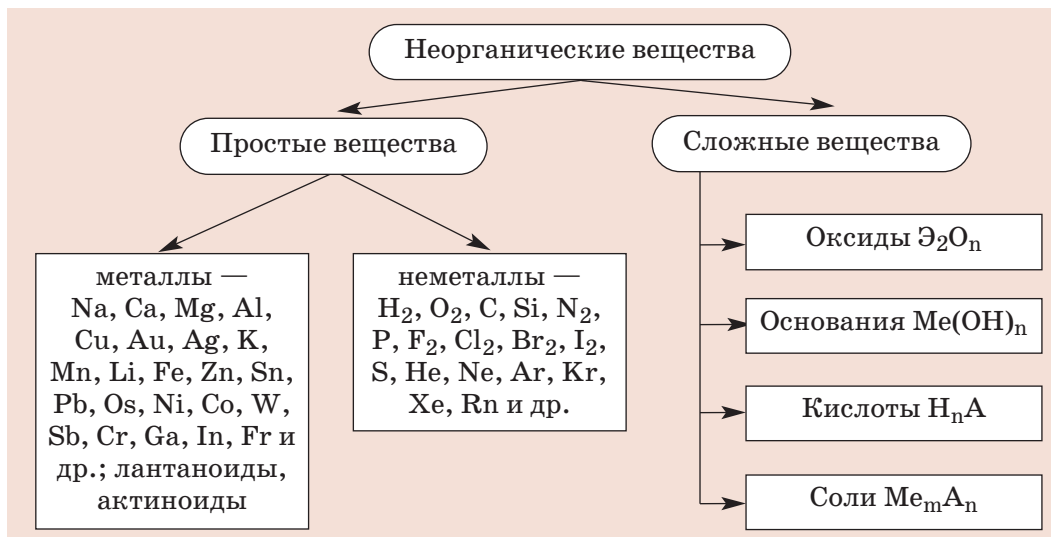
M — молярная масса

ОЦЕНИВАНИЕ?

1.4. Классификация и номенклатура неорганических веществ

Изучая химию в гимназических классах, вы познакомились с классификацией неорганических веществ (схема 1).

Схема 1. Классификация неорганических веществ



Все вещества делятся на простые и сложные. Простые вещества, в свою очередь, делятся на *металлы* и *неметаллы*.

Из основных классов неорганических соединений — сложных веществ — нам известны: оксиды, основания, кислоты и соли. Изучая ранее эти классы соединений, мы выяснили, что каждый из этих классов также имеет ряд особенностей и свою классификацию.

Нам известно, что эти классы неорганических соединений образуют генетические ряды металлов и неметаллов, согласно *схеме 2*.

Схема 2. Генетические ряды металла и неметалла

Металл → основной оксид → основание → соль
Неметалл → кислотный оксид → кислота → соль

Номенклатура неорганических веществ

Химическая номенклатура включает в себя всю химическую терминологию, называет словами элементы, вещества, частицы, объединяет их в группы.

Запомните!
 Представители
 одного ряда
 («родственники»)
 не реагируют друг
 с другом.

На начальном этапе развития химии, когда еще не была осуществлена классификация, вещества называли хаотично — по источнику получения или на основании каких-либо свойств. Например, AgNO_3 называли «адский камень», HNO_3 — крепкая водка, CH_3COOH — уксус и т. д. Эти названия относятся к тривиальной (исторической) номенклатуре, однако они не отражают строение вещества и трудны для запоминания.

В 1921 году Международный союз теоретической и прикладной химии — International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) разработал основные принципы *систематической номенклатуры веществ*. Систематическая номенклатура значительно более совершенна, в ее основе — составление названия вещества по его строению и наоборот, составление формулы по названию вещества.

Практически все простые вещества называются так же, как и химические элементы, их образующие (например, золото, хлор и др.)

Вспомним некоторые важные правила составления названий неорганических соединений:

— названия неорганических веществ происходят от названий химических элементов, к которым добавляются суффиксы и приставки в соответствии с классом соединений;

— если элемент обладает переменной валентностью, после названия элемента римской цифрой в скобках указывают его валентность (например, хлорид железа (III) — FeCl_3);

— при составлении названия сложного вещества его формулу условно делят на две составляющие части — электроположительную и электроотрицательную. При составлении формулы на первом месте записывается электроположительная часть, а затем — электроотрицательная: HCl , NaCl и т. д. (исключения — NH_3 , CH_4);

— название вещества составляется и читается справа налево — сначала электроотрицательная часть в именительном падеже, затем электроположительная — в родительном (например, HCl — хлороводород, NaCl — хлорид натрия).



Марафон знаний

Еще 20–30 лет тому назад люди чистили зубы исключительно зубным порошком. Вот рецепт одного из видов зубного порошка:

- салол (органическое вещество, противовоспалительное средство) — 4 г
- соль фосфатная CaHPO_4 — 20 г
- очищенный мел CaCO_3 — 20 г
- карбонатная соль магния MgCO_3 — 15 г
- бикарбонат натрия NaHCO_3 — 15 г

Вещество под названием «бикарбонат натрия» входит в состав широко рекламируемых зубных паст. Назовите все неорганические вещества по современной номенклатуре.

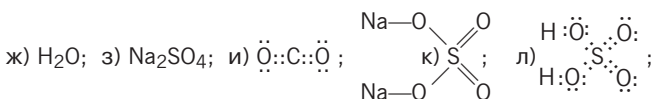
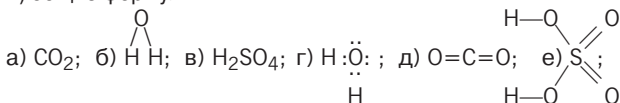
ОЦЕНИВАНИЕ

1. Раздели (классифицируй) предложенные примеры на две группы — химические знаки и химические формулы:

H_2 ; H; C; CO_2 ; O_2 ; Fe; O; Fe_2O_3 ; O_3 ; N; NH_3 .

2. Из предложенных примеров выбери:

- 1) молекулярные формулы; 2) электронные формулы;
3) графические (структурные) формулы;
4) общие формулы:



м) CO_2 ; SiO_2 ; $ЭO_2$; н) $Mg(OH)_2$; $Ca(OH)_2$; $Э(OH)_2$.

3. Даны вещества: Na, KCl, NaOH, Na_2O , K_3PO_4 , NaCl, KOH, H_2SO_4 , SO_3 , K_2SO_4 .

Выбери и выпиши вещества, которые образуют генетический ряд. Составь и запиши генетический ряд, подпиши названия веществ.

4. Дополни таблицу.

Формула		H_2SO_4		K_2SO_4
Название	оксид кальция		гидроксид калия	

5. примени правила систематической номенклатуры для приведенных ниже веществ.

Вещество	Тривиальное название	Название по систематической номенклатуре
1. $MgSO_4 \cdot 7H_2O$	английская соль	_____
2. NaCl	поваренная соль	_____
3. $Ca(OH)_2$	гашеная известь	_____
4. N_2O	веселящий газ	_____
5. $AgNO_3$	адский камень	_____



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 1*

Исследование образцов неорганических веществ, используемых в повседневной деятельности (металлов, неметаллов, оснований, солей, оксидов, кислот)

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, держатель для пробирок, спиртовка, стакан с водой, набор веществ.

Задания. Рассмотрите вещества, выданные учителем. Исследуйте физические свойства веществ и заполните таблицу (стр. 21).

№	Вещество (химическая формула, название)	Агрегатное состояние	Цвет	Запах	Отношение к нагреванию	Растворимость в воде
1.	NaCl Хлорид натрия	твёрдый	белый	без запаха		растворим
2.						
3.						

Сформулируйте выводы.

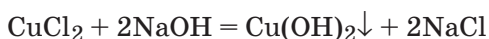
Не забудьте привести в порядок рабочее место!

1.5. Характеристика химических реакций

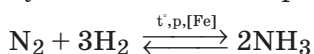
1.5.1. Химическая терминология

Химическая терминология введена А. Лавуазье. Она служит для краткого выражения понятий специальным словом. Например: *химическая формула, химическое уравнение, химическая связь* и т. д.

Химическое уравнение — это запись химической реакции с помощью химических формул и коэффициентов.

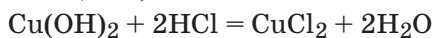


В химическом уравнении специальными стрелками обозначают вещества, выпадающие в осадок — (\downarrow), и газообразные вещества — (\uparrow), а также указывают условия протекания реакции: нагревание (t°), повышенное давление (p), присутствие катализатора [Kat] и т. д.:



Есть различные виды химических уравнений: *молекулярные, ионные, электронные, схематические*.

Молекулярное уравнение (МУ) записывается с помощью молекулярных формул и химических знаков (для простых веществ):



Полное ионное уравнение (ПИУ) включает в себя все частицы (молекулы, ионы), которые присутствуют в растворе при химической реакции. При его составлении следуют принципу: «*В ионном виде записываются только сильные электролиты*». Для каждого вещества выясняем два аспекта:

- 1) Растворимо или нет.
- 2) Сильный или слабый электролит.



Обозначения условий протекания реакции:

t° — нагревание;

p — повышенное давление;

[Kat] — катализатор.

Объясните, в чем сходство и различие между молекулярным и полным ионным уравнениями.



Сокращенные обозначения (аббревиатуры):

МУ — молекулярное уравнение;

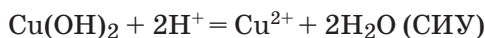
ПИУ — полное ионное уравнение;

СИУ — сокращенное ионное уравнение;

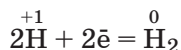
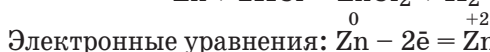
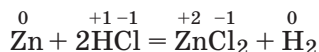
ЭУ — электронное уравнение;

СУ — схематическое уравнение.

Сокращенное ионное уравнение (СИУ) включает в себя только те частицы, которые вступают в реакцию:

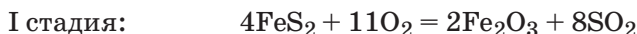


Электронные уравнения (ЭУ) показывают переходы электронов в окислительно-восстановительных реакциях:



Схематические уравнения (СУ) являются упрощенными схемами одной или нескольких реакций. Чаще всего применяются при решении задач.

Например, серную кислоту получают в три стадии:



Можно составить суммарную схему:



Таким образом, химические знаки, формулы и уравнения помогают кратко записать реальные вещества и процессы и их сущность. Химическая символика универсальна, едина для всех стран мира. Если бы вам попал в руки японский химический журнал, то именно по химическим формулам вы смогли бы понять, о каких веществах идет речь в его статьях.

1.5.2. Типы химических реакций

В гимназическом курсе вы научились классифицировать химические реакции по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции, по изменению степеней окисления химических элементов.

В дальнейшем мы познакомимся и с другими принципами классификации и характеристиками химических реакций, а также конкретными примерами для каждого случая.

Химические реакции могут сопровождаться выделением или поглощением тепла или света.

Покажите различие между эндо- и экзотермическими реакциями.



Реакции, идущие с выделением теплоты или света (+Q), называются экзотермическими.

Реакции, идущие с поглощением теплоты или света (-Q), называются эндотермическими.

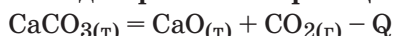
Количество теплоты (света), которое выделяется или поглощается в химической реакции, называется *тепловым эффектом реакции*.

Тепловой эффект реакции Q выражают в килоджоулях и записывают в правой части уравнения, причем со знаком (+) выделение, а со знаком (-) поглощение энергии. Например:

Экзотермическая реакция:



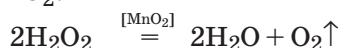
Эндотермическая реакция:



термохимические уравнения

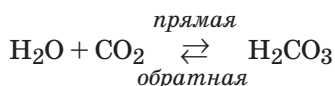
****Уравнение реакции, в котором указан тепловой эффект, называется *термохимическим уравнением*.**

Многие химические реакции протекают в присутствии катализаторов. Такая реакция, например, происходит при разложении пероксида водорода в присутствии катализатора MnO_2 :



Вспомним, что катализатор — это вещество, которое ускоряет химическую реакцию, но само при этом не расходуется. Реакция, которая протекает в присутствии катализатора, называется *каталитической*, а происходящая без катализатора — *некаталитической*.

Существуют химические реакции, которые протекают в двух направлениях — прямом и обратном. Например, реакция растворения углекислого газа в воде с образованием угольной кислоты идет одновременно в двух направлениях:



Угольная кислота образуется по прямой реакции и распадается по обратной реакции.

Реакции, протекающие одновременно в двух направлениях, называются *обратимыми*.

В таких случаях в уравнении реакции вместо знака равенства (=) пишут знак обратимости (\rightleftharpoons).

В живых организмах происходит обратимая реакция связывания кислорода гемоглобином крови и отщепления кислорода.

Составьте предложения, в которых логически связаны выражения: *прямая реакция, обратная реакция*.

Так осуществляется перенос кислорода к различным тканям.

Реакции, протекающие до конца, называются необратимыми.

Для обратимых реакций тепловой эффект указывается в правой части уравнения, он относится к прямой реакции:



Здесь прямая реакция — экзотермическая, а обратная — эндотермическая.

Характеристики и типы реакций в соответствии с различными принципами классификации и конкретные примеры к ним представлены в *таблице 1.1*.

Таблица 1.1. Классификация химических реакций

Принципы классификации	Характеристики реакции	Примеры
1. Число и состав исходных веществ и продуктов реакции	Типы химических реакций: а) соединения; б) разложения; в) замещения; г) обмена.	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$ $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
2. Тепловой эффект	а) экзотермические (с выделением тепла, света); б) эндотермические (с поглощением тепла, света).	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} + Q$ $2\text{H}_2\text{O} \overset{t^\circ}{=} 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow - Q$
*3. Изменение степени окисления элементов	а) окислительно-восстановительные; б) без изменения степени окисления.	$2\overset{0}{\text{Mg}} + \overset{0}{\text{O}_2} = 2\overset{+2}{\text{Mg}}\overset{-2}{\text{O}}$ $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}\text{H} + \overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}} = \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}} + \overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$
4. Направление реакции	а) обратимые; б) необратимые.	$\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{[\text{MnO}_2], t^\circ} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$
5. Участие катализатора	а) каталитические; б) некаталитические.	$2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{[\text{MnO}_2]} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
*6. Агрегатное состояние исходных веществ	а) гомогенные (однородные); б) гетерогенные (неоднородные).	$\text{N}_{2(\text{газ})} + 3\text{H}_{2(\text{газ})} \xrightleftharpoons{[\text{Fe}], t^\circ, p} 2\text{NH}_{3(\text{газ})}$ $2\text{Mg}_{(\text{тв.})} + \text{O}_{2(\text{газ})} = 2\text{MgO}_{(\text{тв.})}$



Сравните принципы классификации реакций. Установите причинно-следственные связи между принципами классификации и характеристиками реакций.

1. Назови основные принципы классификации химических реакций.
2. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Каков их главный признак?
3. Какие реакции называются каталитическими? Каков их главный признак?
4. Реакцией, которая идет без изменения степеней окисления, является:
 - а) $P + O_2 \rightarrow P_2O_5$
 - б) $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
 - в) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2 \uparrow$
 - г) $Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2 \uparrow$
 Охарактеризуй эту реакцию по всем принципам классификации.
5. Классифицируй приведенные уравнения по известным типам уравнений:
 - а) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$;
 - б) $Al(OH)_3 + H^+ \rightarrow Al^{3+} + H_2O$;
 - в) $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O$;
 - г) $H^+ + 2e^- \rightarrow H_2 \uparrow$;
 - д) $Na^+ + OH^- + H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow Na^+ + SO_4^{2-} + H_2O$.
 Подбери коэффициенты во всех примерах.

ОЦЕНИВАНИЕ

Марафон знаний

Всякая химическая реакция начинается с того, что молекулы сталкиваются друг с другом. Простой опыт поможет нам в этом убедиться.

В стеклянную трубку длиной 20-30 см с обоих концов вставлены пробки с медными стерженьками внутри (рис. 1.8), обмотанными ватой.

Смочим вату у одной пробки концентрированной соляной кислотой, а у другой концентрированным раствором аммиака. Вставим пробки в трубку одновременно. Через некоторое время в трубке появится белый дым или белое кольцо ближе к HCl. Объясните ваши наблюдения и составьте уравнение реакции. Благодаря какому физическому явлению стала возможна эта реакция?



Рис. 1.4. Взаимодействие аммиака NH_3 с хлороводородом HCl

1. Составьте уравнения реакций из левой (А) и правой части (Б), подберите коэффициенты:

- | А | Б |
|---------------------------------|---------------------|
| 1. $NaOH + HCl \rightarrow$ | а) $FeCl_2 + H_2O$ |
| 2. $H_2SO_4 + CuO \rightarrow$ | б) $FeCl_3$ |
| 3. $Fe + \dots \rightarrow$ | в) $CuSO_4 + \dots$ |
| 4. $Fe(OH)_2 + HCl \rightarrow$ | г) $NaCl + \dots$ |
| 5. $Zn + HCl \rightarrow$ | д) $\dots + H_2$ |
| 6. $H_2O_2 \rightarrow$ | е) $O_2 + H_2O$ |

Укажите тип каждой реакции. Опишите одну из реакций по всем критериям классификации.



2. Выберите из колонок А и Б соответствующие друг другу пары:

- | А | Б |
|-----------------------------|---|
| 1. Обратимая реакция | а) $\text{CaCO}_3 \xrightleftharpoons{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2 - Q$ |
| 2. Необратимая реакция | б) $\text{KClO}_3 \xrightarrow{t^\circ, [\text{MnO}_2]} \text{KCl} + \text{O}_2 \uparrow$ |
| 3. Каталитическая реакция | в) $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$ |
| 4. Некаталитическая реакция | г) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons{t^\circ, [\text{V}_2\text{O}_5]} \text{SO}_3 + Q$ |
| 5. Экзотермическая реакция | д) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \xrightleftharpoons{t^\circ, [\text{Fe}]} \text{NH}_3 + Q$ |
| 6. Эндотермическая реакция | е) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + Q$ |
| | ж) $\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow + Q$ |
| | з) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ |

Объясните ваш выбор. Уравняйте реакции.



Исследование реакций различных типов

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, держатель для пробирок, спиртовка, разрыхлитель для теста (карбонат аммония), пищевая сода, уксусная кислота, пероксид водорода, сульфат меди (II), железо (гвоздь).

Задания. Выполните химические реакции, предложенные учителем и заполните приведенную ниже таблицу.

1. В пробирку поместите небольшое количество пищевой соды и добавьте уксусную кислоту (уксус). Наблюдайте за изменениями в пробирке.

2. В пробирку поместите некоторое количество разрыхлителя для теста. Закрепите пробирку в держателе и нагрейте, соблюдая правила. Наблюдайте за изменениями в пробирке.

3. В пробирку налейте раствор сульфата меди (II) и внесите туда железный гвоздь. Оставьте пробирку на несколько минут. Какие изменения замечаете?

Заполните таблицу:

Реагирующие вещества	Уравнения реакций	Наблюдения	Тип химической реакции
1. Пищевая сода и уксус			
2. Разрыхлитель для теста (при нагревании)			
3. Сульфат меди (II) и железо (гвоздь)			

Общий вывод: _____

Не забудьте привести в порядок рабочее место!

1.6. Основные законы химии

Как уже было отмечено, в основе характеристики веществ и их превращений лежат основные законы химии.

*1.6.1. Закон постоянства состава

Этот закон установил в начале XIX века французский химик Жозеф Луи Пруст (1754—1826). Он выяснил, что все соединения содержат элементы в строго определенных весовых пропорциях, независимо от способа получения. Например, вода всегда содержит 1 весовую часть водорода и 8 весовых частей кислорода.

Все вещества молекулярного строения имеют постоянный состав независимо от способа и места их получения.

Закон Пруста привел к мысли о существовании молекул и неделимости атомов. Однако он не давал ответа на вопрос о числе атомов каждого элемента, входящего в состав молекулы. Так, например, очень долго считали, что по отношению масс водорода и кислорода 1:8 состав воды НО. Понадобились другие законы, чтобы установить точный состав веществ. Сейчас известно, что постоянный состав сохраняется только у веществ молекулярного строения, например H_2O , H_2S , CO_2 и др. Закон постоянства состава служит основой для составления молекулярных формул веществ.

1.6.2. Закон сохранения массы

Закон сохранения массы был открыт независимо друг от друга русским ученым Михаилом Васильевичем Ломоносовым в 1748—1756 гг. и французским химиком Антуаном Лораном Лавуазье в 1789 году. Оба учёных доказали этот закон экспериментально, проводя опыты по сжиганию веществ. Оба показали, что горение металла есть реакция соединения. Заслуга Лавуазье в том, что он окончательно утвердил эти представления, открыв кислород и сжигая вещества не на воздухе, а в кислороде.

Масса металла и кислорода в запаянном сосуде оказалась равной массе полученного оксида.

Масса всех веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе продуктов реакции.



Жозеф Луи Пруст (1754—1826), французский химик. В 1808 году сформулировал закон постоянства состава.



Михаил Васильевич Ломоносов (1711—1765), русский ученый, основатель Московский университет. Открыл закон сохранения массы (1748), создал атомно-молекулярное учение.



Закон сохранения массы — это основа для составления химических уравнений.



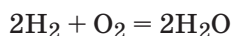
Антуан Лоран Лавуазье (1743—1794), французский химик. Открыл закон сохранения массы (1789).

Закон сохранения массы подтвердил, что атомы неделимы и при химических реакциях не изменяются, а только переходят из одних молекул в другие.

Число атомов любого элемента до и после реакции всегда одинаково.

Поэтому общая масса веществ после реакции не изменяется.

На основании закона сохранения массы составляют химические уравнения, где число атомов каждого элемента до и после реакции одинаково:



Марафон знаний

Любопытный факт: у французского ученого Жозефа Луи Пруста был серьезный соперник — Клод Луи Бертолле (1748–1822), также француз. Он утверждал, что состав соединений зависит от способа их получения. Он умер, осмеянный современниками за то, что его химические анализы были неточными, а вещества нечистыми. Только в начале XX века было доказано, что вещества немолекулярного строения могут иметь переменный состав в зависимости от способа получения. Эти вещества были названы **бертоллидами**. Например, оксид железа (II) может иметь состав $\text{Fe}_{0,86}\text{O}$; $\text{Fe}_{0,9}\text{O}$; $\text{Fe}_{0,93}\text{O}$.

У большинства бертоллидов атомная или ионная кристаллическая решетка. Это соединения металлов с кислородом, серой, азотом, фосфором, углеродом. Сейчас идея Бертолле составляет основу очень важного направления в химии — *химического материаловедения*. Основная цель его — это создание материалов с заданными свойствами, которые зависят от состава, строения и способа получения веществ.

Нет вечных теорий, нет моделей, которые описывали бы все явления природы. В природе нарушаются все законы. Идея, ошибочная сейчас, завтра может стать основой науки на более высоком уровне. Так случилось с идеей Бертолле.

- *1. Составь современную формулировку закона постоянства состава. Чем она отличается от прежней?
2. Выбери верные выражения.
Химическая формула означает:
 - а) качественный состав вещества;
 - б) международное обозначение вещества;
 - в) количественный состав вещества;
 - г) один моль вещества.
3. Выбери утверждения, справедливые для числа Авогадро:
 - а) равно числу структурных частиц в веществе количеством 1 моль;
 - б) равно массе $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул;
 - в) равно числовому значению постоянной Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$;
 - *г) равно числу атомов изотопа углерода ^{12}C в порции 12 г.
4. Сформулируй закон сохранения массы вещества.
5. Охарактеризуй следующие вещества по химической формуле:
 - а) N_2 ;
 - б) NO_2

ОЦЕНИВАНИЕ?

1.6.3. Закон Авогадро

Начало XIX века ознаменовалось появлением гипотезы Амедео Авогадро (1776—1856):

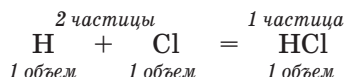
В равных объемах любых газов содержится одинаковое число молекул при одинаковых условиях (температуре и давлении).

Это означает, что объем не зависит от состава частиц, а только от их числа. Объем определяется расстоянием между частицами, одинаковым для всех газов при одинаковых температуре и давлении, так как размеры частиц газа очень малы по сравнению с расстоянием между ними.

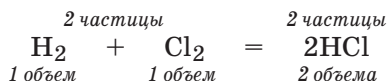
Эта гипотеза была забыта на 50 лет. О ней случайно узнал итальянский химик Станислао Канниццаро (1826—1910), который искал методы определения молекулярных и атомных масс.

Авогадро предположил, что молекулы простых газообразных веществ состоят из двух атомов (H_2 , Cl_2 , O_2) и доказал это. Рассмотрим пример.

При реакции одного объема водорода и одного объема хлора получается всегда два объема хлороводорода — это факт. Авогадро объяснил этот факт. Должен получиться один объем газа, если реакция идет по уравнению между одноатомными молекулами:



А два объема хлороводорода могут получиться, только если молекулы водорода и хлора двухатомны.



Ведь в равных объемах должно быть равное число частиц: две до реакции (H_2 и Cl_2) и две после реакции ($2HCl$) (рис. 1.5).

Гипотеза Авогадро превратилась в закон благодаря важным следствиям:

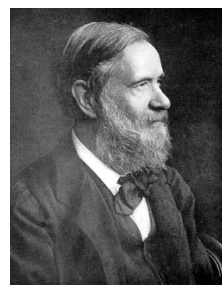
Равное число молекул любых газов занимает одинаковый объем при одинаковых условиях.

Любой газ количеством вещества 1 моль занимает при нормальных условиях (273 К и 101 325 Па) объем 22,4 л.

Число молекул в веществе количеством 1 моль было определено в начале XX века. Как вы знаете, оно равно $6,02 \cdot 10^{23}$ и названо **числом Авогадро**.



Амедео Авогадро (1776—1856), итальянский физик, основатель физической химии. В 1811 году открыл закон, носящий теперь его имя. Ввел понятие молекулы.



Станислао Канниццаро (1826—1910), итальянский химик. Определил молекулярные массы многих веществ и атомные массы некоторых элементов.

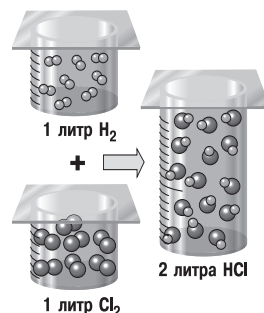


Рис. 1.5. Взаимодействие газов, состоящих из двухатомных молекул

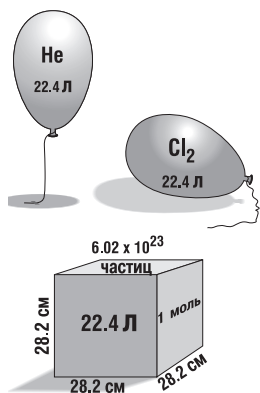


Рис. 1.6. Молярный объем газов (н. у.)

В настоящее время число Авогадро (N) легло в основу определения единицы физической величины *количества вещества* — *моля*.

Моль — это такое количество вещества, которое содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц (молекул, атомов, ионов и др.).

Важное значение имеет величина «*молярный объем газа*» при любых условиях.

Молярный объем газа равен отношению объема газа при данных условиях к количеству вещества этого газа.

$$V_m = \frac{V}{\nu} \text{ (л/моль)}$$

При нормальных условиях (273 К; 101 325 Па) молярный объем любого газа равен 22,4 л/моль (рис. 1.6).

**На основе закона Авогадро можно объяснить понятие *относительной плотности газов*.

Относительная плотность одного газа (1) по второму газу (2) равна отношению масс любых равных объемов этих газов при одинаковых условиях (t° , p).

$$D_2 = \frac{m(1)}{m(2)}$$

Если объемы газов равны $V(1) = V(2)$, то число молекул в них тоже равно $N(1) = N(2)$. Масса каждого из газов равна соответственно $m(1) = M_r(1) \cdot N(1)$ и $m(2) = M_r(2) \cdot N(2)$. Подставим эти значения масс в основное выражение и получим:

$$D_2 = \frac{M_r(1) \cdot N(1)}{M_r(2) \cdot N(2)}, \text{ или } D_2 = \frac{M_r(1)}{M_r(2)}$$

Таким образом, относительная плотность показывает, во сколько раз молекула первого газа тяжелее или легче молекулы второго газа.

На основании этих выражений в XIX веке были определены молекулярные массы газообразных и легколетучих веществ. Определив на опыте относительную плотность хлора по водороду $D_{H_2} = 35,5$, Канниццаро на основе утверждения Авогадро о двухатомности молекулы водорода определил относительную молекулярную массу хлора:

$$D_{H_2}(Cl_2) = 35,5; D_{H_2} = \frac{M_r(Cl_2)}{M_r(H_2)}; D_{H_2} = \frac{M_r(Cl_2)}{2}$$

$$M_r(Cl_2) = 2 \cdot D_{H_2}; M_r(Cl_2) = 2 \cdot 35,5 = 71$$

Зная, что молекула хлора тоже двухатомна, Канниццаро определил относительную атомную массу хлора $A_r(Cl) = 71/2 = 35,5$.



$N = 6,02 \cdot 10^{23}$ — число Авогадро.

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ — постоянная Авогадро.

$\nu(x) = \frac{N(x)}{N_A} \text{ моль}$ — количество вещества.

$N(x)$ — число частиц в образце вещества



$$M_r = 2 \cdot D_{H_2}$$



Нормальные условия (н. у.) — 273 К
101325 Па

1. Сформулируй закон Авогадро.
2. Сформулируй следствия из закона Авогадро.
3. Что такое молярный объем?
4. Определи, какие из указанных ниже физических величин являются молярными:

$$\text{а) } M = \frac{m}{\nu} \quad \text{**б) } D_2 = \frac{M_r(1)}{M_r(2)} \quad \text{в) } V_m = \frac{V}{\nu} \quad \text{г) } \nu = \frac{N}{N_A}$$

5. Объясни, для каких веществ объем (н. у.) равен 22,4 л, если взят 1 моль вещества:
 - а) кислород;
 - б) вода;
 - в) иод;
 - г) углекислый газ.
6. Вычисли массу:
 - а) H_2O
 - б) CO_2
 - в) O_2
 - г) H_2 ,
 если количество каждого вещества равно 10 моль.
7. Вычисли объемы газов (н. у.), если количество каждого вещества равно:
 - а) 2 моль
 - б) 0,1 моль
 - в) 10 моль
 - г) 0,5 моль

****8.** Вычисли относительную молекулярную массу простого газообразного вещества, если его плотность по водороду равна 14. Какова относительная атомная масса элемента?

9. Выбери правильные выражения.

9.1. В результате химической реакции никогда не изменяется :

- а) число атомов;
- б) число молекул;
- в) масса;
- г) количество вещества атомов до и после реакции.

9.2. Химическая формула SO_2 показывает:

- а) относительную атомную массу;
- б) качественный состав;
- в) количественный состав;
- г) молярную массу этого вещества.

10. Вычисли массу углекислого газа, если его объем (н. у.) равен:

- а) 22,4 л
- б) 2,24 л
- в) 44,8 л
- г) 224 л

11. Вычисли объемы H_2 , O_2 , SO_2 , если масса каждого равна:

- а) 128 г
- б) 6,4 г
- в) 32 г

1.7. Вычисления на основе химической формулы (взаимосвязь между ν , m , V , N)

Переходя к рассмотрению вычислений в химии, начнем с вопроса о вычислениях на основе химической формулы. Вычисления в химии называют также *расчетными задачами*. В каждой расчетной задаче можно выделить две части: химическую и математическую.

Химическая часть расчетной задачи представлена химической формулой вещества. Математическая часть начинается с составления краткого условия, затем записываются формулы, которые будут использованы в соответствии с условием задачи (для количества вещества ν ; массы m ; объема V ; числа частиц вещества N и т. д.).

Рассмотрим несколько примеров вычислений на основе химической формулы.



Алгоритм решения расчетных задач на основе химической формулы

Краткое условие

Химическая формула вещества

Формула для расчетов согласно условию задачи

Вычисления

Ответ

Задача 1

Оксид магния применяется при повышенной кислотности желудочного сока. Вычислите массу оксида магния количеством вещества 0,3 моль.

Дано:

$$\begin{array}{l} \nu(\text{MgO}) = 0,3 \text{ моль} \\ m(\text{MgO}) = ? \text{ г} \end{array}$$

Решение:

- 1.** Для решения этой задачи будет использовано соотношение

$$M = \frac{m}{\nu}, \text{ где } M \text{ — молярная масса,} \\ \nu \text{ — количество вещества.}$$

- 2.** Выводим: $m = M \cdot \nu$

- 3.** Вычисляем массу m , используя молярную массу

$$M(\text{MgO}) = 40 \text{ г/моль} \quad m = 40 \text{ г/моль} \cdot 0,3 \text{ моль} = 12 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{MgO}) = 12 \text{ г}$.

Задача 2

Оксид серы (IV) применяется в пищевой промышленности в качестве консерванта для предотвращения размножения бактерий и грибов. Вычислите объем оксида серы (IV) количеством вещества 2 моль.

Дано:

$$\begin{array}{l} \nu(\text{SO}_2) = 2 \text{ моль} \\ V(\text{SO}_2) = ? \text{ л} \end{array}$$

Решение:

- 1.** Для вычисления объема применим соотношение

$$V_m = \frac{V}{\nu}, \text{ где } \nu \text{ — количество вещества,} \\ V_m \text{ — молярный объем, равный } 22,4 \text{ л/моль} \\ \text{при нормальных условиях (н. у.)}$$

- 2.** Выводим формулу для вычисления объема
 $V = V_m \cdot \nu$

- 3.** Вычисляем объем SO_2

$$V(\text{SO}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 44,8 \text{ л}$$

Ответ: $V(\text{SO}_2) = 44,8 \text{ л}$.

Задача 3

Аммиак используется в качестве минерального удобрения, а также для производства других удобрений. Вычислите массу аммиака, если его объем при н. у. составляет 67,2 л.

Дано:

$$\begin{array}{l} V(\text{NH}_3) = 67,2 \text{ л} \\ m(\text{NH}_3) = ? \text{ г} \end{array}$$

Решение:

- 1.** Вычисляем количество вещества аммиака:

$$\nu = \frac{V}{V_m}; \nu(\text{NH}_3) = \frac{67,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 3 \text{ моль}$$

- 2.** Вычисляем массу аммиака

$$m = M \cdot \nu; M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 51 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{NH}_3) = 51 \text{ г}$.

Задача 4

Благодаря кислороду существует жизнь на Земле. Вычислите массу $18,06 \cdot 10^{23}$ атомов кислорода.

Дано:

$$N = 18,06 \cdot 10^{23} \\ \text{атомов O}$$

$$m(\text{O}) - ? \text{ г}$$

Решение:

Для вычисления требуемой массы составим пропорцию:

$$6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомов} \text{ — } 16 \text{ г O}$$

$$18,06 \cdot 10^{23} \text{ атомов} \text{ — } x$$

$$x = \frac{18,06 \cdot 10^{23} \text{ атомов} \cdot 16 \text{ г}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомов}} = 48 \text{ г O}$$

Ответ: 48 г атомов кислорода.

Реши задачи:

1. Алюминий составляет 80 % от массы самолета. Вычисли массу 10 моль алюминия.
2. В организме человека химический элемент йод в основном находится в щитовидной железе. Недостаток его в питьевой воде приводит к заболеваниям щитовидной железы. Вычисли количество вещества йода (I_2) массой 127 г.
3. Жидкий азот используется для замораживания продуктов питания. Вычисли объем (н. у.) азота количеством вещества 3 моль.
4. Основная биологическая роль химического элемента фтор заключается в его участии в образовании костной ткани скелета и эмали зубов. Вычисли массу фтора (F_2), если его объем равен 44,8 л (н. у.).
- *5. Вычисли, сколько граммов азота и сколько граммов натрия будут содержать такое же число атомов, как кислород массой 64 г.

Алгоритм решения расчетных задач на основе химических уравнений

Краткое условие

↓

 Формулы и уравнения химических реакций

↓

 Выбор формулы для расчета

↓

 Запись над химическими формулами в уравнении реакции данных по условию

↓

 Запись под химическими формулами данных из уравнения реакции ($v_{\text{ур.}}$, $m_{\text{ур.}}$ или $V_{\text{ур.}}$)

↓

 Вычисления

↓

 Ответ

ОЦЕНИВАНИЕ?

1.8. Вычисления по химическим уравнениям (v , m , V вещества)

Прежде, чем приступить к решению расчетных задач по химическим уравнениям, необходимо вспомнить алгоритм составления химических уравнений и понятия, связанные с химическими формулами, с законом сохранения массы.

Задача 1

При взаимодействии серы с углеродом получают сероуглерод, применяемый как инсектицид в борьбе с гороховым долгоносиком. Вычислите массу полученного инсектицида, если была израсходована сера количеством вещества 3 моль.

Дано:

$$v(S) = 3 \text{ моль}$$

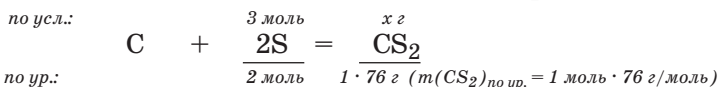
$$m(\text{CS}_2) - ? \text{ г}$$

$$m = v \cdot M$$

$$M(\text{CS}_2) = 76 \text{ г/моль}$$

Решение:

- 1.** Записываем уравнение реакции, подчеркиваем формулы веществ, указанных в условии. Над формулами соответствующих веществ записываем данные из условия, под ними подписываем данные по уравнению:



- 2.** Составляем и решаем пропорцию:

$$\frac{3 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = \frac{x \text{ г}}{76 \text{ г}}$$

$$x = m(\text{CS}_2) = \frac{3 \text{ моль} \cdot 76 \text{ г}}{2 \text{ моль}} = 114 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{CS}_2) = 114 \text{ г}$.

Задача 2

В составе желудочного сока содержится соляная кислота. Для нейтрализации избытка соляной кислоты, которая вызывает ощущение жжения в желудке (изжогу), используется гидрокарбонат натрия (NaHCO_3). Вычислите массу гидрокарбоната натрия, необходимого для нейтрализации 2 г соляной кислоты.

Дано:

$$m(\text{HCl}) = 2 \text{ г}$$

$$m(\text{NaHCO}_3) - ? \text{ г}$$

$$m = v \cdot M$$

$$M(\text{NaHCO}_3) =$$

$$= 84 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{HCl}) =$$

$$= 36,5 \text{ г/моль}$$

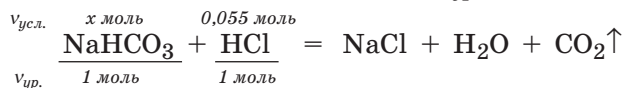
Решение:

Способ I

- 1.** Вычисляем количество данного в условии вещества:

$$v(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{2 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,055 \text{ моль}$$

- 2.** Записываем уравнение реакции, подчеркиваем формулы веществ, указанных в условии. Над формулами соответствующих веществ записываем количество вещества по условию ($v_{\text{усл.}}$), под формулами — количество вещества по уравнению ($v_{\text{ур.}}$):



- 3.** Составляем пропорцию и вычисляем $v(\text{NaHCO}_3)$:

$$x = v(\text{NaHCO}_3) = \frac{0,055 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 0,055 \text{ моль}$$

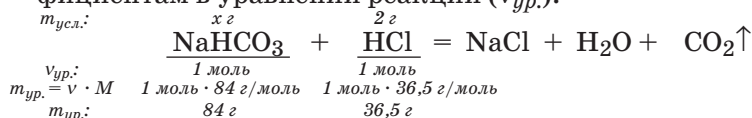
- 4.** Вычисляем массу NaHCO_3 :

$$\begin{aligned} m(\text{NaHCO}_3) &= v(\text{NaHCO}_3) \cdot M(\text{NaHCO}_3) = \\ &= 0,055 \text{ моль} \cdot 84 \text{ г/моль} = 4,6 \text{ г} \end{aligned}$$

Ответ: $m(\text{NaHCO}_3) = 4,6 \text{ г}$.

Способ II.

1. Записываем уравнение реакции, подчеркиваем формулы веществ, указанных в условии.
2. Над формулами соответствующих веществ записываем данные по условию задачи ($m_{\text{усл.}}$). Под формулами подписываем массы веществ ($m_{\text{ур.}}$), которые вычислены в соответствии с числом молей, равных коэффициентам в уравнении реакции ($v_{\text{ур.}}$).



3. Составляем пропорцию:

$$\frac{x \text{ г}}{84 \text{ г}} = \frac{2 \text{ г}}{36,5 \text{ г}}$$
4. Решаем пропорцию и вычисляем массу NaHCO_3 :

$$x = m(\text{NaHCO}_3) = \frac{84 \text{ г} \cdot 2 \text{ г}}{36,5 \text{ г}} = 4,6 \text{ г}$$

$$\text{Ответ: } m(\text{NaHCO}_3) = 4,6 \text{ г NaHCO}_3$$

Задача 3

Растворы сульфата аммония применяют для огнезащитной пропитки древесины. Вычислите объем аммиака (н. у.), необходимого для получения 264 г сульфата аммония.

Дано:

$$\begin{array}{l}
 m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 264 \text{ г} \\
 V(\text{NH}_3) - ? \text{ л}
 \end{array}$$

$$m = v \cdot M$$

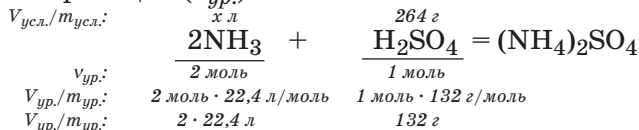
$$V = v \cdot V_m$$

$$M[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4] =$$

$$= 132 \text{ г/моль}$$

Решение:

1. Записываем уравнение реакции, подчеркиваем формулы веществ, указанных в условии.
2. Над соответствующими формулами записываем данные по условию задачи ($V_{\text{усл.}}$ или $m_{\text{усл.}}$). Под формулами подписываем массу/объем веществ ($V_{\text{ур.}}$ или $m_{\text{ур.}}$), вычисленные в соответствии с числом молей, равных коэффициентам в уравнении реакции ($v_{\text{ур.}}$).



Прим.: вычисление $V_{\text{ур.}}$ или $m_{\text{ур.}}$ можно записать под уравнением реакции или отдельно. В данном случае:
 $V_{\text{ур.}}(\text{NH}_3) = 2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 2 \cdot 22,4 \text{ л};$
 $m_{\text{ур.}}((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль} \cdot 132 \text{ г/моль} = 132 \text{ г}.$

3. Составляем и решаем пропорцию:

$$\begin{array}{l}
 \frac{x \text{ л}}{2 \cdot 22,4 \text{ л}} = \frac{264 \text{ г}}{132 \text{ г}} \\
 x = V(\text{NH}_3) = \frac{2 \cdot 22,4 \text{ л} \cdot 264 \text{ г}}{132 \text{ г}} = 89,6 \text{ л}
 \end{array}$$

$$\text{Ответ: } V(\text{NH}_3) = 89,6 \text{ л}.$$

ОЦЕНИВАНИЕ?

Реши задачи:

1. Пары ртути очень токсичны. Если ртутный термометр разбился, ртуть можно нейтрализовать с помощью порошка серы. Вычисли количество серы, необходимое для связывания 2 г ртути.
2. Карбонат аммония используется в качестве пекарского порошка. При нагревании он разлагается с образованием газообразных веществ, которые «поднимают» тесто. Вычисли объемы аммиака и углекислого газа (н. у.), образовавшихся при термическом разложении 9,6 г пекарского порошка.
3. Силикат натрия используют в производстве цемента и клея для бумаги. Вычисли массу силиката натрия и объем оксида углерода (IV), которые можно получить из карбоната натрия количеством 3 моль.
4. Нитрат калия подавляет рост бактерий, провоцирующих ботулизм, поэтому используется в пищевой промышленности в качестве консерванта. Рассчитай массу нитрата калия, образовавшегося при взаимодействии карбоната калия с азотной кислотой массой 630 г.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Атом	— мельчайшая химически неделимая частица вещества.
Вещество	— любая совокупность атомов и молекул.
Закон Авогадро	В равных объемах любых газов содержится одинаковое число молекул при одинаковых условиях (температуре и давлении).
Закон постоянства состава	Все вещества молекулярного строения имеют постоянный состав независимо от способа и места их получения.
Закон сохранения массы	Масса всех веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе продуктов реакции.
Молекула	— мельчайшая частица вещества, сохраняющая все его химические свойства.
Молярный объем	— это отношение объема газа к его количеству вещества. При нормальных условиях (0°C, 101 325 Па) молярный объем любого газа равен 22,4 л/моль, то есть газ количеством 1 моль занимает объем 22,4 л (н. у.).
Необратимые реакции	— это реакции, идущие в одном направлении (до конца).
Обратимые реакции	— это реакции, идущие одновременно в противоположных направлениях $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
Обратная реакция	— идет справа налево.
Постоянная Авогадро (число Авогадро)	— физическая величина, которая показывает число структурных частиц (атомов, молекул, ионов) в 1 моле любого вещества. Численно равна числу Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Прямая реакция	— идет слева направо.
**Тепловой эффект реакции	— теплота (свет), которая выделяется или поглощается в химической реакции, измеряется в кДж/моль.
**Термохимические уравнения	— это уравнения химических реакций, в которых указан тепловой эффект и агрегатное состояние веществ.
Число частиц N(x)	— число частиц (атомов, молекул, ионов) в определенном количестве вещества $N(x) = \nu(x) \cdot N_A$
Экзотермические реакции	— это реакции, идущие с выделением тепла (+ Q).
Эндотермические реакции	— это реакции, идущие с поглощением тепла (- Q).

единицы обучения

«Химия — наука о веществах»

ТЕСТ СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ

по единице обучения
«Химия – наука о веществах», реальный профиль

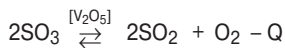
- I. Обведи букву **В** для каждого верного утверждения и букву **Н** – для неверного.
- В Н** Молекулы вещества SO_2 образованы за счет ковалентных неполярных связей.
- В Н** Химический элемент водород проявляет в соединениях степень окисления +1.
- В Н** Вещество с химической формулой H_2S называется серная кислота.
- В Н** Согласно закону Авогадро, в равных объемах разных газов при одинаковых условиях содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.
- II. Семена льна считаются «суперпродуктом», который оказывает благотворное влияние на здоровье, способствуя пищеварению, снижая тягу к сладкому и уровень холестерина в крови благодаря активным компонентам, образованным атомами следующих химических элементов: Mg, P, Se, H, O, Cu, Cl, K.
- Используя только элементы данного ряда, для каждой характеристики составь химическую формулу одного соответствующего вещества и запиши ее в таблице.

№	Характеристика вещества	Химическая формула
1.	Атомы обоих элементов в соединении проявляют валентность II	
2.	Является основным оксидом	
3.	Раствор вещества окрашивает фенолфталеин в малиновый цвет	
4.	Вещество получают по реакции соединения	
5.	Используется для получения HCl	

- III. Растворы фосфорной кислоты применяются в деревообрабатывающей промышленности для пропитки древесины в целях придания ей огнеупорных свойств.
- Фосфорную кислоту можно получить в результате следующих химических реакций:
- 1) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Q}$
- 2) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ} 3\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$
- А. Охарактеризуй каждую реакцию по двум критериям (укажи их тип):
 Реакция (1) является реакцией: а) _____, б) _____.
 Реакция (2) является реакцией: а) _____, б) _____.
- Б. Дополни схемы реакций, иллюстрирующих химические свойства фосфорной кислоты, соответствующими химическими формулами и коэффициентами:
 а) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Al} \rightarrow$; б) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{CaO} \rightarrow$.
- IV. *Реши задачу.* Хлорид аммония широко применяется в производстве хладагенов, красителей и в табачной промышленности. Вычисли массу соли, полученной в результате взаимодействия аммиака с хлороводородом объемом 4,48 л (н. у.).
- V. *Реши задачу.* Вычисли массу силиката натрия, полученного при сплавлении кварцевого песка (SiO_2) массой 30 кг с гидроксидом натрия. Укажи две области применения силиката натрия.

ТЕСТ СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ
по единице обучения «Химия – наука о
веществах», гуманитарный профиль

- I. Обведи букву **В**, если выражение верно, и букву **Н**, если оно неверно.
- В Н** Кислоты — это вещества, состоящие из атомов водорода и кислотных остатков.
- В Н** Кислород в соединениях проявляет постоянную валентность II.
- В Н** Атом — самая маленькая химически неделимая частица вещества.
- II. Оксид серы (IV) применяется для отбеливания шерсти, шелка — материалов, которые нельзя отбеливать хлором. Это соединение может образоваться в результате следующей реакции:



Охарактеризуй эту реакцию (укажи тип) по четырем различным критериям:

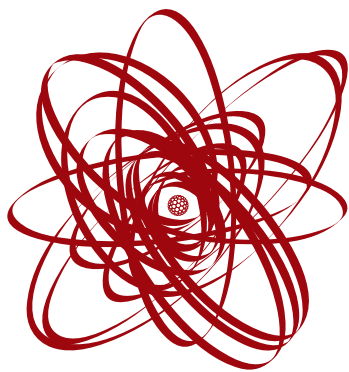
1. _____ 2. _____
3. _____ 4. _____

- III. Неорганические вещества, которые мы встречаем в повседневной жизни, помимо химических названий, имеют и названия технические/тривиальные. Дополни таблицу для предложенных веществ:

Класс соединений	Химическая формула	Название вещества	Техническое название
	MgSO ₄		Магnezия
		Гидроксид калия	Едкое кали
	AgNO ₃		Ляпис
Основной оксид		Оксид кальция	

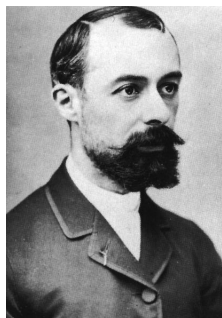
- IV. Охарактеризуй общие химические свойства щелочей на примере гидроксида натрия. Дополни уравнения химических реакций химическими формулами продуктов и необходимыми коэффициентами.
- а) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow$ б) $\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$ в) $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow$
- V. *Реши задачу.* Изучая реакции взаимодействия металлов с кислотами, ученики опустили в пробирку с раствором соляной кислоты монетку в 5 банов (состоящую в основном из алюминия). Вычисли количество вещества и объем водорода (н. у.), выделившегося в результате взаимодействия алюминия массой 5,4 г с соляной кислотой.

(2) Состав и строение атома. Периодический закон



После изучения этой единицы обучения ты будешь способен/способна:

- объяснять и оперировать понятиями, относящимися к составу/строению атома, периодичности, генетическим рядам металлов и неметаллов;
- разрабатывать и применять алгоритмы для характеристики химического элемента и его соединений по положению в Периодической системе;
- моделировать для химических элементов: *состав изотопов; электронные конфигурации атомов и ионов; генетические ряды металлов и неметаллов;
- применять периодический закон для аргументирования корреляции между строением электронной оболочки элемента, типом элемента, характером его оксида, гидроксида.



Анри Беккерель,
(1852–1908),
французский физик.
В 1896 году открыл
явление радиоак-
тивности. Нобелевская
премия (1903).

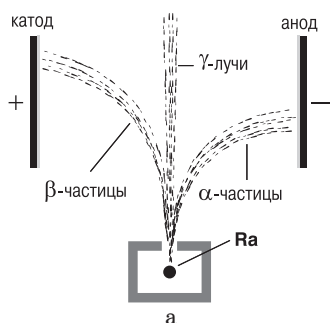
**Найдите в ПС
радиоактивные
элементы.**



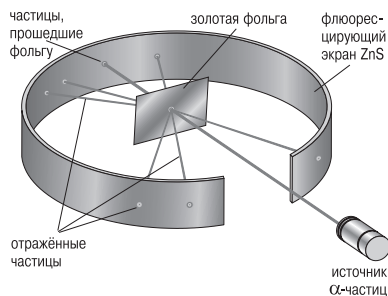
2.1. Атом — составная часть материи. Состав и строение атома

Слово «атом» по-гречески означает «неделимый». Однако в конце XIX — начале XX века физики получили экспериментальные данные о том, что атом — это сложная система. Первым был открыт электрон — носитель самого малого отрицательного заряда. Заряд электрона приняли равным -1 , а его масса оказалась равной $1/1840$ массы атома водорода.

В 1896 году французский ученый Анри Беккерель открыл явление радиоактивности — он обнаружил, что фотопластинки, которые лежали в ящике стола рядом с куском урановой руды, оказались засвеченными, хотя были упакованы в черную бумагу. Так было открыто явление *радиоактивности* — самопроизвольное испускание невидимых лучей, а уран и другие элементы — «виновники» явления были названы *радиоактивными*. В Периодической системе их можно отличить по квадратным скобкам у величины относительной атомной массы, например радий Ra [226,025]. Далее физики доказали, что радиоактивное излучение неоднородно. Так, излучение радия (рис. 2.1) состоит из потока α -частиц с массой 4 и зарядом $+2$, β -частиц — электронов и γ -лучей, похожих на рентгеновские, но проникающих даже сквозь кости. Вот почему так опасно работать с радиоактивными веществами.



а



б

Рис. 2.1.
а — излучение радия
в электрическом
поле;
б — схема опыта
Резерфорда

Таким образом, стало известно, что в состав атома входят положительные и отрицательные частицы.

Английский физик Эрнест Резерфорд в 1911 году предложил модель атома: атом состоит из ядра и электронов, которые вращаются вокруг ядра, как планеты вокруг Солнца, образуя *электронную оболочку атома* (рис. 2.2). Рассмотрим характеристики составных частей атома (схема 2.1).



*Работа с
радиоактивными
веществами очень
опасна.*

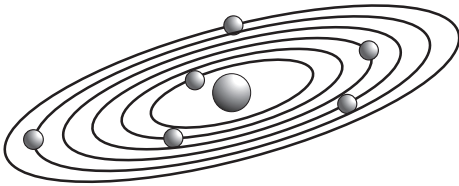
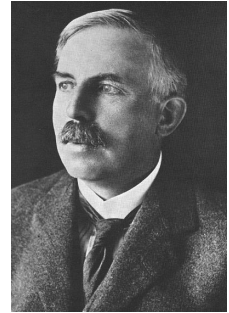


Рис. 2.2. Планетарная модель атома

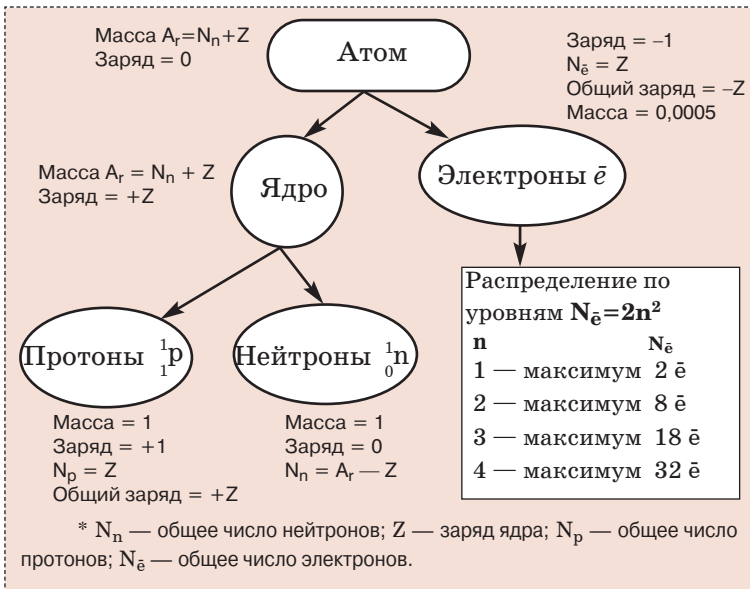
Ядро атома имеет положительный заряд Z , равный порядковому номеру элемента в Периодической системе. Масса атома сосредоточена в ядре. Поэтому для грубых расчетов массу ядра принимают округленной до целых относительной атомной массе (A_r). Например, гелий He имеет порядковый номер 2, заряд ядра $Z = +2$, массу атома (ядра) 4, что можно кратко записать:



Эрнест Резерфорд, (1871–1937), английский физик. В 1911 году обнаружил существование положительно заряженного ядра атома. Осуществил первую ядерную реакцию (1919) и открыл семейства радиоактивных элементов. Нобелевская премия (1908).

Строение атома

Схема 2.1



← **Составьте свою схему строения атома.**

Ядро состоит из протонов и нейтронов.

Протон — это частица с массой, равной 1, и зарядом $+1$. Очевидно, что заряд ядра равен числу протонов. Например, у атома гелия два протона, так как заряд ядра равен $+2$.



Заряд ядра атома равен порядковому номеру элемента в ПС.



Фрэнсис Астон,
(1877-1945),
английский физик.
Открыл изотопы.
Нобелевская премия
(1922).

Нейтрон — это нейтральная частица с массой, равной 1. Общую массу и число нейтронов N_n можно вычислить по разности атомной массы и заряда ядра $N_n = A_r - Z$. Например, в атоме гелия два нейтрона: $N_n = 4 - 2 = 2$.

***Изотопы.** Число нейтронов может различаться в атомах одного и того же элемента (рис. 2.3, 2.4). Таким образом, атомы могут иметь одинаковый заряд ядра, но разную массу. Такие атомы называются *изотопами* (занимающими то же место). Они были открыты Астоном в 1919 г. Ему удалось установить, что относительные массы отдельных атомов выражаются целыми числами. Например, известны изотопы углерода $^{12}_6\text{C}$ и $^{13}_6\text{C}$ с зарядами ядер, равными +6, и относительными массами 12 (6 протонов и 6 нейтронов) и 13 (6 протонов и 7 нейтронов).

Среднее значение относительной атомной массы углерода рассчитывается на основе знаний о содержании изотопов в природе. Так, содержание изотопа $^{12}_6\text{C}$ в природе составляет 98,9%, а $^{13}_6\text{C}$ — 1,1% от числа всех атомов углерода.

Если взять произвольно 1000 атомов углерода, то 989 из них имеют относительную массу 12, а 11 атомов — 13. Среднее значение относительной атомной массы углерода равно:

$$A_r(\text{C}) = \frac{12 \cdot 989 + 13 \cdot 11}{1000} = 12,011$$

Таким образом, дробные значения относительных атомных масс элементов объясняются наличием изотопов у каждого из них.

Например, среди атомов: $^{40}_{18}\text{Ar}$; $^{39}_{19}\text{K}$; $^{38}_{18}\text{Ar}$; $^{40}_{19}\text{K}$; $^{36}_{18}\text{Ar}$; $^{41}_{19}\text{K}$ можно выбрать изотопы аргона $^{40}_{18}\text{Ar}$; $^{38}_{18}\text{Ar}$; $^{36}_{18}\text{Ar}$ и калия $^{39}_{19}\text{K}$; $^{40}_{19}\text{K}$; $^{41}_{19}\text{K}$.

Зная о существовании изотопов, можно дать определение химическому элементу.

Химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

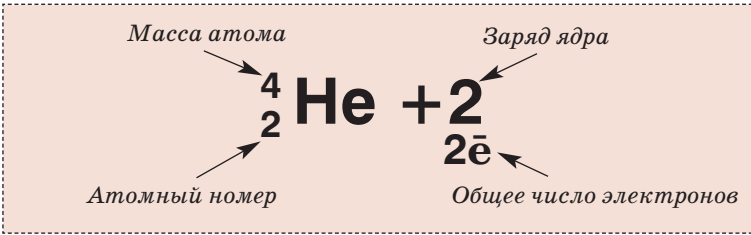
Электрон (обозначается e^-) — это частица с зарядом, равным -1, и массой $1/1840$ массы протона ($\sim 0,0005$).

Атом электронейтрален и поэтому общее число электронов (N_e) в атоме равно заряду ядра (Z) или по-



Рис. 2.3. Изотопы хлора

рядковому номеру. Так, в атоме гелия два электрона, что видно из схемы:



Проанализируйте схему, разложите ее на компоненты:

- масса атома
- заряд ядра
- атомный номер (порядковый номер в ПС)
- общее число электронов.

Как распределяются электроны в атоме?

Исследования физиков показали, что электроны не вращаются по орбитам вокруг ядра. Их поведение гораздо сложнее. Но можно сказать, что электроны в атоме располагаются вокруг ядра по электронным слоям.

В одном слое электроны имеют близкую энергию, поэтому его называют *энергетическим уровнем*. Общее число электронов на уровне с номером n равно $2n^2$. Таким образом, на первом уровне максимально может быть два электрона ($2 \cdot 1^2$), на втором — восемь ($2 \cdot 2^2$), на третьем — восемнадцать ($2 \cdot 3^2$), на четвертом — тридцать два ($2 \cdot 4^2$) (схема 2.1):

1 уровень — $2e^-$; 2 уровень — $8e^-$; 3 уровень — $18e^-$.

Первый уровень является ближайшим к ядру. Чем больше номер уровня, тем он дальше от ядра и тем слабее электроны притягиваются к ядру.

Сравните понятия «электронный слой» и «энергетический уровень».

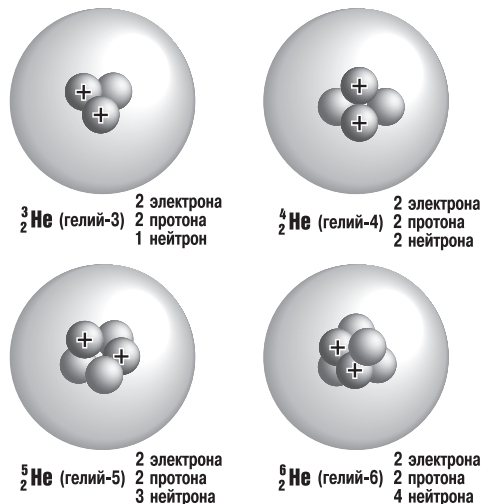


Чем больше номер энергетического уровня, тем он дальше от ядра и тем слабее электроны притягиваются к ядру.

Рис. 2.4. Изотопы гелия. Состав четырех изотопов гелия (He)

Все атомы гелия содержат два протона и, следовательно, два электрона, но число нейтронов может быть разным. В природе большинство атомов гелия имеет два нейтрона (гелий 4) и реже одного раза на миллион встречаются атомы гелия с одним нейтроном (гелий 3). Другие изотопы гелия — гелий 5, гелий 6, гелий 8 — неустойчивы и обнаруживаются на очень короткое время в ядерных реакциях.

Если бы они были такими, как это показано на рисунке, то диаметр атома должен был достигать примерно 0,5 км.





Марафон знаний

С помощью прометия, радиоактивного элемента, стало возможным создание крохотных атомных батареек, размером с кнопку, способных обеспечивать электрической энергией на протяжении 5 лет.

...Существуют химические элементы, которые на Земле встречаются в ничтожных количествах. Их называют «элементы-фантомы». Геохимики оценили запасы разных элементов и оказалось, что общая масса даже редких элементов довольно значительна: 9600 тонн полония, 260 тонн радия, 100 тонн протактиния. А вот элемента-фантома астата (At, №85) — всего 69 мг!

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Назови составные части атома, укажи их заряды и названия.
2. Охарактеризуй:
 - а) протон; б) нейтрон; в) электрон.
3. Запиши с помощью обозначений:
 - а) два протона; б) два электрона; в) два нейтрона.
 Измени числа по своему усмотрению.
- *4. Дай определение изотопам.
5. Что такое химический элемент?
6. Вычисли число протонов и нейтронов у элементов:
 - а) с порядковыми номерами 6, 11, 20;
 - б) с зарядом ядра +8, +17, +19, +35;
 - в) Li, P, Cu, K.
- *7. Чем различаются указанные атомы:

$${}_{18}^{40}\text{Ar}; \quad {}_{19}^{41}\text{K}; \quad {}_{18}^{38}\text{Ar}; \quad {}_{19}^{40}\text{K}; \quad {}_{18}^{36}\text{Ar}; \quad {}_{19}^{39}\text{K}?$$
 Выбери из них изотопы.
- *8. Из приведенного ряда изотопов ${}_{20}^{40}\text{X}; \quad {}_{19}^{41}\text{X}; \quad {}_{18}^{40}\text{X}; \quad {}_{19}^{40}\text{X}; \quad {}_{18}^{36}\text{X}; \quad {}_{20}^{42}\text{X}$ выбери атомы одного и того же элемента. Какие это элементы?
9. Сколько электронов в атомах элементов:
 - а) с зарядом ядра +1, +6, +7, +15;
 - б) с порядковыми номерами I) 3, 12, 16, 35; II) 9, 26, 29, 34;
 - в) F, Cl, Br, I?
- *10. Рассчитай число протонов и нейтронов в ядре каждого из приведенных изотопов и среднюю относительную атомную массу, если доля каждого изотопа от числа всех атомов элемента в природе составляет:

$${}^{36}\text{Ar} — 0,337\%; \quad {}^{38}\text{Ar} — 0,063\%; \quad {}^{40}\text{Ar} — 99,6\%;$$

$${}^{39}\text{K} — 93,1\%; \quad {}^{40}\text{K} — 0,02\%; \quad {}^{41}\text{K} — 6,88\%.$$
 Объясни на основании расчета, почему аргон стоит раньше калия в Периодической системе.
11. Произведи классификацию всех частиц, входящих в состав атома по:
 - а) заряду; б) массе.

- *12. Изотопы элемента различают по:
 (1) числу нейтронов;
 (2) атомному номеру;
 (3) числу электронов;
 (4) числу протонов.

*13. Определи элемент:

Элемент	Число протонов	Число нейтронов	Число электронов
(1)...	1	0	1
(2)...	1	1	1
(3)...	9	10	9
(4)...	16	18	16

Составь свой вариант такого задания.

*2.2. Строение электронных оболочек

При изучении химии нам важно понимать, как распределяются электроны в атомах, потому что именно электроны «отвечают» за образование химических связей между атомами в веществах.

Рассмотрим характеристику состояния электронов в атомах.

1. Электроны располагаются вокруг ядра по энергетическим уровням. Число энергетических уровней равно номеру периода, в котором расположен элемент.



Электронная оболочка атома образована электронами, которые распределены вокруг ядра.

Используя ПС, определите число энергетических уровней в атомах Na, Fe, Cu, S.

Энергетические уровни в атоме

Номер уровня	1	2	3	4	5	6	7
Обозначение	K	L	M	N	O	P	Q

↑
возрастает энергия электронов

2. «Внутри» уровня энергия электронов немного различается. Поэтому говорят, что энергетический уровень «делится» на подуровни:

- первый уровень содержит один подуровень (*s*);
- второй уровень содержит два подуровня (*s* и *p*);
- третий уровень содержит три подуровня (*s*, *p* и *d*).

Таким образом, **число подуровней равно номеру уровня**. Следовательно, можно записать первый уровень как $1s$, второй уровень — $2s2p$, третий уровень — $3s3p3d$.

Энергия $2p$ -подуровня больше, чем $2s$, $3p$ — больше, чем $3s$, а $3d$ больше, чем $3p$.



Число энергетических уровней равно номеру периода, в котором находится элемент в ПС. Число подуровней равно номеру уровня.

3. Каждый подуровень делится на *энергетические ячейки*:

на **s**-подуровне — 1 энергетическая ячейка

на **p**-подуровне — 3 энергетических ячейки

на **d**-подуровне — 5 энергетических ячеек

Электроны в разных энергетических ячейках проявляют различия в энергии.

Однако важно отметить необычный для вас факт, что электрон — это одновременно и частица, и волна. Он как бы «размазан» в пространстве атома и образует электронное облако с размытыми краями (рис. 2.5).

Область пространства, в которой электрон находится («размазан») с наибольшей вероятностью, называется орбиталью, или электронным облаком.

Энергетическая ячейка и орбиталь — это разные названия одного понятия — *состояния электрона в атоме*.

Орбитали имеют форму и определенное направление в пространстве.

Так **s**-орбиталь имеет форму шара (сферы) (рис. 2.5, 2.6).

Можно сказать, что на **s**-подуровне одна сферическая **s**-орбиталь.

А **p**-орбиталь имеет форму вытянутой восьмерки с перехватом в области ядра (рис. 2.7).

На **p**-подуровне есть три орбитали, расположенные под углом 90° вдоль осей координат x , y , z и обозначаемые p_x , p_y , p_z (рис. 2.8).

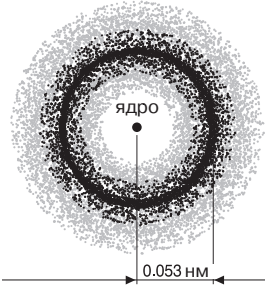


Рис. 2.5. Форма электронного облака (орбитали) в атоме водорода (разрез)

Сравните и опишите формы электронных облаков, представленных на рис. 2.5, 2.6, 2.7, 2.8.

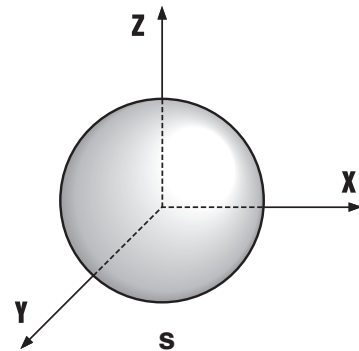


Рис. 2.6. Форма **s**-орбитали (**s**-электронного облака) и расположение ее в пространстве

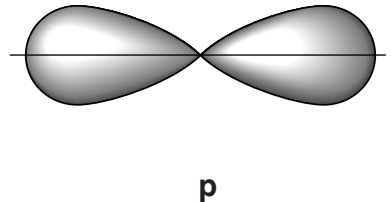


Рис. 2.7. Форма **p**-орбитали

Форма **d**-орбиталей сложна, и ее не изучают в лицейском курсе. Отметим только, что число **d**-орбиталей равно пяти. Как видим, число орбиталей нечетное:

- s — одна орбиталь
- p — три орбитали
- d — пять орбиталей

Теперь можно сделать обобщающую запись:

- 1 уровень 1s
- 2 уровень 2s 2p
- 3 уровень 3s 3p 3d

Вот теперь, если знать, сколько электронов может быть на каждой орбитали, можно будет подсчитать максимальное число электронов на каждом подуровне и уровне.

Физиками установлено, что на каждой орбитали максимально может быть два электрона. Один из них как бы вращается вокруг своей оси в одну сторону (обозначается \uparrow), а другой в противоположную (\downarrow). Говорят, что на одной орбитали может быть два электрона с противоположными «спинами» (в пер. с англ. *spin* — волчок, веретено). Это можно изобразить так: $\uparrow\downarrow$ (рис. 2.9).

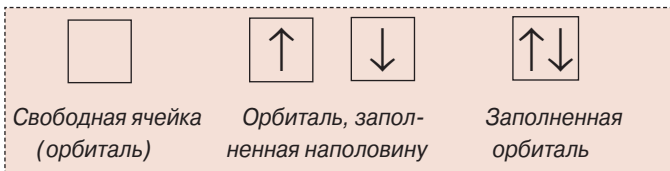


Рис. 2.9. Графическое представление энергетических ячеек (орбиталей)

Следовательно, на **s**-подуровне может быть два электрона $\uparrow\downarrow$, на **p**-подуровне — шесть $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$, на **d**-подуровне — десять электронов $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$.

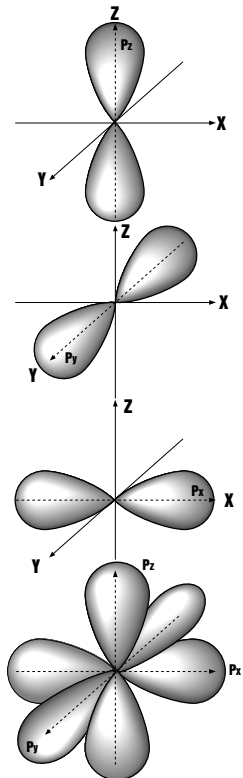
Запишем полное распределение электронов по уровням, подуровням и орбиталям.

Запись $1s^2 \uparrow\downarrow$ означает, что на одной s-орбитали s-подуровня первого уровня располагается два электро-

Число орбиталей (энергетических ячеек) на подуровне всегда нечетно:
 s — 1 p — 3 d —

 На одной орбитали может быть максимально два электрона.

Рис. 2.8. Форма и расположение в пространстве p-орбиталей



Найдите на схеме 2.1 (стр. 41) информацию о распределении электронов в атоме. Сравните ваши новые знания с ранее известными.

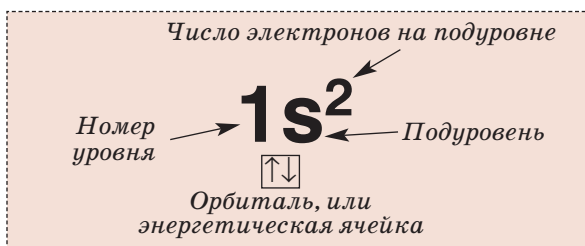
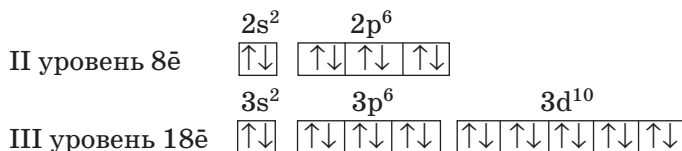


Рис. 2.10. Электронная конфигурация заполненного первого уровня

на (рис. 2.10). Такая запись называется *электронной конфигурацией* и читается «один-эс-два».

Далее запишем электронные конфигурации для второго и третьего уровней:



Проверьте, подчиняется ли выведенное нами число электронов на уровне известной вам общей формуле $2n^2$.

На четвертом уровне всего может быть $32ē$ ($2 \cdot 4^2$) электрона, распределенных на 4 подуровнях: **4s**, **4p**, **4d**, **4f**, имея на **4f** подуровне семь орбиталей. Электронная конфигурация 4 уровня: $4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$.

Марафон знаний

Известно, что на Земле существует в значительных количествах 89 химических элементов. Это элементы от № 1 до № 92 в Периодической системе, за исключением элементов 43 (Tc), 85 (At), 87 (Fr). Остальные элементы находятся в очень малых количествах или получены искусственно.

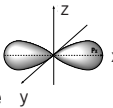
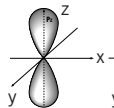
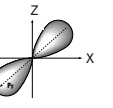
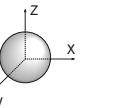
- Установи соответствие между номером уровня и числом подуровней на нем:

Уровень	I	III	II	IV
Подуровень	s, p	s, p, d, f	s, p, d	s
	два	четыре	три	один

- Найди соответствие между обозначением подуровня и числом одноименных орбиталей (энергетических ячеек) на подуровне:

Подуровень	s	p	d
Энергетические ячейки	□ □ □ □ □	□ □ □ □ □	□ □ □ □ □

3. Установи соответствие между обозначением орбитали и ее пространственной формой:

Обозначение орбитали	s	p_x	p_y	p_z
Форма орбитали и ее расположение в пространстве				

4. Заполни свободные орбитали (ячейки) электронами:
- | | | | | | |
|--------------------------|--------------------------|--|--------------------------|--|---|
| 1s | 2s | 2p | 3s | 3p | 3d |
| <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> |

Придерживайся правила: сначала все ячейки одного подуровня заполни по одному электрону (\uparrow), а затем добавь по второму (\downarrow). Запиши электронные конфигурации.

Сформулируй выводы:

- Сколько электронов находится на каждой орбитали (ячейке)?
 - Сколько электронов может быть максимально на каждом подуровне?
 - Сколько электронов может быть максимально на 1, 2, 3 уровнях?
5. Прочти электронные конфигурации:
 $1s^2; 3p^6; 2s^2; 2p^6; 3d^{10}; 4s^2; 4p^6; 4d^{10}$.
6. Выбери правильный ответ к выражению:
 Число электронов в атоме равно:
 а) числу протонов; б) числу нейтронов; в) заряду ядра.
7. При разложении иодида неизвестного металла, массой 0,394 г на раскаленной проволоке, ее масса увеличилась на 0,06 г. Иодид какого металла был взят?
8. Неизвестное газообразное вещество тяжелее воздуха, взятое массой 3,4 г, сгорело в кислороде. В результате образовалось 1,8 г воды и 6,4 г оксида серы (IV). Определи формулу вещества.



2.3. Распределение электронов в атомах элементов I–IV периодов по энергетическим уровням

Мы познакомились со структурой электронной оболочки атома. Знаем, что электроны распределяются в ней по энергетическим уровням с максимальной емкостью: два — на первом, восемь — на втором, восемнадцать — на третьем уровнях. Рассмотрим, как построены электронные оболочки атомов элементов Периодической системы.

В таблице 2.1 (стр. 51) представлено распределение электронов в атомах элементов I–IV периодов Периодической системы.

Обобщим некоторые закономерности.

1. Число энергетических уровней в электронной оболочке атома равно номеру периода.



Число энергетических уровней в электронной оболочке атома равно номеру периода.



Рис. 2.11. Модели атомов

Объясните, почему в первом периоде только 2 элемента, во втором — 8, а в третьем — 18 элементов (см. табл. 2.1).

В первом периоде у атомов в электронной оболочке может быть только один энергетический уровень — первый, а на первом уровне максимально может быть только два электрона.

Отсюда вытекает, что в первом периоде может быть только два элемента: водород 1. Н (+1) $1\bar{e}$ и гелий 2. Не (+2) $2\bar{e}$.

У элементов второго периода — два энергетических уровня, причем у всех на первом — два электрона, а на второй поступает по одному электрону, от одного до восьми при переходе от одного элемента к другому, так как заряд ядра последовательно возрастает на +1. Заполнение второго уровня начинается у лития 3. Li (+3) $2\bar{e} 1\bar{e}$ и заканчивается у неона 10. Не (+10) $2\bar{e} 8\bar{e}$ (табл. 2.1), всего восемь элементов.

Больше восьми электронов на II уровне не может быть, так как максимальная емкость второго уровня — восемь электронов. Гелий и неон — это инертные газы, не образующие химических соединений. Следовательно, оболочка из восьми электронов обладает особой устойчивостью для всех уровней, начиная со второго.

Вероятно, поэтому третий период, где идет заполнение третьего уровня, на котором может быть 18 электронов, содержит всего 8 элементов. Начинается третий период с натрия Na (+11) $2\bar{e} 8\bar{e} 1\bar{e}$, завершается также инертным газом аргоном Ar (+18) $2\bar{e} 8\bar{e} 8\bar{e}$ имеющим на внешнем, третьем уровне, 8 электронов.

Атомы элементов IV периода содержат по четыре энергетических уровня. Хотя третий уровень еще не заполнен, электроны у калия K (+19) $2\bar{e} 8\bar{e} 8\bar{e} 1\bar{e}$ и кальция Ca (+20) $2\bar{e} 8\bar{e} 8\bar{e} 2\bar{e}$ поступают на внешний четвертый уровень.

После того, как третий восьмиелектронный уровень «прикрылся» двумя электронами четвертого уровня, продолжается заполнение третьего уровня до 18 электронов у десяти элементов от скандия Sc (+21) $2\bar{e} 8\bar{e} 9\bar{e} 2\bar{e}$ до цинка Zn (+30) $2\bar{e} 8\bar{e} 18\bar{e} 2\bar{e}$ (табл. 2.1).

У этих десяти элементов число электронов на внешнем (четвертом) уровне равно двум, а на предпоследнем — от 9 до 18. Обратите внимание, что у меди Cu (+29) $2\bar{e} 8\bar{e} 18\bar{e} 1\bar{e}$

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
I	1 H $+1$ $\left. \begin{array}{l} 1 \end{array} \right)$							2 He $+2$ $\left. \begin{array}{l} 2 \end{array} \right)$		
II	3 Li $+3$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 1 \end{array} \right)$	4 Be $+4$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 2 \end{array} \right)$	5 B $+5$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 3 \end{array} \right)$	6 C $+6$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 4 \end{array} \right)$	7 N $+7$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 5 \end{array} \right)$	8 O $+8$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 6 \end{array} \right)$	9 F $+9$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 7 \end{array} \right)$	10 Ne $+10$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \end{array} \right)$		
III	11 Na $+11$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 1 \end{array} \right)$	12 Mg $+12$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 2 \end{array} \right)$	13 Al $+13$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 3 \end{array} \right)$	14 Si $+14$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 4 \end{array} \right)$	15 P $+15$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 5 \end{array} \right)$	16 S $+16$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 6 \end{array} \right)$	17 Cl $+17$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 7 \end{array} \right)$	18 Ar $+18$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 8 \end{array} \right)$		
IV	19 K $+19$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 8 \\ 1 \end{array} \right)$	20 Ca $+20$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 8 \\ 2 \end{array} \right)$	21 Sc $+21$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 9 \\ 2 \end{array} \right)$	22 Ti $+22$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 10 \\ 2 \end{array} \right)$	23 V $+23$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 11 \\ 2 \end{array} \right)$	24 Cr $+24$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 13 \\ 1 \end{array} \right)$	25 Mn $+25$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 13 \\ 2 \end{array} \right)$	26 Fe $+26$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 14 \\ 2 \end{array} \right)$	27 Co $+27$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 15 \\ 2 \end{array} \right)$	28 Ni $+28$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 16 \\ 2 \end{array} \right)$
	29 Cu $+29$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 18 \\ 1 \end{array} \right)$	30 Zn $+30$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 18 \\ 2 \end{array} \right)$	31 Ga $+31$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 18 \\ 3 \end{array} \right)$	32 Ge $+32$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 18 \\ 4 \end{array} \right)$	33 As $+33$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 18 \\ 5 \end{array} \right)$	34 Se $+34$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 18 \\ 6 \end{array} \right)$	35 Br $+35$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 18 \\ 7 \end{array} \right)$	36 Kr $+36$ $\left. \begin{array}{l} 2 \\ 8 \\ 18 \\ 8 \end{array} \right)$		

Табл. 2.1. Распределение электронов по энергетическим уровням в атомах элементов I-IV периодов

ется только один электрон, а другой как бы «проваливается» на третий, чтобы «поскорее» дополнить его до 18 электронов. После цинка, начиная с галлия Ga +31)))), идет дальнейшее заполнение внешнего уровня $2\bar{e} 8\bar{e} 18\bar{e} 3\bar{e}$

него четвертого уровня. На четвертом уровне максимально может быть 32 электрона ($2 \cdot 4^2$).

Вероятно, вы уже уловили общую закономерность: на внешнем уровне у атома не может быть больше восьми электронов!

Действительно, от галлия до криптона идет заполнение четвертого уровня только до восьми электронов (табл. 2.1). Остальные закономерности вытекают из рассмотренного нами заполнения энергетических уровней.

2. У элементов главных подгрупп число электронов на внешнем уровне равно номеру группы.

Действительно, щелочные металлы Li, Na, K — металлы главной подгруппы I группы — имеют на внешнем уровне один электрон, а ему предшествует оболочка инертного газа (2 или 8 электронов).

Как вы думаете, сколько электронов может быть у последнего элемента четвертого периода — криптона, который проявляет свойства инертного газа?



На внешнем уровне атома не может быть больше 8 электронов.



Марафон знаний

Первый энергетический уровень обозначают буквой K, второй — буквой L. Эти обозначения ввел английский химик К. Беркли (C. G. Barkla), он взял их из своей фамилии. Последующие уровни (3, 4, 5, 6, 7) обозначаются последующими буквами английского алфавита: M, N, O, P, Q.

1. Установи соответствие между номером уровня и максимальным числом электронов на нем:

Номер уровня	1	3	4	2	внешний
Число электронов (максимальное)	8	2	8	18	32

2. Выбери правильные выражения.
- 2.1. Общее число электронов в атоме равно:
 а) заряду ядра; б) числу нейтронов; в) числу протонов; г) номеру группы.
- 2.2. У элементов главных подгрупп число электронов на внешнем энергетическом уровне равно:
 а) номеру периода; б) номеру группы; в) порядковому (атомному) номеру; г) относительной атомной массе элемента.
- 2.3. У элементов побочных подгрупп число электронов на внешнем энергетическом уровне равно:
 а) восьми; б) номеру группы; в) двум; г) заряду ядра.
- 2.4. Максимальная валентность элементов VI группы равна:
 а) номеру группы; б) номеру периода; в) шести; г) двум; д) единице.
3. Запиши электронные схемы атомов элементов: IV периода; главной подгруппы VII группы.

2.4. Возможные валентности и степени окисления элементов. *Электронные конфигурации атомов элементов I–IV периодов

Нам уже известно, что при образовании молекул атомы элементов соединяются за счет взаимодействия валентных, внешних электронов.

Высшая валентность элементов главных групп равна номеру группы, за исключением кислорода (II), фтора (I) и азота.

У элементов побочных подгрупп число внешних электронов равно, как правило, двум, а иногда (как у меди) — одному.

Остальные валентные электроны располагаются на предпоследнем уровне, причем максимальная валентность так же, как у элементов главных подгрупп, равна номеру группы.

В побочной подгруппе VI группы максимальная валентность у хрома, как и у серы, равна шести, а степень окисления +6 (например, CrO_3).

Следовательно, валентность и степень окисления элементов меняются периодически, то есть через определенное число элементов повторяются сходные значения степеней окисления и валентности. Например, у галогенов — элементов главной подгруппы седьмой группы (фтора, хлора, брома) — повторяется валентность по водороду — один и низшая степень окисления -1, а на внешнем уровне содержится семь электронов.

Низшую валентность (по отношению к водороду) неметаллов можно определить по разнице (8-№ группы). Например, у серы, элемента главной подгруппы VI группы, высшая валентность равна 6, а низшая $(8 - 6) = 2$.

Формы водородных соединений также периодически повторяются: HF, HCl, HBr, HI.

Причиной периодичности является появление сходного строения электронных оболочек.

Сравним щелочные металлы и подгруппу меди:

Li +3))	Cu +29))))
2ē 1ē	2ē 8ē 18ē 1ē
Na +11)))	Ag +47)))))
2ē 8ē 1ē	2ē 8ē 18ē 18ē 1ē
K +19))))	
2ē 8ē 8ē 1ē	

У щелочных металлов сходно строение внешних (1ē) и предпоследних уровней (8ē), поэтому их свойства очень похожи и периодически повторяются (например, валентность и степень окисления +1.) Небольшие различия между ними объясняются разным числом энергетических уровней.

Медь — металл побочной подгруппы, она проявляет сходство с щелочными металлами только в одном — медь тоже может быть одновалентна и имеет на внешнем уровне один электрон. Этим объясняется то, что Менделеев поместил медь в одну группу с щелочными



Валентность и степень окисления элементов изменяются периодически.



Запомните причину периодического изменения свойств элементов.



Сравните свойства меди и калия, найдите сходство и объясните различия.

металлами. Большие отличия меди от щелочных металлов объясняются иным строением предпоследнего уровня в 18 электронов.

Таким образом, распределение электронов по уровням энергии объясняет свойства элементов и их периодическую повторяемость.

Проанализируем, каковы валентные возможности атомов различных химических элементов.

**Вспомните
максимальное
число электронов
на каждом уровне
(параграф 2.1).**

*Мы знаем, чему равно максимальное число электронов, которое может находиться на каждом уровне, подуровне, орбитали (энергетической ячейке). Однако, нам еще неизвестно, какая существует взаимосвязь между распределением электронов по уровням и максимальной «вместимостью» энергетических уровней. Например, для калия последним является четвертый энергетический уровень, хотя третий энергетический уровень еще не заполнен: $K +19 \left. \begin{array}{l}) \\) \\) \\) \end{array} \right\} \begin{array}{l} 2\bar{e} \\ 8\bar{e} \\ 8\bar{e} \\ 1\bar{e} \end{array}$

Следовательно, при распределении электронов по подуровням необходимо соблюдать определенные закономерности.

Распределение электронов по орбиталям в атомах элементов Периодической системы происходит в последовательности:

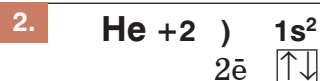
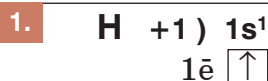


по мере увеличения энергии орбиталей (рис. 2.12).

То есть сначала заполняется $1s$ -подуровень до состояния $1s^2$ у двух элементов *первого периода*:



*H, He — это
s-элементы.*

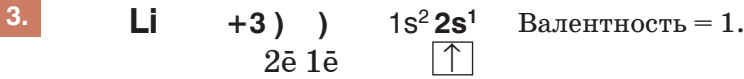


Поскольку на первом уровне (s -подуровне) не может быть больше двух электронов, то в первом периоде только два элемента.

Возможную валентность элемента можно определить по числу неспаренных электронов.

Поэтому валентность водорода равна единице, а у гелия не может быть неспаренных электронов.

Во *втором периоде* у элементов полностью заполнен $1s^2$ -подуровень и заполняется сначала $2s$ -подуровень до состояния $2s^2$, а затем $2p$ -подуровень до состояния $2p^6$.



Li, Be — это s-элементы.

Здесь и дальше в электронной конфигурации выделен валентный подуровень. Валентные электроны располагаются на внешнем уровне.

Элементы, у которых заполняется s-подуровень (s-орбиталь), называются s-элементами.



Возможная валентность элемента равна числу неспаренных электронов.



Чтобы объяснить известную валентность «два» у бериллия, надо допустить, что может происходить распаривание валентных электронов в возбужденном состоянии атома, если есть свободные орбитали на данном уровне. Это происходит при химических реакциях.

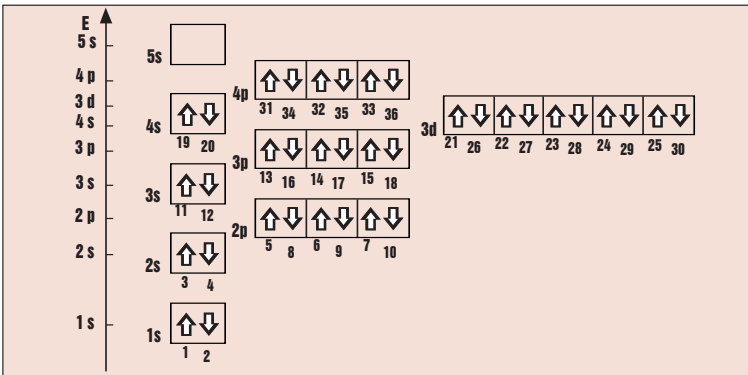
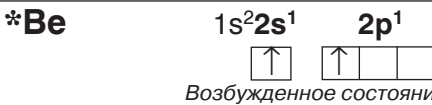


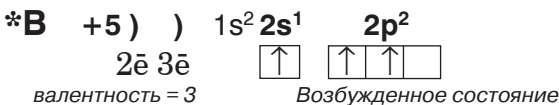
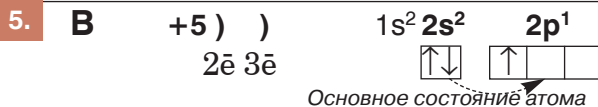
Рис. 2.12. Порядок распределения электронов по подуровням для элементов I-IV периодов (E — энергия подуровней (орбиталей))



Возбужденное состояние атома обозначается звездочкой у знака элемента.

Два неспаренных электрона определяют возможную валентность 2.

У бериллия есть свободные 2p-орбитали и один электрон из состояния 2s² переходит на 2p-орбиталь.



В возбужденном состоянии валентные электроны распариваются и один электрон переходит на свободную $2p$ -орбиталь (показано пунктирной стрелкой в основном состоянии).

Два электрона на $2p$ -подуровне можно расположить иначе: $\uparrow\downarrow \square \square$; $\uparrow \square \downarrow \square$; $\downarrow \square \downarrow \square$

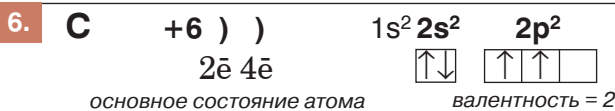
Правильными будут два варианта: $\uparrow \square \uparrow \square$ $\downarrow \square \downarrow \square$

Как запомнить правильные варианты распределения? Для этого можно воспользоваться «правилом автобуса (троллейбуса)»: в пустом автобусе два незнакомых пассажира сядут на отдельные места, да еще у окошечка!

Так и электроны: в пустом подуровне занимают отдельные орбитали (ячейки) и спины их направлены одинаково!

У следующего элемента углерода продолжается заполнение $2p$ -подуровня:

Элементы, у которых заполняется p -подуровень, называются p -элементами.



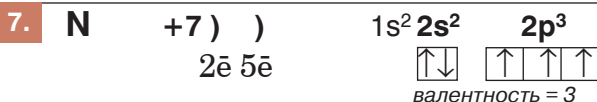
Объясните переменную валентность углерода.

Валентность равна двум, например, в оксиде углерода (II)
 CO .

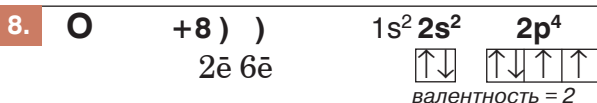


Валентность равна четырем за счет четырех неспаренных электронов.

Переменная валентность углерода объясняется возможностью распаривания электронов.



У азота нет возможностей для распаривания, поэтому его валентность не может быть равна пяти.



B, C, N, O, F, Ne
— это p -элементы.

Четвертый электрон образует пару на р-орбитали, занятой одним электроном. Два неспаренных электрона атома кислорода определяют валентность, равную двум. Так как на втором уровне больше нет подуровней, то нет возможностей для распаривания электронов. Поэтому валентность «два» постоянна для кислорода.

Далее 2р-подуровень заполняется полностью:

9.	F	+9))	1s ² 2s ² 2p ⁵
		2ē 7ē	$\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$
			валентность всегда равна 1
10.	Ne	+10))	1s ² 2s ² 2p ⁶
		2ē 8ē	$\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$

На внешнем втором уровне восемь электронов — это инертный газ.

В третьем периоде, содержащем восемь элементов, заполняются только 3s- и 3p-подуровни до состояния 3s²3p⁶.

11.	Na	+11)))	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹ → валентный уровень
		2ē 8ē 1ē	\uparrow
			валентность = 1

12.	Mg	+11)))	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁰
		2ē 8ē 2ē	$\uparrow\downarrow \quad \square \square \square$
			валентность = 2

13.	Al	+13)))	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹
		2ē 8ē 3ē	$\uparrow\downarrow \quad \uparrow \square \square$
			валентность = 3

14.	Si	+14)))	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ²
		2ē 8ē 4ē	$\uparrow\downarrow \quad \uparrow \uparrow \square$
			валентность = 4

15.	P	+15)))	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³
		2ē 8ē 5ē	$\uparrow\downarrow \quad \uparrow \uparrow \uparrow$
			валентность = 3

В возбужденном состоянии происходит распаривание электронной пары 3s²; один из электронов переходит на свободную 3d-орбиталь.

*P	3s ¹	3p ³	3d ¹
	\uparrow	$\uparrow \uparrow \uparrow$	$\uparrow \square \square \square$
			валентность = 5

16.	S	+16)))	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴
		2ē 8ē 6ē	$\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$
			валентность = 2

Найдите причину постоянства валентности у кислорода и фтора.

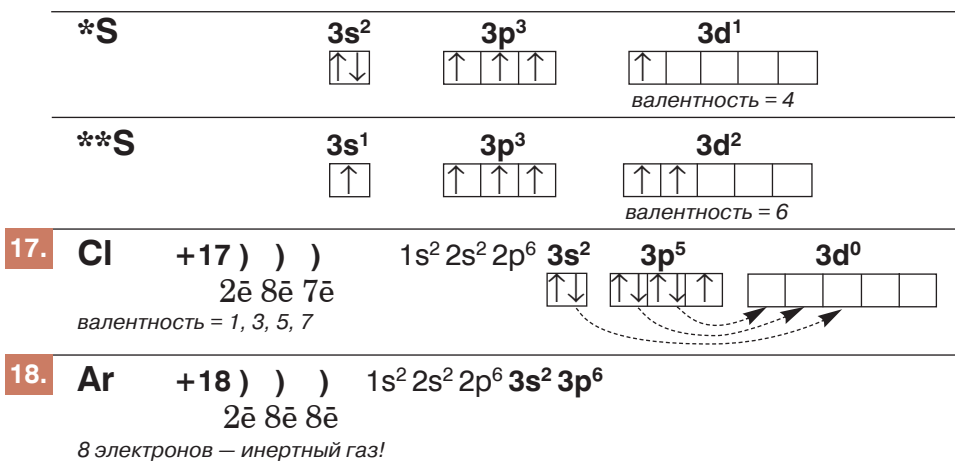


Na, Mg — это s-элементы.

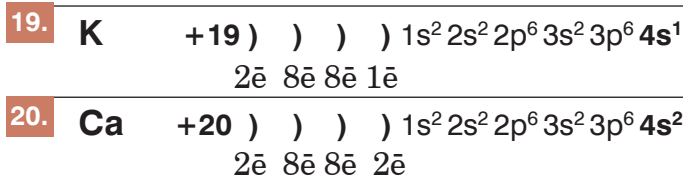
Рассмотрите, как меняется валентность у Na, Mg, Al, и соотнесите это с их электронной структурой.



Al, Si, P, S, Cl, Ar — это p-элементы.



Сравните комплектование электронами подуровней у s-элементов и d-элементов.



Литий Li, бериллий Be, натрий Na, магний Mg, калий K, кальций Ca — это s-элементы.

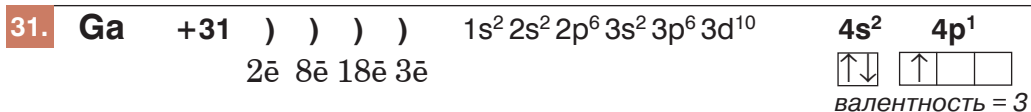
После того, как «поверх» третьего уровня расположился $4s^2$ подуровень, начинается дозаполнение третьего уровня до восемнадцати электронов. При этом электроны последовательно заполняют $3d$ подуровень до $3d^{10}$ в десяти элементах.

Выберите в IV периоде s-элементы, p-элементы, d-элементы.

Элементы, у которых заполняется d-подуровень, — это d-элементы.

К ним относятся элементы, расположенные в побочных подгруппах Периодической системы.

Если рассматривать элементы главных подгрупп IV периода, то далее, после Zn, продолжается заполнение $4p$ -подуровня четвертого уровня до шести электронов и состояния $4p^6$ с общим числом внешних электронов, равным восьми ($4s^2 4p^6$). Запишем электронные конфигурации p-элементов четвертого периода.



32. Ge +32)))) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$
 2ē 8ē 18ē 4ē ↑↓ ↑↑ ↑↑ ↑
 валентность = 4

33. As +33)))) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3 4d^0$
 2ē 8ē 18ē 5ē ↑↓ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑ □ □ □ □
 валентность = 3, 5

34. Se +34)))) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4 4d^0$
 2ē 8ē 18ē 6ē ↑↓ ↑↓ ↑↑ ↑↑ □ □ □ □
 валентность = 2, 4, 6

35. Br +35)))) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5 4d^0$
 2ē 8ē 18ē 7ē ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ □ □ □ □
 валентность = 1, 3, 5, 7

36. Kr +36)))) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^0$
 2ē 8ē 18ē 8ē ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ □ □ □ □

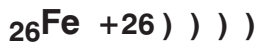
За счет распаривания электронов и перехода их на 4d-подуровень криптон может иметь валентные электроны и образовывать химические связи, несмотря на то, что он относится к инертным газам.

Выявите и объясните общее у инертных газов. Чем криптон отличается от гелия, неона, аргона?

Чтобы составить электронную формулу любого элемента I-IV периода, можно придерживаться следующего порядка действий:

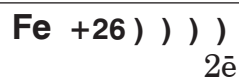
1. Определить общее число электронов по порядковому номеру элемента (Z). Например, ${}_{26}\text{Fe}$; Z = 26; общее число электронов 26.

2. Определить число энергетических уровней по номеру периода. Железо находится в четвертом периоде, следовательно, в его оболочке 4 энергетических уровня.

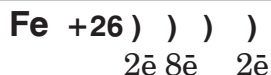


3. Определить число электронов на внешнем уровне:
 а) в главных подгруппах оно равно номеру группы;
 б) в побочных подгруппах оно равно двум.

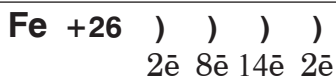
Железо находится в побочной подгруппе VIII группы и имеет два электрона на внешнем четвертом уровне.



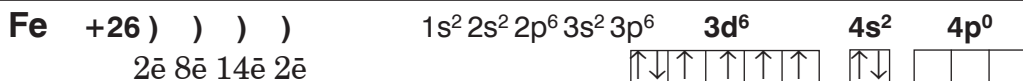
4. Указать число электронов на предыдущих заполненных уровнях, кроме предпоследнего.



5. Вычислить число электронов на предпоследнем уровне: $26 - (2 + 8 + 2) = 14$



6. Записать электронную конфигурацию атома железа.



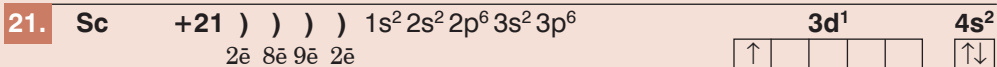
7. Выделить (подчеркнуть) валентные электроны и определить возможную валентность.



Марафон знаний

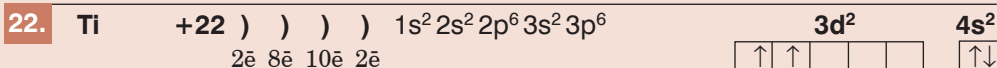
Электронные конфигурации элементов побочных подгрупп IV периода

Скандий Sc — первый *d*-элемент, так как последний электрон поступает на *d*-подуровень^a.

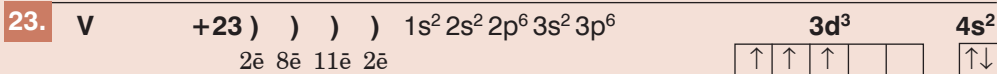


валентность = 3

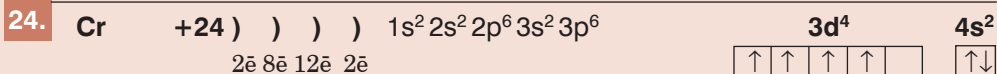
Валентные электроны располагаются на $3d^1 4s^2$ -орбиталях.



валентность = 4, 3, 2



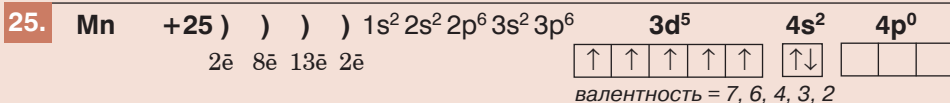
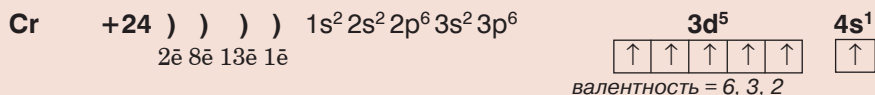
валентность = 5, 4, 3



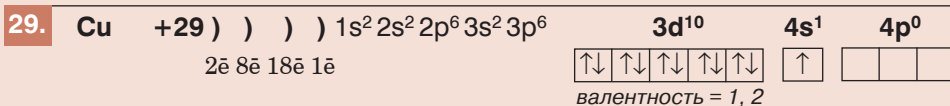
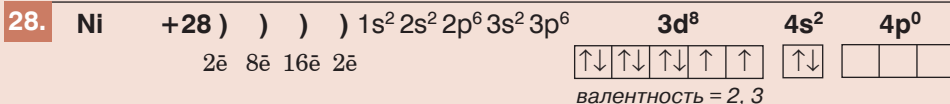
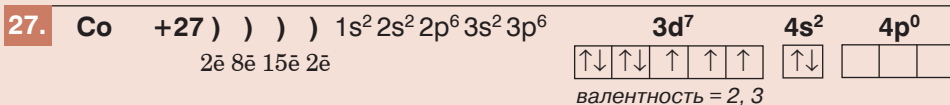
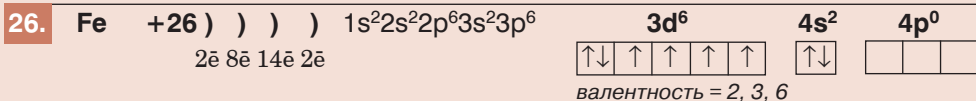
Объясните, как вы понимаете выражение «провал электрона».

Однако для хрома устойчивым является состояние с заполненным наполовину *d*-подуровнем, а именно d^5 , за счет «провала» электрона с орбитали $4s^2$.

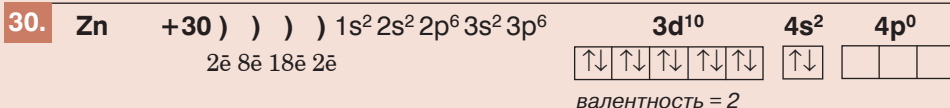
^a Электронную конфигурацию можно также записывать в порядке заполнения подуровней: Sc $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$.



У следующего элемента — железа Fe начинается спаривание *d*-электронов.



У меди Cu так же, как у хрома, происходит «провал» электрона с $4s^2$ на $3d^9$ -подуровень, потому что более устойчиво состояние $3d^{10}$.



Цинк Zn — это последний *d*-элемент в IV периоде. Обратите внимание, что высшая валентность *3d*-элементов, которые начинают побочные подгруппы в каждой группе, равна номеру группы, за исключением железа, кобальта и никеля, а из низших значений — у всех проявляется валентность «два».

1. Как можно определить валентные возможности химического элемента?
- *2. Какую информацию предоставляет электронная конфигурация и электронная формула?
- *3. Объясни последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней в электронной оболочке.
- *4. Что такое основное и возбужденное состояние атома? Покажи на конкретном примере.
5. Покажи на конкретных примерах взаимосвязь между строением валентного энергетического уровня и валентными возможностями атома.
- *6. Дай определение, что такое s-, p-, d-элементы. Приведи примеры.
- *7. Составь электронные формулы для атомов следующих элементов:
 а) Na; б) Ca; в) Ti; г) Br по алгоритму, предложенному в параграфе.



8. Число неспаренных электронов в атоме шестивалентной серы равно:
а) 2; б) 3; в) 6; г) 4.
- *9. Два химических элемента, расположенных в одной группе, имеют следующие конфигурации внешнего уровня $\dots 2s^2 2p^2$ и $\dots 3s^2 3p^2$?
Выбери эти элементы: а) Be, Mg б) O, S в) C, Si г) B, Al
- *10. Укажи электронные конфигурации элементов, образующих высший оксид ЭО₃: а) $\dots 2s^2 2p^4$ б) $\dots 3s^2 3p^4$ в) $\dots 3s^2 3p^6$ г) $\dots 3d^5 4s^1$
11. Определи возможную валентность элементов:
а) Be б) C в) Al г) O д) F е) Cl ж) S
- *12. Выбери правильное расположение электронов на p -орбиталях для атома углерода:
C $1s^2 2s^2 2p^2$
а) $2s \quad 2p$ б) $2s \quad 2p$ в) $2s \quad 2p$ г) $2s \quad 2p$
 $\uparrow\downarrow \quad \downarrow \uparrow \square$ $\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \square$ $\uparrow\downarrow \quad \downarrow \downarrow \square$ $\uparrow\downarrow \quad \uparrow \uparrow \square$

2.5. Периодический закон

Изучая строение атома, строение электронной оболочки и распределение электронов по энергетическим уровням, мы пришли к выводу, что именно эти характеристики определяют свойства элементов, их периодическое повторение и изменение.

Теория строения атома показала, что:

- главной характеристикой элемента является заряд ядра его атома, а не атомная масса;
- свойства элементов и формы их соединений определяются строением электронной оболочки атома.

Сформулируем *периодический закон* на основе теории строения атома.

Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от от величины заряда атомных ядер или порядкового номера элементов.

*Таким образом, элементы главных подгрупп имеют следующие конфигурации внешнего энергетического уровня (*таблица 2.2*):

Таблица 2.2

Группы (главные подгруппы)	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Электронные конфигурации валентного (внешнего) уровня	ns^1	ns^2	$ns^2 np^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$	$ns^2 np^6$
	s-элементы			p-элементы				

Главные подгруппы составлены из s -элементов (по два в начале каждого периода) и p -элементов (по шесть с конца каждого периода).

Побочные подгруппы составлены из d -элементов.

Причина периодичности изменения свойств элементов — в появлении сходных электронных конфигураций внешнего энергетического уровня.

В этом состоит *физический смысл* периодического закона. *Физический смысл* обрела также каждая цифра Периодической системы: порядковый номер, номер периода и группы, относительная атомная масса.

Значение периодического закона

В феврале 1869 года русский химик Д. И. Менделеев опубликовал периодический закон и предложил первую полную Периодическую систему химических элементов.

В декабре 1869 года немецкий ученый Л. Майер также опубликовал периодический закон и Периодическую систему, похожую на менделеевскую.

Кто же, все-таки, автор открытия? Безусловно, в научном мире признан вклад предшественников и современников Менделеева, которые ускорили открытие периодического закона и Периодической системы.

Но в большинстве стран мира творцом периодического закона считают Д. И. Менделеева. Почему?

Во-первых, Д. И. Менделеев с самого начала осознавал, что им открыт всеобщий фундаментальный закон природы. Он все время утверждал это. В отличие от Менделеева, Майер так не считал.

Во-вторых, Менделеев показал предсказательную силу периодического закона. Рассмотрим некоторые примеры предсказаний Менделеева.

1. При составлении Периодической системы Менделеев изменил атомные массы многих элементов. Групповое сходство он считал важнее последовательности атомных масс.

Атомная масса бериллия (Be) в то время была равна 13,5. По этому свойству бериллий надо было поместить после углерода под номером 6. Тогда нарушалось групповое сходство — бериллий оказывался в одной группе с кремнием, с которым у него не было никакого сходства, а углерод — с совершенно не похожим на него алюминием.

Менделеев предложил принять атомную массу для бериллия 9,4, валентность 2, порядковый номер 4, положение — в главной подгруппе II группы — над магнием, также двухвалентным элементом.

Валентность хрома была исправлена им с 5 на 6, а атомная масса — с 43,3 на 52. Эти изменения позже были подтверждены экспериментально.

2. Менделеев пошел на нарушение порядка возрастания атомных масс даже там, где, как оказалось, они были определены правильно, также опираясь на групповое сходство.

Объясните физический смысл порядкового номера, номера периода и группы, атомной массы.



Д. И. Менделеев (1834–1907), русский химик. В феврале 1869 года опубликовал периодический закон и предложил первую полную Периодическую систему элементов.



2019 год провозглашен ЮНЕСКО Международным годом Периодической таблицы химических элементов. Периодическая система химических элементов «является уникальным научным инструментом, дающим химикам возможность изучать состав и свойства материи на Земле и во Вселенной».



Лотар Майер (1830–1895), немецкий химик. Разработал независимо от Менделеева критерии классификации химических элементов (декабрь 1869 г.).

Например:



Мы уже знаем, это подтвердилось: заряды ядер этих элементов оказались равными их порядковым номерам.

3. В отличие от своих предшественников и Л. Майера, Менделеев предвидел, что необходимо раздвинуть сплошной строй элементов, известных к 1869 г., оставив место для тех элементов, что еще предстояло открыть.

В 1871 году он предсказал еще неизвестные элементы, оставил для них пустые клетки в Периодической системе ниже бора, алюминия и кремния, назвав их *экабор* (№ 21), *экаалюминий* (№ 31) и *экасилиций* (№ 32). Он предсказал их свойства и даже способы получения. В *таблице 2.3* описаны свойства экасилиция и *германия*, полученного в 1886 г. химиком К. Винклером. Посмотрите, как удивительно они совпадают. Уже через четыре года, в 1875 году, французский химик Лекок де Буабодран открыл элемент № 31 и назвал его в честь своей родины *галлием*. Все характеристики галлия удивительным образом совпали с предсказаниями Д. И. Менделеева для экаалюминия.

В 1879 г. шведский химик Л. Нильсон открыл второй из предсказанных Д. И. Менделеевым элементов № 21 и назвал его *скандием*. Свойства скандия в точности совпали с предсказанными. Эти открытия означали утверждение и триумф периодического закона. Ни один из предшественников Д. И. Менделеева, в том числе и Л. Майер, как говорил сам Менделеев в 1906 году: *«Не рисковали предугадывать свойства еще неоткрытых элементов, изменять принятые атомные веса атомов и вообще считать периодический закон новым,*

Таблица 2.3. Свойства экасилиция и германия

Свойства	Экасилиций (1871 г.)	Германий (1886 г.)
Атомный вес	~72	72,32
Плотность	5,5 г/см ³	5,47 г/см ³
Цвет	темно-серый	серовато-белый
Взаимодействие с кислотами	Металл не будет вытеснять водород из кислот	Металл не растворяется в HCl и разбавленной H ₂ SO ₄
Формула оксида	ЭО ₂	GeO ₂

строго поставленным законом природы, могущим охватывать еще доселе не обобщенные факты, как это сделано мною с самого начала».

Действительно, можно сказать, что у Л. Майера и ряда других ученых периодический закон уже «был в руках», и, тем не менее, они его не открыли! Однако все эти ученые были награждены Лондонским королевским обществом медалями Дэви за вклад в развитие периодического закона.

4. Дальнейшее развитие периодический закон получил с открытием инертных, или как теперь говорят, благородных газов.

В 1893 году английские ученые Д. Рэлей и У. Рамзай выделили из сжиженного воздуха газ, названный ими *аргоном* (с греческого — «недеятельный»). Следующий инертный газ — *гелий* («солнечный») был сначала (в 1868 г.) открыт на Солнце, а в 1895 г. — Рамзаем на Земле. После определения атомных масс этим элементам было определено место в конце первого и второго периодов. Они образовали главную подгруппу VIII группы, создали переход от типичных неметаллов к типичным металлам, необходимость которого предвидел Менделеев еще при открытии периодического закона. При этом аргон был поставлен до калия, хотя его атомная масса оказалось больше, чем у калия.

Поиски остальных инертных газов У. Рамзай осуществлял на основе периодического закона и Периодической системы Д. И. Менделеева. Были подсчитаны их ожидаемые атомные массы, плотности и другие физические свойства. Эта работа закончилась открытием в 1898 году еще трех инертных газов: *неона* («новый»), *криптона* («скрытый») и *ксенона* («чуждый»). Последний инертный газ *радон* был открыт в 1900 г. при изучении радиоактивных минералов.

В середине XX века были получены химические соединения некоторых инертных газов, например *оксид ксенона* (VIII) XeO_4 , что дополнительно подтвердило правильность отнесения инертных газов к VIII группе.

После дополнения Периодической таблицы инертными газами определение периода приобрело новое содержание: *период* — это горизонтальный ряд элементов, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся инертным газом.

VIII	
2	He ГЕЛИЙ 4,003
10	Ne НЕОН 20,183
18	Ar АРГОН 39,948
36	Kr КРИПТОН 83,80
54	Xe КСЕНОН 131,29
86	Rn РАДОН [222,02]

Подгруппа инертных газов



В 1955 году американский физик Гленн Сиборг синтезировал 101-й элемент и назвал его *менделевием*.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Обведи правильный ответ в следующих утверждениях:
- 1.1. Свойства калия и меди различаются потому, что у них:
 - а) одинаковое число электронов на внешнем уровне;
 - б) различное число электронов на предпоследнем уровне;
 - в) разные заряды ядер.
 - 1.2. Причина периодичности изменения свойств элементов состоит в:
 - а) изменении числа энергетических уровней;
 - б) повторении сходной электронной структуры;
 - в) различиях в строении внешнего и предпоследнего энергетических уровней;
 - г) разном числе энергетических уровней.
 - 1.3. Химический элемент — это:
 - а) определенный вид атомов;
 - б) определенный вид атомов с одинаковой массой;
 - в) определенный вид атомов с одинаковым зарядом ядра;
 - г) определенный вид атомов с одинаковой валентностью.
2. Объясни, в чем заключается различие в формулировках периодического закона: современной и менделеевской.
- *3. Определи, в каком периоде находятся элементы с электронными конфигурациями атомов:
- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;
 - б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$;
 - в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- Определи заряд ядра и порядковый номер каждого элемента. Назови их.
- *4. Электронные конфигурации валентных уровней атомов элементов следующие:
- (1) $\dots 2s^2 2p^3$
 - (2) $\dots 3s^2 3p^3$
 - (3) $\dots 2s^2 2p^4$
 - (4) $\dots 3s^2 3p^4$
- Определи, в каком периоде, группе, подгруппе находятся эти элементы, назови их. Объясни, какие значения валентности может проявлять каждый элемент. Сравни валентные возможности этих элементов.
- *5. Составь и запиши электронные конфигурации элементов с номерами 19 и 29. Выдели валентные электроны, объясни возможную валентность элементов.
6. Вычисли массу соляной кислоты, необходимую для реакции с оксидом меди массой 8 г.
- *7. Оксид неизвестного двухвалентного металла массой 8 г реагирует с раствором соляной кислоты массой 50 г с массовой долей HCl 29,2%. Определи металл.
- *8. Какие электронные конфигурации соответствуют основному состоянию атома:
- а) $\dots 3s^1 3p^1$
 - б) $\dots 3s^2 3p^2$
 - в) $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
 - г) $\dots 2s^1 2p^2$
- Определи эти элементы.
- *9. Определи и объясни, какие электронные конфигурации соответствуют возбужденному состоянию атома:
- а) $\dots 2s^1 2p^3$
 - б) $\dots 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
 - в) $\dots 2s^1$
 - г) $\dots 2s^1 2p^1$
- Определи порядковые номера элементов и назови их.

Проект

Отражение явления периодичности в природе, обществе, в повседневной жизни

Аргумент

В 1869 году русский ученый Дмитрий Иванович Менделеев завершил работу над исследованием «Опыт системы элементов, основанный на их атомном весе и химическом сходстве». На протяжении двух лет ученый посвятил себя созданию основ учения о периодичности. Менделеев ввел понятия больших и малых периодов, а также понятие о группах системы элементов, и в завершение работы, объединив все идеи, сформулировал периодический закон. Таким образом, благодаря учению Менделеева о периодичности, в химии началась эпоха научного прогнозирования и химия перестала быть описательной наукой.

Сформируйте группу из 2–3 одноклассников и выполните проект по этой теме. Внимательно прочитайте опорные направления темы:

Тематические ориентиры

- Определение периодичности и ее причины.
- Явление периодичности:
 - а) в природе;
 - б) в обществе;
 - в) в повседневной жизни.
- Значение периодического закона и др.

Способы выполнения

- Презентации PPT
- Коллажи
- Реферат/Эссе

Представление

- Каждая группа выберет представителя/представителей и способ презентации
- Презентация проекта — до 8 минут

Критерии оценивания

- Структура проекта
- Корректность научного содержания работы
- Актуальность содержания работы
- Использованные источники информации
- Соблюдение регламента времени представления проекта

Примечание.

По аналогии с данным проектом могут быть разработаны и другие проекты:

а) для **реального профиля** предлагается тема: «Жизненно важные химические элементы»;

б) для **гуманитарного профиля** предлагается тема: «Исследование окружающих нас веществ (хлорида натрия, воды, графита и т. д.).»

2.6. Характеристика химического элемента по его положению в Периодической системе

В гимназическом курсе мы узнали, что каждый химический элемент имеет свои координаты в Периодической системе: порядковый номер, номер периода, номер группы, подгруппы, по которым можно описать его характеристики: относительную атомную массу, характер (металлический или неметаллический), стро-

ение атома (заряд ядра, число протонов, нейтронов, электронов), распределение электронов по уровням, высшую и низшую (для неметаллов) валентность. Изучив строение электронных оболочек, мы можем дополнить эти характеристики новой информацией (таблица 2.4).

Таблица 2.4

Характеристика элемента по его положению в Периодической системе

1. Химический знак. 2. Порядковый номер. 3. Период. 4. Группа и подгруппа. 5. Относительная атомная масса. 6. Строение атома: а) заряд ядра; б) число протонов; в) число нейтронов; г) число электронов; д) распределение электронов по энергетическим уровням; * е) электронная конфигурация.	7. Валентные электроны: а) возможная валентность; б) степени окисления. *8. s-, p-или d-элемент. 9. Металлический или неметаллический элемент. 10. Формула и название простого вещества. 11. Формула, название и характер высшего оксида и гидроксида (для элементов главных подгрупп). 12. Формула, название и характер водородного соединения (для неметаллов).
---	--

Пример.

1. Сера — S.

2. 16

3. III

4. VI группа, главная подгруппа (или группа VIa).

5. $Ar(S) = 32$.

6. а) +16; б) 16p; в) 16n; г) 16ē; д) S +16)));

*е) $S_{(+16)} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. $2ē$ $8ē$ $6ē$

7. 6ē на 3-м энергетическом уровне; *3s² 3p⁴.

а) VI, IV, II;

*а) 3s² 3p⁴ 3s² 3p³ 3d¹
 $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\uparrow$ \uparrow Вал.=2; $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\uparrow$ \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow Вал. = 4;

3s¹ 3p³ 3d²
 \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow Вал. = 6

б) -2, 0, +4, +6.

*8. Сера относится к p-элементам.

9. Неметаллический элемент.

10. S — сера.

11. SO₃ — оксид серы (VI); кислотный оксид.

H₂SO₄ — серная кислота; сильная кислота.

12. H₂S — газ, в растворе — сероводородная кислота.



1. Какие характеристики химического элемента дополняют его описание по сравнению с тем, что было изучено в гимназических классах?

2. Охарактеризуй согласно положению в Периодической системе следующие химические элементы:

а) Ca; б) Ge; в) Se; г) Br.

*3. Составь характеристики химических элементов по положению в Периодической системе, если электронная конфигурация их внешнего энергетического уровня:

а) ... 3s²3p⁵; б) ... 2s²2p²; в) ... 4s²4p³.

*4. Определи химические элементы со следующими электронными конфигурациями:

а) 1s²2s²2p⁶3s²3p³; б) 1s²2s²2p⁶3s²3p³4s¹

*5. Составь электронные конфигурации следующих частиц:

а) Al; б) S; в) Al³⁺; г) S²⁻.

2.7. Периодическое изменение свойств элементов

Периодический закон в XIX веке подтолкнул физиков к изучению строения атома. Теория строения атома обогатила и укрепила периодический закон. Она показала, что:

– главной характеристикой элемента является заряд ядра его атома, равный порядковому номеру элемента в Периодической системе, а не атомная масса элемента;

– свойства элементов и формы их соединений определяются строением электронной оболочки атома.

Современная формулировка периодического закона такова:

Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда атомных ядер или порядкового номера элементов.

Заряд ядра — это величина непериодическая, увеличивающаяся постепенно. Периодически изменяются размеры атомов и ионов, металлические и неметаллические свойства элементов и простых веществ, их окислительные и восстановительные свойства, электроотрицательность, формы и свойства оксидов, гидроксидов, водородных соединений. Рассмотрим кратко каждое из этих свойств.

***Валентность.** Мы рассмотрели периодичность изменения валентности элементов в предыдущих параграфах и объяснили причину периодического повторения одинакового числа неспаренных электронов в главных подгруппах.

***Размеры атомов.** В главных подгруппах с ростом заряда ядра увеличивается число энергетических уровней, поэтому размеры атомов увеличиваются (рис. 2.13). Например, из щелочных металлов самый большой атом у франция, а из галогенов — у астата.

В периодах общее число электронов увеличивается с ростом заряда ядра, но число энергетических уровней остается постоянным. Эти уровни (слои) вместе всё сильнее притягиваются к ядру при переходе от эле-

Д. И. Менделеев был уверен, что порядковый номер элемента имеет особый смысл, но не мог объяснить этого. Вы теперь знаете больше о строении атома, чем Д. И. Менделеев. Объясните физический смысл порядкового номера элемента в ПС.



Заряд ядра — это величина непериодическая. Валентность, размеры атомов и ионов, свойства элементов и их соединений изменяются периодически.

Калий более активный металл, чем натрий. Объясните, почему.

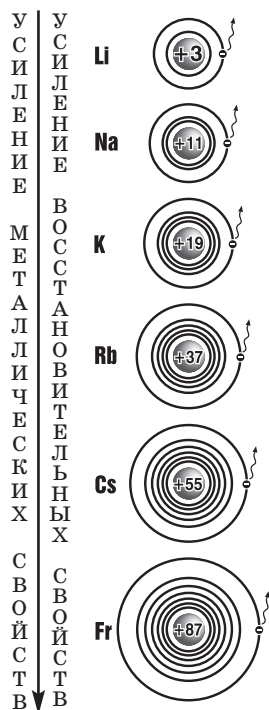


Рис. 2.13. Изменение размеров атомов и ионов, металлических и восстановительных свойств элементов главной подгруппы I группы

Верно ли выражение: фтор — это самый типичный неметалл и самый сильный окислитель из простых веществ? Попробуйте сделать вывод, какой металл и какой неметалл самые типичные в ПС.

мента к элементу. В результате электронная оболочка стягивается и размеры атомов уменьшаются от начала к концу периода (табл. 1, приложение).

Металлические и восстановительные свойства атомов. Металлические свойства элемента определяются способностью его атома отдавать электроны $Me - n\bar{e} \rightarrow Me^{n+}$, то есть проявлять восстановительные свойства. Следовательно, металлические и восстановительные свойства изменяются одинаково.

По главным подгруппам с ростом заряда ядра (сверху вниз) число внешних электронов остается постоянным, а размеры атомов увеличиваются. Поэтому облегчается отрыв электрона, а значит, усиливаются восстановительные и металлические свойства атомов. Так, из щелочных металлов (рис. 2.13) наиболее выражены металлические свойства у франция.

По периоду число внешних электронов растет, а размеры атомов уменьшаются. Поэтому отрыв электрона затрудняется и восстановительные и металлические свойства ослабевают.

В малых периодах металлические свойства элементов уменьшаются очень быстро и происходит переход к неметаллическим элементам.

В больших периодах находится больше металлов, поэтому в больших периодах металлические свойства убывают постепенно.

Неметаллические и окислительные свойства атомов. Атомы неметаллических элементов способны принимать и отдавать электроны.

В главных подгруппах (рис. 2.14) с ростом заряда ядра и увеличением порядкового номера неметаллические свойства ослабевают. Так, например, из галогенов легче всего принимает и прочнее всего удерживает электрон атом фтора, поэтому фтор — самый типичный неметалл в этой подгруппе.

В периодах с увеличением заряда ядра неметаллические свойства усиливаются. Увеличивается способность принимать и удерживать электроны, так как размеры атомов уменьшаются, а число внешних электронов увеличивается. Поэтому атомы элементов-неметаллов легче достраивают свои оболочки до восьми электронов, чем отдают валентные электроны. Следовательно, окислительные свойства атомов по периодам

также усиливаются: в малых периодах быстро, а в больших — медленно.

Между металлами и неметаллами находятся **амфотерные** элементы. Например, во втором периоде литий — типичный металл, бериллий — амфотерный металл, бор и последующие элементы — неметаллы. Фтор — самый типичный неметалл во втором периоде.

В третьем периоде натрий и магний — типичные металлы, алюминий — амфотерный металл, а кремний и следующие за ним элементы — неметаллы.

В большом четвертом периоде неметаллы начинаются только с мышьяка — их всего три и один из них — инертный газ. Следовательно, неметаллические свойства возрастают медленнее.

*** Изменение электроотрицательности**

***Электроотрицательность — это способность атомов одного элемента оттягивать к себе электроны от атомов других элементов в молекуле.**

В периодах растут неметаллические свойства и электроотрицательность увеличивается (табл. 2.5). Самый электроотрицательный элемент — фтор.

В главных подгруппах неметаллические свойства и электроотрицательность уменьшаются.

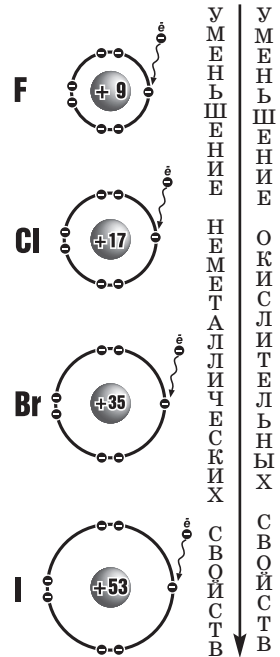


Рис. 2.14. Изменение неметаллических и окислительных свойств элементов в главной подгруппе VII группы

Таблица 2.5. **Относительная электроотрицательность некоторых элементов**

Группа \ Период	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb	VIIIb	VIIIb	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	
I	H 2.1																
II	Li 1.0	Be 1.5										B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
III	Na 0.9	Mg 1.2										Al 1.5	Si 1.8	P 2.2	S 2.5	Cl 3.0	
IV	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.8	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
V	Rb 0.8	Sr 0.9	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Te 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
VI	Cs 0.8	Ba 0.9	La 1.0	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2



1. Выбери непериодические характеристики элементов:
а) размеры атомов; в) число внешних электронов;
б) масса атомов; г) заряд ядра.
2. Выбери периодические характеристики элементов:
а) валентность; г) неметаллические свойства;
б) порядковый номер; д) металлические свойства;
в) размеры атомов; е) окислительные свойства.
- *3. Определи, какие атомы или ионы имеют электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6$:
а) Na^+ б) Ne в) F^- г) Ca^{2+}
- *4. Определи, какие ионы имеют электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$:
а) Ar б) K^+ в) S^{2-} г) Cl^-
5. Выбери правильные выражения. У элементов главных подгрупп с возрастанием порядкового номера:
а) усиливаются металлические свойства;
б) ослабевают восстановительные свойства;
*в) увеличиваются размеры атомов;
г) возрастает число электронных слоев.
6. С ростом заряда ядра неметаллические и окислительные свойства в периодах:
а) усиливаются; б) ослабевают; в) не изменяются.

2.8. Периодическое изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов химических элементов

Изучая предыдущий параграф, вы узнали, что периодически изменяются металлические и неметаллические свойства и, соответственно, восстановительные и окислительные свойства атомов химических элементов.

В соответствии с периодическим законом, формы и свойства соединений химических элементов также периодически изменяются.

Формы и свойства оксидов и гидроксидов элементов одной подгруппы, при проявлении элементами высшей степени окисления, часто совпадают. В этом можно убедиться, проанализировав *таблицу 2.6*.

По главным подгруппам сверху вниз усиливаются основные свойства и уменьшаются кислотные свойства гидроксидов: оснований и кислородсодержащих кислот.

Так, например, во II группе в ряду оснований $Be(OH)_2$, $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ происходит переход от малорастворимого амфотерного осно-

Встретились два основания — O1 и O2, образованные элементами II группы, и заспорили, кто сильнее. O1 говорит: «я сильнее удерживаю группу OH, значит, я более сильное основание!» Подберите в главной подгруппе II группы элементы, образующие такие основания, и помогите основанию O2 победить в споре.

Таблица 2.6. **Формы и свойства высших оксидов и гидроксидов элементов главных подгрупп**

Группа	I	II	III	IV	V	VI	VII
Форма оксида	$\text{Э}_2\text{O}$	ЭO	$\text{Э}_2\text{O}_3$	ЭO_2	$\text{Э}_2\text{O}_5$	ЭO_3	$\text{Э}_2\text{O}_7$
Характер оксида	основный	основный	амфотерный	кислотный или амфотерный	кислотный	кислотный	кислотный
Форма гидроксида	ЭОН	Э(OH)_2	Э(OH)_3	$\text{H}_2\text{ЭO}_3$ Э(OH)_4	HЭO_3 $\text{H}_3\text{ЭO}_4$	$\text{H}_2\text{ЭO}_4$	HЭO_4
Характер гидроксида	сильное основание	основание малорастворимое	основание нерастворимое амфотерное	слабая кислота или амфотерное основание	кислота средней силы	сильная кислота	очень сильная кислота
Примеры	NaOH	Mg(OH)_2	Al(OH)_3	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	HClO_4

вания Be(OH)_2 к малорастворимому слабому Mg(OH)_2 и далее растут растворимость и сила оснований. Гидроксид бария Ba(OH)_2 — растворимое сильное основание, щелочь.

По периодам (табл. 2.6.) происходит переход от сильных оснований через амфотерные к кислотам.

Таким образом, в периодах периодически уменьшаются основные и возрастают кислотные свойства оксидов и гидроксидов.

В таблице 2.7 представлено периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений.

Таблица 2.7. **Периодическое изменение свойств элементов и их соединений**

Характеристика элементов и соединений	Элементы и их соединения						
	Li	Be	B	C	N	O	F
1. Атомная масса	7	9	11	12	14	16	19
2. Высшая степень окисления (в соединениях с кислородом)	+1	+2	+3	+4	+5	—	—
3. Высшие оксиды	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5		
4. Гидроксиды	LiOH сильное основание	Be(OH)_2 слабое амфотерное основание	H_3BO_3 слабая кислота	H_2CO_3 слабая кислота	HNO_3 сильная кислота		

Таблица 2.7. (продолжение)

Характеристика элементов и соединений	Элементы и их соединения						
	Li	Be	B	C	N	O	F
5. Низшая степень окисления (в летучих водородных соединениях)	—	—	—	-4	-3	-2	-1
6. Летучие водородные соединения				CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
1. Атомная масса	23	24	27	28	31	32	35,5
2. Высшая степень окисления (в соединениях с кислородом)	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
3. Высшие оксиды	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
4. Гидроксиды	NaOH сильное основание	Mg(OH) ₂ слабое основание	Al(OH) ₃ слабое амфотерное основание	H ₂ SiO ₃ слабая кислота	H ₃ PO ₄ средней силы кислота	H ₂ SO ₄ сильная кислота	HClO ₄ очень сильная кислота
5. Низшая степень окисления (в летучих водородных соединениях)	—	—	—	-4	-3	-2	-1
6. Летучие водородные соединения				SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
Общая формула высшего оксида	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇
Общая формула летучего водородного соединения	—	—	—	RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR

- Выбери ряды оксидов, в которых возрастают основные свойства:
 - MgO, CaO, BaO;
 - Li₂O, Na₂O, K₂O;
 - CO₂, SiO₂, GeO₂;
 - BaO, SrO, MgO.
- Выбери ряды веществ, в которых возрастают основные свойства:
 - LiOH; NaOH; KOH;
 - Ba(OH)₂, Sr(OH)₂, Ca(OH)₂;
 - Ca(OH)₂; Sr(OH)₂, Ba(OH)₂;
 - Zn(OH)₂, Mg(OH)₂, Ca(OH)₂.
- *3. Расположи в порядке возрастания размеров:
 - атомы: S, P, F, O ;
 - атомы: K, Mg, Na, Al

4. Составь генетические ряды для: а) Li; б) P. Напиши уравнения соответствующих реакций.
5. Используя вещества из данного ряда, составь генетический ряд металла.
N₂, AgNO₃, Na, KCl, NaOH, BaSO₄; Na₂O; H₂O, NO, NaCl, NaNO₃.
- *6. Смесь цинка и железа массой 10 г обработали раствором гидроксида калия. При этом выделился газ объемом 2,24 л (н. у.). Вычисли массовую долю каждого металла в смеси.
- **7. При взаимодействии смеси железа и алюминия с раствором соляной кислоты выделился газ объемом 8,96 л (н. у.). При взаимодействии такой же смеси с раствором гидроксида натрия выделился газ объемом 6,72 л (н. у.). Вычисли массу смеси и массовую долю железа и алюминия в смеси.



ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

единицы обучения «Состав и строение атома. Периодический закон»

Атом	
Валентность элементов	
Валентные электроны	
*Изотопы	
*Максимальная емкость	
Масса атома	
Нейтрон	

– мельчайшая частица, до которой дробится вещество при химических реакциях.

а) максимальная валентность и число валентных электронов равны номеру группы для элементов всех подгрупп или числу внешних электронов для элементов главных подгрупп. Например, у серы 6 внешних электронов и максимальная валентность тоже 6;

*б) возможная валентность равна числу неспаренных электронов на валентном уровне. Например, сера может иметь валентность два



два неспаренных электрона;

четыре



четыре неспаренных электрона;

шесть



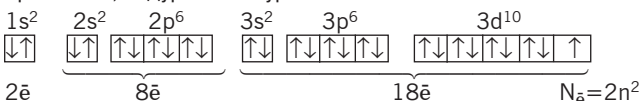
шесть неспаренных электронов.

располагаются на последнем уровне у элементов главных подгрупп: S 2e8e6e; *S 1s²2s²2p⁶3s²3p⁴;

*на последнем и предпоследнем уровнях у элементов побочных подгрупп: Cr 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁵4s¹

– это атомы одного элемента с одинаковым зарядом ядра (Z), но различной массой за счет разного числа нейтронов.

орбиталей, подуровней и уровней:



равна сумме масс протонов и нейтронов (в относительных единицах или в атомных единицах массы) A = Z + N.

– частица с зарядом 0 и относительной массой, равной 1. Число нейтронов в ядре N_n = A – Z.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

***Орбиталь**

– область пространства, в которой с наибольшей вероятностью находится электрон. Электрон как бы «размазан» в пространстве и образует электронное облако. Характеризует разницу в энергиях внутри подуровня. Графически обозначается энергетическими ячейками.

***Пара электронов**

на каждой орбитали может быть максимально два электрона с противоположными спинами $\uparrow\downarrow$.

Периодичность

изменения свойств элементов обусловлена периодическим повторением сходных электронных конфигураций через определенное число элементов при возрастании заряда ядра.

Причина периодичности

– периодическое повторение сходных электронных структур через определенное число элементов ПС.

Протон

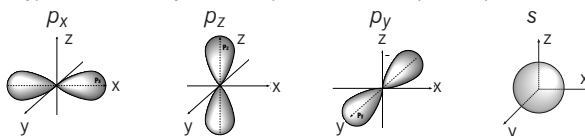
– частица с зарядом +1, относительной массой 1. Число протонов равно заряду ядра (Z).

Распределение электронов

в атомах элементов ПС осуществляется:

а) по уровням в следующем порядке: 1 (2ē); 2 (8ē); 3 (сначала до 8ē); 4 (сначала до 2ē), 3 (от 8ē до 18ē); 4 (от 2 до 8);

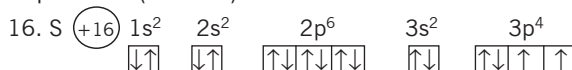
*б) по подуровням в следующем порядке: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

***Форма орбиталей****Электрон**

– частица с зарядом -1 и относительной массой 1/1840, является одновременно частицей и волной.

***Электронная конфигурация**

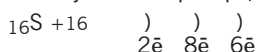
атома показывает распределение электронов по подуровням и орбиталям (ячейкам):



ОСНОВНОЕ СОСТОЯНИЕ АТОМА

Электронная схема

атома указывает распределение электронов по уровням, например:

***s-элементы**

– элементы ПС, у которых заполняется s-подуровень, — это элементы главных подгрупп I и II групп, находятся в начале каждого периода (ns^1 и ns^2).

***p-элементы**

– элементы ПС, у которых заполняется p-подуровень, это элементы главных подгрупп III-VIII групп, по 6 элементов с конца каждого периода ($ns^2 np^1$; $ns^2 np^2$; $ns^2 np^3$; $ns^2 np^4$; $ns^2 np^5$; $ns^2 np^6$).

***d-элементы**

– элементы ПС, у которых заполняется d-подуровень, это элементы побочных подгрупп; по 10 элементов между s- и p-элементами в больших периодах.

***Энергетическая ячейка**

– графическое представление орбитали:

на s-подуровне — одна s-орбиталь или энергетическая ячейка

на p-подуровне — три p-орбитали или три ячейки

на d-подуровне — пять d-орбиталей или пять ячеек



ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

***Энергетический подуровень**

показывает распределение электронов по энергии внутри энергетического уровня. Число подуровней равно номеру уровня:

I уровень — один подуровень (<i>s</i>)	$1s$
II уровень — два подуровня (<i>s, p</i>)	$2s2p$
III уровень — три подуровня (<i>s, p, d</i>)	$3s3p3d$

Энергетический уровень или электронный слой

– это общность электронов в атоме, имеющих очень близкую энергию. Число энергетических уровней в атоме равно номеру периода в ПС.

Ядро

атома состоит из протонов и нейтронов. Масса ядра равна относительной атомной массе, округленной до целых.

**Выбери правильный ответ**

I. Масса атома (в относительных единицах) равна:

- а) числу протонов; в) сумме числа протонов и нейтронов;
б) числу нейтронов; г) числу электронов.

***II.** Изотопы элемента отличаются:

- а) числом нейтронов; в) числом электронов;
б) порядковым номером; г) числом протонов.

III. Число протонов, нейтронов, электронов для элемента мышьяка соответственно равно:

- а) 75p 33n 75ē; в) 33p 42n 33ē;
б) 33p 75n 33ē; г) 33p 42n 42ē.

***IV.** Определи элементы, соответствующие электронным конфигурациям:

Электронная конфигурация	Химический знак элемента
а) $1s^22s^22p^63s^23p^4$;	_____
б) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$;	_____
в) $1s^22s^1$.	_____

V. Металлические свойства в ряду Mg–Ca–Sr–Ba :

- а) уменьшаются; в) не изменяются;
б) возрастают; г) уменьшаются, затем возрастают.

***VI.** В каком ряду размеры атомов возрастают:

- а) O, S, Se, Te; в) Na, Mg, Al, Si;
б) C, N, O, F; г) I, Br, Cl, F?

VII. Характер оксидов в ряду P_2O_5 – SiO_2 – Al_2O_3 – MgO изменяется:

- а) от основного к кислотному;
б) от кислотного к основному;
в) от основного к амфотерному;
г) от амфотерного к кислотному.

VIII. Обведи цифры, указывающие возможную валентность серы:

- A.1 Б.2 В.3 Г.4 Д.5 Е.6

***IX.** Максимальное число электронов на 2p-подуровне равно:

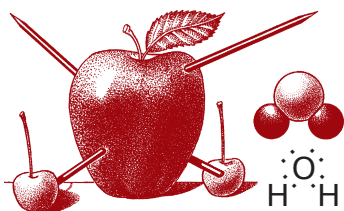
- а) 1ē б) 2ē в) 6ē г) 8ē

X. Частица, у которой 18 электронов и 16 протонов, имеет заряд, равный: а) +18; б) -18; в) +2; г) -2

ТЕСТ СУММАТИВНОГО
ОЦЕНИВАНИЯ

по единице обучения «Состав и строение атома. Периодический закон»

(3) Состав и строение вещества



После изучения этой единицы обучения ты будешь способен/способна:

- объяснять и оперировать понятиями, относящимися к составу и строению вещества;
- моделировать электронные и графические формулы веществ с различными типами химических связей;
- *сравнивать: типы химических связей в зависимости от состава вещества; влияние типа связи/типа кристаллической решетки на свойства вещества; физические свойства веществ с различными типами кристаллических решеток;
- аргументированно представлять вещества, используемые в повседневной жизни, коррелируя физические свойства/применение с составом и строением веществ;
- экспериментально исследовать физические свойства используемых в повседневной деятельности веществ с различными типами химических связей;
- разрабатывать и представлять творческие работы/схемы относительно состава, строения веществ с разным типом химической связи.

3.1. Типы химической связи

Мы уделили много внимания строению электронных оболочек атомов неметаллических и металлических элементов. Это не случайно. Именно различное поведение электронов приводит к образованию между атомами химических элементов нескольких типов химической связи: **ковалентной, ионной и металлической**. Обобщим и углубим наши знания о химической связи.

Ковалентная связь. Образование ковалентной связи

Вспомним общие положения и рассмотрим конкретные примеры.

Химическая связь, образованная за счет общей пары электронов, называется ковалентной связью.

Чтобы оценить, как может располагаться общая пара электронов между атомами, вспомним понятие «*электроотрицательность*».

Электроотрицательность — это свойство атомов данного элемента оттягивать на себя электроны от атомов других элементов в соединениях.

По условным значениям электроотрицательности (ЭО) элементы можно выстроить в ряд:

Элемент	F	O	N	Cl	Br	I	S	C	P	H	Mg	Ca	Li	Na	K
ЭО	4,0	3,5	3,0	3,0	2,8	2,5	2,5	2,5	2,1	2,1	1,2	1,0	1,0	0,9	0,8

Если общая пара электронов связывает атомы с одинаковой электроотрицательностью, то она не смещается — образуется **неполярная ковалентная связь**.

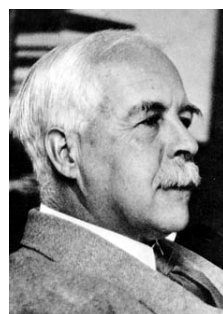
Если атомы имеют разную электроотрицательность, то общая пара электронов смещается к атому с большей электроотрицательностью — образуется **полярная ковалентная связь**.

Рассмотрим образование связей в молекулах H_2 , O_2 , N_2 , H_2O , CH_4 . Вспомним **алгоритм описания образования ковалентной связи**.

1. Запишем схемы распределения электронов в атомах H, O, N, C.

Вспомним, что мы знаем о химической связи.

Химическая связь — это связь между частицами в веществе: атомы неметаллов образуют ковалентную связь, ионы — ионную связь, атомы металлов — металлическую связь.



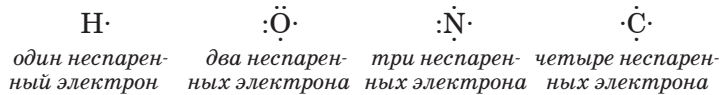
Гилберт Ньютон Льюис (1875-1946), американский химик. Профессор университета в г. Беркли (Калифорния). Автор теории ковалентной связи (1916).

Объясните, сколько ковалентных связей может образовать атом с одним, двумя, тремя, четырьмя неспаренными электронами.



2. Изобразим точками валентные (внешние) электроны вокруг знака элемента («север-юг-запад-восток»!): неспаренные электроны — одной точкой, спаренные — двумя точками.

Подсчитаем, сколько неспаренных электронов у каждого атома: у водорода — один, у кислорода — два, у азота — три, у углерода — четыре. Сколько неспаренных электронов, столько же будет общих пар с другими атомами.



3. Запишем образование общих пар электронов (ковалентных связей):

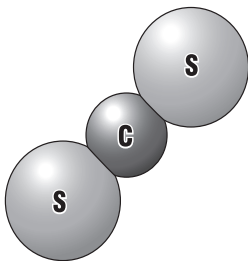
а) запомним, что каждый атом дает по одному неспаренному электрону на образование общей пары;

б) сравним значение электроотрицательностей (ЭО) связывающихся атомов;

в) общую пару сместим к атому с большей ЭО или расположим ее симметрично при одинаковой ЭО;

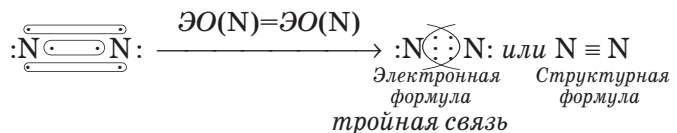
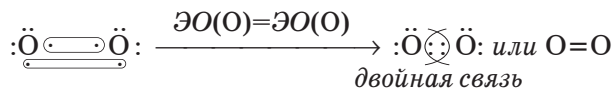
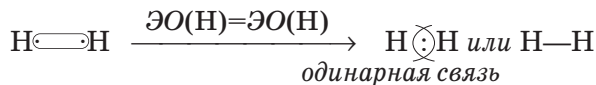
г) при этом помним, что каждый атом стремится приобрести оболочку инертного газа: два электрона $2\bar{e}$ (у водорода) или восемь электронов $8\bar{e}$ — у всех других. Именно этим определяется число связей, образуемых каждым атомом.

Электронные схемы образования молекул H_2 , O_2 , N_2 :



$$\begin{array}{l} \text{ЭО(C)} = 2.5 \\ \text{ЭО(S)} = 2.5 \\ \Delta \text{ЭО} = 0.0 \end{array}$$

Рис. 3.1. Неполарная ковалентная связь



При замене общей пары электронов черточкой получаем *структурную* или *графическую формулу*.

Во всех случаях образовались неполярные ковалентные связи. Если между атомами образуется одна

общая пара электронов — это одинарная связь; если две пары — двойная связь, если три пары — тройная связь.

В целом тройная связь прочнее, чем двойная, а двойная прочнее одинарной. Вот почему азот воздуха так инертен. В случае двойной и тройной связи одна из связей — основная — более прочная, а дополнительные — менее прочные и разрываются легче основной.

Какова валентность элементов в соединениях?

Валентность элементов в соединениях с ковалентной связью равна числу общих электронных пар, или числу ковалентных связей.

В рассмотренных примерах водород одно-, кислород двух-, а азот трехвалентен.

В одной молекуле могут образовываться и ковалентные неполярные, и ковалентные полярные связи.

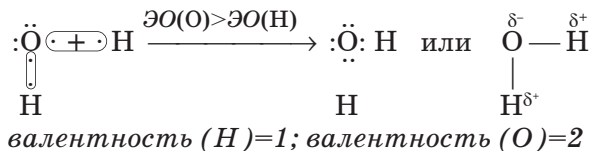
Двойная или тройная связь называется *кратной* связью, а одинарная — *простой* связью.

3.2. Ковалентная полярная связь

Вам уже известно, что ковалентная связь может быть *неполярной* и *полярной*. Мы выяснили, что ковалентная связь образуется за счет общих пар электронов между атомами неметаллов. При *ковалентной неполярной связи* общая пара электронов располагается на равном расстоянии (симметрично) от атомных ядер, так как образуется между идентичными атомами.

Ковалентная полярная связь образуется между атомами разных элементов, и общие пары смещаются к атому с большей электроотрицательностью (ЭО) (рис. 3.2). Рассмотрим образование ковалентной полярной связи в молекуле воды.

В молекуле воды H_2O образуются полярные ковалентные связи:



Атом кислорода оттягивает к себе общую пару — на нем образуется избыточный отрицательный заряд δ^- (дельта-минус), а на атоме водорода — положительный δ^+ (дельта-плюс), поэтому связи — полярные O: H.

Сравните прочность двойной связи в целом и каждой отдельной связи в ее составе.



Ковалентная связь образуется за счет общих пар электронов между атомами неметаллов.



Ковалентная неполярная связь образуется между идентичными атомами неметаллов.



Составьте схемы образования химических связей для NH_3 , CH_4 , используя в качестве образца представленные в параграфе примеры.



Ковалентная полярная связь образуется между атомами разных элементов, и общие пары электронов смещаются к атому с большей электроотрицательностью.

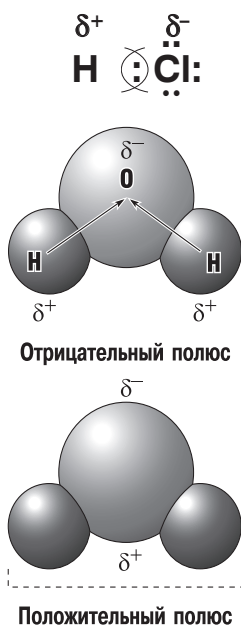


Рис. 3.2. Ковалентная полярная связь и полярные молекулы

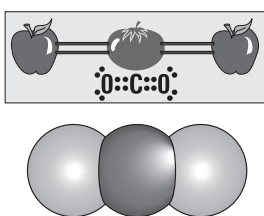
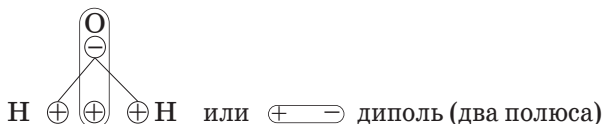


Рис. 3.3. Полярная ковалентная связь — неполярная молекула CO_2

Молекула воды в целом тоже полярна, потому что центры положительного и отрицательного зарядов разделены.



Ковалентную связь можно охарактеризовать **длиной связи — расстоянием между соединенными ядрами.

Особенно различается длина у одинарной, двойной и тройной связи, например:

Связь	$\text{H}-\text{H}$	$\text{O}=\text{O}$	$\text{N}\equiv\text{N}$
Длина связи	0,074 нм	0,121 нм	0,110 нм
Энергия связи	435 кДж/моль	494 кДж/моль	945 кДж/моль

Чем меньше длина связи, тем больше энергия связи — та энергия, которую нужно затратить, чтобы разорвать связь.

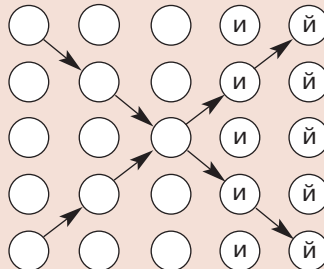
Знание длины и энергии связи помогает понять, почему одни вещества легко вступают в химические реакции, а другие очень трудно. Например, молекулы азота $\text{N}\equiv\text{N}$ очень прочны и связи в них разрываются только при очень высоких (больше 1000°C) температурах. Длина и энергия связи зависят также от размеров атомов. Так, в ряду $\text{H}-\text{F}$; $\text{H}-\text{Cl}$; $\text{H}-\text{I}$ размеры атомов галогенов увеличиваются, поэтому длина связи тоже увеличивается. Энергия связи и устойчивость молекул в этом случае уменьшаются от фтора к йоду.

Марафон знаний

Семь химических элементов

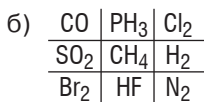
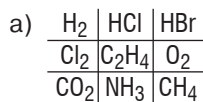
Расшифруйте «пазлы»: напишите по горизонтали названия металлов и одного неметалла таким образом, чтобы по диагонали можно было прочесть название еще двух металлов.

В данном случае в названиях всех семи химических элементов есть окончание -ий.



Найдите выигрышный путь, который составляют молекулы:

- а) с одинарной связью;
б) с ковалентной неполярной связью:



- Сформулируй определения:
 - ковалентной связи;
 - ковалентной неполярной связи;
 - электроотрицательности;
 - ковалентной полярной связи.
- Объясни образование химических связей в молекулах:
 - H₂, H₂O;
 - N₂, NH₃;
 - Cl₂, HCl;
 - O₂, CO₂.
 Назови связи. Выбери молекулы с кратной связью.
- Выбери правильные выражения, которые характеризуют ковалентную связь:
 - образуется при соединении атомов металлов;
 - образуется при соединении атомов неметаллов;
 - образуется за счет образования общих пар электронов;
 - образуется за счет перехода электронов от атома металла к атому неметалла;
 - общая пара электронов смещается к атому с большей электроотрицательностью;
 - ковалентная связь может быть полярной и неполярной.
- Ковалентная неполярная связь образуется в веществах:
 - Ar
 - O₂
 - H₂O
 - H₂
- Ковалентная полярная связь образуется в веществах:
 - NH₃
 - CH₄
 - S₈
 - HCl
- В каких веществах образуется тройная связь?
 - Cl₂
 - N₂
 - O₂
 - NH₃
- *7. У какой пары атомов H–Cl; H–S; H–N; H–P; H–O связь наиболее полярна? В молекулах каких веществ образуются эти связи?
8. Вычисли массу и объем хлороводорода HCl, который может быть получен из хлорида натрия (NaCl) массой 5,85 г.
- *9. Хлороводород HCl, полученный при взаимодействии концентрированной серной кислоты H₂SO₄ с поваренной солью NaCl массой 11,7 г, пропущен через раствор нитрата серебра. При этом образовался осадок массой 20,09 г. Вся ли поваренная соль прореагировала?

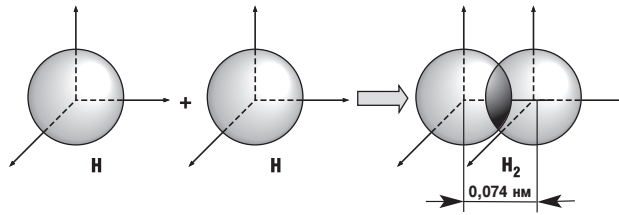


ОЦЕНИВАНИЕ?

*3.3. Сравнительная характеристика ковалентной неполярной и ковалентной полярной связи

Для того чтобы понять, как построены молекулы веществ с ковалентной связью, надо разобраться в том, как располагаются в них ковалентные связи. Рассмотрим образование и форму молекул H₂, HCl, H₂O, N₂.

Рис. 3.4. Образование молекулы водорода



Молекула водорода H_2 . У атома водорода $H \oplus 1s^1$

один неспаренный s -электрон, имеющий облако сферической формы.

При сближении атомов водорода образуется молекула водорода H_2 . При этом оказывается, что расстояние между ядрами меньше, чем сумма радиусов атомов ($0,074 \text{ нм} < 0,053 \text{ нм} + 0,053 \text{ нм}$) (рис. 3.4). Следовательно, электронные облака при образовании ковалентной связи **перекрываются**. Электронная плотность в области перекрывания повышена.

Ядра двух атомов водорода сильно притягиваются к области перекрывания и образуется прочная молекула H_2 (рис. 3.4).

Можно дать еще одно определение ковалентной связи:

Ковалентная связь — это связь, образованная за счет перекрывания электронных облаков.

Общий вывод:

1. Электрон — не точка, а облако определенной формы.
2. Общие пары образуются за счет перекрывания электронных облаков (орбиталей).
3. Перекрываются только электроны с противоположными спинами.

Молекула хлороводорода HCl

У атома хлора $Cl \oplus 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ один не-



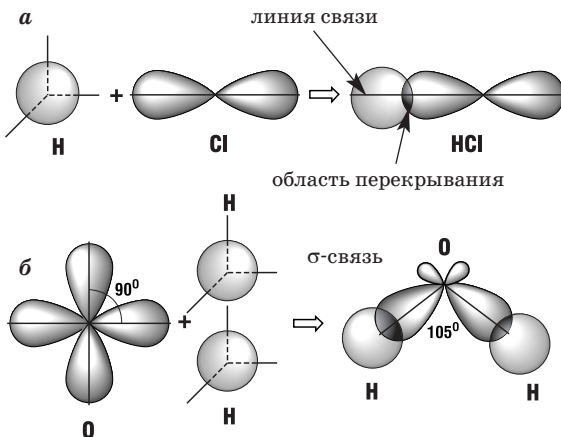
спаренный p -электрон с облаком в форме гантели ∞ . При сближении атомов водорода и хлора происходит **перекрывание s - и p -электронных облаков** (орбиталей) (рис. 3.5, а).

Ядра атомов водорода и хлора сильно притягиваются к области перекрывания с повышенной электронной плотностью, которая смещена к более электроотрицательному атому хлора. Какова

Объясните, почему два одинаковых атома водорода объединяются в молекулу?



Рис. 3.5. Образование молекул: а — хлороводорода; б — воды



форма образовавшихся молекул водорода и хлороводорода? Обе молекулы линейны.

Молекула воды H_2O . У атома кислорода два неспаренных p -электрона $O (+8) 1s^2 2s^2 2p^4$.



Их гантелеобразные облака располагаются по осям координат под углом 90° . При сближении атома кислорода эти p -орбитали перекрываются с s -орбиталями двух атомов водорода под углом 90° . После образования связи области перекрывания расталкиваются (им тесно!) и угол НОН становится равным $\sim 105^\circ$ (рис. 3.5, б).

Таким образом, молекула воды имеет угловую форму.

Рассмотрим еще раз рисунки, на которых показано перекрывание электронных облаков (рис. 3.6).

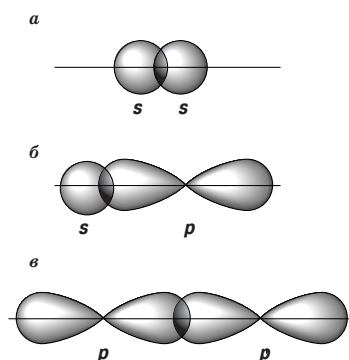


Рис. 3.6. Образование σ -связей при перекрывании орбиталей: а) s-s; б) s-p; в) p-p

Линия, соединяющая центры атомов, называется линией связи.

Во всех трех случаях перекрывание s - s , s - p , p - p произошло вдоль линии связи (рис. 3.6, а-в).

Ковалентная связь, образованная при перекрывании электронных облаков вдоль линии связи, перпендикулярно к ней, называется сигма-связью (σ -связь).

Вокруг σ -связи атомы могут свободно вращаться.

Молекула азота N $(+7) 1s^2 2s^2 2p^3$



три неспаренных p -электрона. Их гантелеобразные облака расположены вдоль осей координат под углом 90° .

При сближении двух атомов азота перекрываются p - p -облака вдоль линии связи и образуется одна σ -связь ($p_x p_x$ перекрывание рис. 3.6, в и 3.7, а). Поскольку линия связи занята, $p_y p_y$ и $p_z p_z$ перекрывание происходит вне линии связи, боковинками облаков в двух местах (рис. 3.7, б) с образованием двух π -связей.

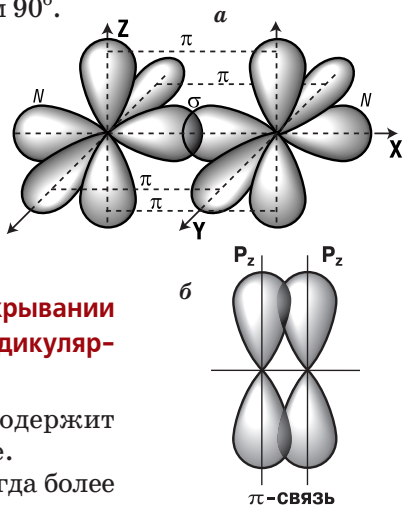


Рис. 3.7. Образование молекулы азота (а); π -связь (б)

Ковалентная связь, образованная при перекрывании электронных облаков вне линии связи, перпендикулярно к ней, называется пи-связью (π -связь).

Молекула N_2 имеет линейную форму, содержит одну σ - и две π -связи, ковалентные неполярные.

При образовании σ -связи перекрывание всегда более полное, чем при образовании π -связей. Поэтому π -связь слабее, она легче разрывается в химических реакциях, чем σ -связи. Свободное вращение атомов, связанных двойной или тройной связью, невозможно.



σ -связь — связь, образованная при перекрывании электронных облаков вдоль линии связи.

π -связь — связь, образованная при перекрывании электронных облаков вне линии связи, перпендикулярно к ней.



Таким образом, ковалентная связь имеет определенное направление в пространстве, потому что перекрывающиеся орбитали располагаются строго определенным образом. Это и определяет геометрическую форму образующихся молекул.

Направление ковалентных связей в пространстве определяется углом между связями — валентным углом.

Например, валентный угол в молекуле воды — это угол $\angle \text{НОН}$, равный 105° .

Сделайте из пластилина и спичек двухатомные молекулы:

а) с одинарной связью; б) с двойной связью; в) с тройной связью.

Попытайтесь повернуть атомы вокруг этих связей. Что наблюдаете? Сделайте выводы.

*1. Выбери выражения, характеризующие σ -связь:

- а) область перекрывания электронных облаков по линии, соединяющей центры атомов;
- б) область перекрывания электронных облаков вне линии связи;
- в) σ -связь прочнее, чем π -связь;
- г) возможно вращение атомов вокруг линии связи.

*2. Выбери выражения, характеризующие π -связь:

- а) это способ перекрывания электронных облаков;
- б) область перекрывания по линии связи;
- в) область перекрывания вне линии связи;
- г) приводит к появлению в молекуле кратной связи;
- д) π -связь разрывается легче, чем σ -связь.

*3. Выбери правильные выражения.

В молекуле с кратной связью:

- а) существует σ -связь;
- б) присутствует одна или две π -связи;
- в) возможно вращение атомов вокруг двойной или тройной связи;
- г) невозможно вращение атомов вокруг двойной или тройной связи;
- д) в целом кратная связь прочнее, чем простая;
- **е) длина кратной связи меньше, чем длина простой.

*4. 4.1. Выбери молекулы, в которых есть π -связь:

а) CO_2 б) O_2 в) N_2 г) H_2 д) H_2O

4.2. Валентный угол $\angle \text{НОН}$ в молекуле воды равен:

а) 180° б) 90° в) 105° г) 120°

Аргументируй ответ.

4.3. Выбери линейные молекулы:

а) HCl б) CO_2 в) H_2O г) N_2

ОЦЕНИВАНИЕ?

3.4. Кристаллические решетки. Свойства веществ с ковалентной связью

Рассмотрим свойства простых веществ с ковалентной связью. Эти вещества могут существовать в каждом из трех агрегатных состояний: газообразном, жидком или твердом.

Практически во всех простых веществах-неметаллах атомы связаны ковалентной неполярной связью. Легкие атомы образуют газообразные вещества из молекул с такой связью: водород H_2 , кислород O_2 , азот N_2 , фтор F_2 , хлор Cl_2 . Эти молекулы слабо взаимодействуют друг с другом, поэтому перевести эти вещества в жидкое и твердое состояние очень трудно.

В твердом состоянии все вещества образуют кристаллы с особой внутренней структурой — *кристаллической решеткой*.

Кристаллическая решетка — это воображаемый пространственный каркас, образованный из воображаемых линий, проходящих через частицы, образующие кристалл.

Точки пересечения этих линий называются **узлами кристаллической решетки**. В узлах находятся центры частиц. В зависимости от природы частиц различают типы кристаллических решеток: *молекулярные, атомные, ионные и металлические*.

Вещества с молекулярными решетками.

В твердом состоянии при очень низких температурах *простые вещества — неметаллы* образуют *молекулярные кристаллические решетки*, в узлах которых находятся молекулы N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , слабо связанные друг с другом.

Часть простых веществ находится в твердом состоянии и при обычных условиях, так как их молекулы очень тяжелы, — это I_2 , S_8 , P_4 . Они также образуют молекулярные кристаллические решетки (рис. 3.8).

Такие же решетки образуют вещества с полярными и малополярными ковалентными связями: $H_2O_{(лед)}$, HCl (твердый) при низких температурах, парафин (для свечей).

Общие свойства веществ с молекулярными кристаллическими решетками — легкоплавкость, летучесть. Например, парафин легко плавится в пламени свечи, лед испаряется на морозе.

Вещества с атомными решетками.

Некоторые неметаллы образуют простые твердые вещества с ковалентной связью между атомами. *Крис-*



Во всех живых организмах атомы C , H , O , N , S связаны ковалентными связями.

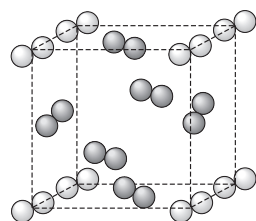
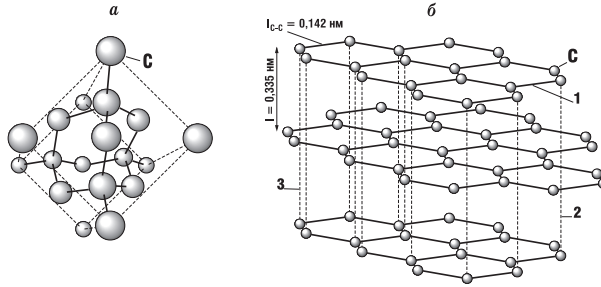


Рис. 3.8. Молекулярная кристаллическая решетка

Дополните: пятно йода на ткани легко удаляется при..., потому что йод имеет молекулярную кристаллическую решетку.

Рис. 3.9. Атомные кристаллические решетки (*a* — алмаз, *б* — графит)



атомные кристаллические решетки с ковалентной связью называют *атомными*. Например, в алмазе (рис. 3.9, *a*) каждый атом углерода прочно связан с четырьмя другими атомами углерода. Образуется очень твердое вещество с очень высокой температурой плавления. Атомные решетки образуют простые вещества — бор, кремний, германий, а также некоторые сложные вещества — карбид кремния SiC (карборунд), используемый как абразив (наждачная бумага, точильные камни), карбид железа Fe₃C (цементит) — составная часть чугуна, нитрид бора (боразон) BN (тверже алмаза), соединение кобальта с самарием Sm₂Co₅ (основа супермагнитов).

Таблица 3.1. Кристаллические решетки

Признак сравнения	Тип кристаллической решетки		
	ионная	молекулярная	атомная
Тип связи в веществе	ионная	ковалентная	ковалентная
Силы взаимодействия между частицами	электростатические	межмолекулярные	ковалентные
Прочность связи	прочная	слабая	очень прочная
Физические свойства веществ	высокая прочность, высокие температуры плавления и кипения, легко растворяются в воде, расплавы и растворы проводят электрический ток	низкая прочность, низкие температуры плавления и кипения, некоторые вещества растворимы в воде	очень высокая прочность, твердость, высокие температуры плавления и кипения, не растворимы в воде, расплавы не проводят электрический ток
Примеры веществ	большинство солей, некоторые оксиды: NaCl, KCl, CaO и др.	неметаллы N ₂ , H ₂ , O ₂ , Cl ₂ , Br ₂ , I ₂ и другие (за исключением бора, углерода и кремния); хлороводород, оксид углерода (IV) и др.	углерод (алмаз, графит), кремний, бор, SiO ₂ , карбиды SiC, Fe ₃ C и др.

Общие свойства веществ с атомными кристаллическими решетками:

- очень твердые вещества;
- температуры плавления очень высоки. Например, графит (рис. 3.9, б) плавится при 3700 °С, карбид тантала — при 3800 °С.

В таблице 3.1 показаны свойства веществ в зависимости от типа кристаллической решетки.



Изучение и сравнение физических свойств веществ с различным типом химической связи

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, стеклянные палочки, ложечка или шпатель, спиртовка, держатель для пробирок, стакан с водой, вещества: хлорид натрия, сера, медь, сахар, графит, вода.

Задание:

1. Рассмотрите выданные вещества: хлорид натрия, сера, медь, сахар, графит, вода.

2. Исследуйте отношение этих веществ к нагреванию, растворимость в воде, укажите их специфические физические свойства.

Запишите наблюдения в таблицу:

Вещество \ Свойства	NaCl	S	Cu	Сахар	Графит	Вода
Агрегатное состояние, цвет, запах						
Растворимость в воде						
Отношение к нагреванию						
Специфические физические свойства						
Тип кристаллической решетки						
Тип химической связи						

3. Установите связь между составом вещества, типом химической связи, типом кристаллической решетки и физическими свойствами вещества, сделайте выводы.

4. Приведите в порядок рабочее место. Вымойте пробирки.

Выберите выигрышный путь:

а) атомные кристаллические решетки

б) молекулярные кристаллические решетки:

а)	алмаз	H ₂ O	FeS	б)	H ₂ O	N ₂	SiC
	SiC	Si	I ₂		Fe ₃ C	HCl	O ₂
	HCl	HI	BN		S ₈	P ₄	Cl ₂



ОЦЕНИВАНИЕ

1. Сформулируй определения: *кристаллическая решетка; атомная кристаллическая решетка; молекулярная кристаллическая решетка.*
2. Объясни, какие свойства проявляют вещества с атомной решеткой:
 - а) нелетучие;
 - б) очень прочные;
 - в) легколетучие;
 - г) твердые.
3. Определи тип кристаллической решетки в веществах:
 - а) алмаз;
 - б) S₈;
 - в) H₂O (лед).
4. Вычисли количество вещества H₂SO₄, если ее масса равна:
 - а) 9,8 г;
 - б) 4,9 г;
 - в) 196 г.
5. Вычисли количество вещества H₂SO₄ в одном литре раствора, если в 5 л раствора масса H₂SO₄ равна:
 - а) 196 г;
 - б) 392 г;
 - в) 49 г;
 - г) 98 г.
6. Вычисли количество вещества кислорода, если объем его (н. у.) равен:
 - а) 2,24 л;
 - б) 4,48 л;
 - в) 5,6 л;
 - г) 67,2 л.
7. Вычисли количество вещества азота в одном литре газовой смеси, если в 100 л этой смеси объем азота (н. у.) равен:
 - а) 44,8 л;
 - б) 56 л;
 - в) 2,24 л;
 - г) 6,72 л.
- **8. Вычисли массовую долю воды в кристаллогидратах:
 - а) CuSO₄ · 5H₂O;
 - б) FeSO₄ · 7H₂O.
- **9. Массовая доля воды в кристаллогидрате Na₂CO₃ · xH₂O равна 62,94 %. Определи x.
- **10. Составь и реши задачи, используя условия из задания 4.

Проект

Углерод — между алмазом и сажей

Аргумент

Главное свойство атомов углерода — их способность связываться друг с другом, образуя различные цепочки на основе четырех валентных электронов. В зависимости от способа связи атомов углерод образует несколько аллотропных модификаций: алмаз, графит, карбин, фуллерен.

Сформируйте группу из 2–3 одноклассников и выполните проект по предложенной теме. Внимательно прочитайте опорные направления темы:

Тематические ориентиры

- Определение аллотропии
- Аллотропные видоизменения углерода и их свойства
- Значение аллотропных видоизменений углерода в повседневной жизни

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Коллажи
- Реферат/Эссе

Представление

- Каждая группа выберет представителя/представителей и способ презентации
- Презентация проекта — до 8 минут

Критерии оценивания

- Структура проекта
- Корректность научного содержания работы

- Актуальность содержания работы
- Используемые источники информации
- Соблюдение регламента времени презентации проекта

Примечание.

Подобно данному проекту, могут быть разработаны проекты на тему «Магия совершенных структур» (реальный профиль); «Тип химической связи – физические свойства – применение вещества» (гуманитарный профиль).

*3.5. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи

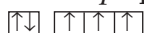
Все рассмотренные нами вещества с ковалентной связью были образованы по принципу: каждый атом дает один электрон на образование общей пары. Но возможен и другой способ образования общей пары электронов.

Вам известна реакция: $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$. Выясним, за счет чего молекула аммиака присоединяет ион водорода H^+ :

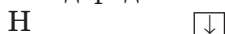


Рассмотрим образование иона аммония.

При образовании молекулы аммиака NH_3 атом азота $\text{N} (+7) 1s^2 2s^2 2p^3$ формирует три общие пары электронов



с тремя атомами водорода $\text{H} 1s^1$. Эти пары смещены к



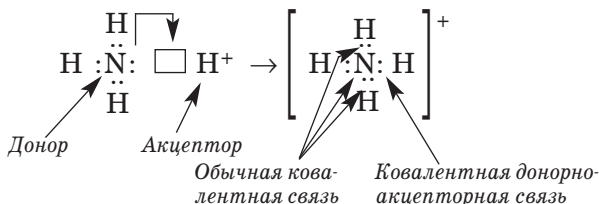
атому азота $\text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H}$.

При этом у атома азота остается неподеленная пара электронов. У иона водорода нет электронов,



осталась только свободная $1s$ -орбиталь: $\text{H}^+ \square$.

При сближении молекулы аммиака и иона водорода неподеленная пара атома азота занимает свободную орбиталь иона водорода и в результате образуется общая для азота и водорода пара электронов:



Объясните образование иона гидроксония в водных растворах кислот:





**Для получения вискозного волокна древесину растворяют в аммиачном растворе соли меди, содержащем комплексные ионы, образованные по донорно-акцепторному механизму.

Атом азота является донором электронов, а ион водорода — акцептором электронов.

Получилась новая частица NH_4^+ — ион аммония, в которой три связи — обычные ковалентные, а четвертая отличается только по способу образования — это *донорно-акцепторная* ковалентная связь. После того как эта связь образовалась, ее нельзя отличить от трех других ковалентных связей.

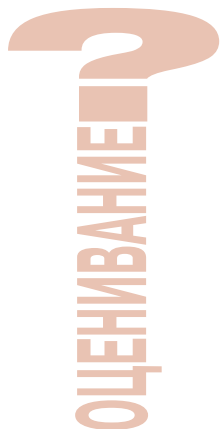
*1. Выбери выражения, характеризующие донорно-акцепторную связь:

- а) это один из механизмов образования общей электронной пары — ковалентной связи;
- б) у донора есть неподеленная пара электронов;
- в) у акцептора есть свободная орбиталь;
- г) донорно-акцепторная связь — это π -связь.

*2. Выбери выражения, которые характеризуют ион аммония:

- а) четыре полярных ковалентных связи;
- б) одна из связей — донорно-акцепторная;
- в) одна π -связь;
- г) четыре σ -связи.

*3. Составь упражнение по модели п. 2 для иона гидроксония H_3O^+ .



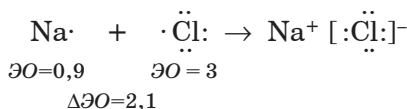
3.6. Ионная связь

3.6.1. Образование ионной связи

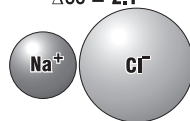
Дайте определение электроотрицательности.



Когда сближаются атомы с большим различием в электроотрицательности (больше двух), происходит *переход электрона* к атому с большим значением электроотрицательности (рис. 3.10). Например:



$$\begin{aligned} \text{ЭО}(\text{Cl}) &= 3,0 \\ \text{ЭО}(\text{Na}) &= 0,9 \\ \Delta\text{ЭО} &= 2,1 \end{aligned}$$



При этом образуются положительный ион Na^+ (катион) и отрицательный хлорид — ион Cl^- (анион). Эти ионы притягиваются друг к другу — образуется ионная связь.



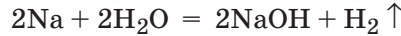
Положительный ион называется катионом.

Отрицательный ион называется анионом.

Связь, образованная за счет электростатического притяжения ионов с противоположными зарядами, называется ионной связью.

3.6.2. Свойства ионов и веществ с ионной связью

Свойства ионов отличаются от свойств атомов. Мы уже знаем, что металлический натрий, состоящий из атомов натрия, реагирует с водой с выделением тепла. Кусочек натрия, брошенный в воду, сразу же плавится за счет повышения температуры при реакции. Шарик жидкого натрия «бегаёт» по воде, подгоняемый газообразным водородом, который выделяется при этой реакции:



Предложите учителю продемонстрировать вам опыт.



Однако если бросить в воду кусочек поваренной соли, состоящей из ионов, то соль только растворится. Таким образом, свойства ионов натрия Na^+ отличаются от свойств атома натрия.

*Свойства ионов зависят от их электронного строения. На этом основании можно выделить три типа ионов:

1. Ионы с оболочкой инертного газа. Например:

Атомы	Ионы
Na))) 2ē 8ē 1ē	Na^+)) 2ē 8ē
K)))) 2ē 8ē 8ē 1ē	K^+))) 2ē 8ē 8ē
Mg))) 2ē 8ē 2ē	Mg^{2+})) 2ē 8ē
Ca)))) 2ē 8ē 8ē 2ē	Ca^{2+}))) 2ē 8ē 8ē
F)) 2ē 7ē	F^-)) 2ē 8ē
Cl))) 2ē 8ē 7ē	Cl^-))) 2ē 8ē 8ē
S))) 2ē 8ē 6ē	S^{2-}))) 2ē 8ē 8ē

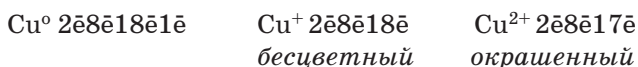
У этих ионов на внешнем уровне находится восемь электронов, как у инертных газов. Как правило, и катионы и анионы с оболочкой инертного газа бесцветны и образуют бесцветные (белые) вещества. Например, NaCl , KCl , CaCl_2 в твердом состоянии.

2. Ионы с законченной 18-электронной оболочкой. Это катионы *d*-металлов, например:



Эти катионы также бесцветны и с бесцветными анионами образуют бесцветные (белые) вещества. Например, $ZnCl_2$ в твердом состоянии — белого цвета.

3. Ионы с незаконченной 18-электронной оболочкой. Они, как правило, окрашены. Сравним ионы меди (I) и меди (II):



Ионы Cu^+ бесцветны, соединения одновалентной меди бесцветны, а соединения меди (II) окрашены.

Вам уже известно, что расплавы и растворы ионных веществ хорошо проводят электрический ток, при расплавлении и растворении в воде ионных кристаллов происходит высвобождение ионов.

Эти свойства ионных соединений имеют большое значение. Всё живое на Земле нуждается в «металлах жизни»: натрия, калия, кальция, магния, железе и в таких неметаллах, как азот и сера.

Эти элементы попадают в организм человека, животных, растений именно в виде ионов. Без ионов натрия и калия не могут полноценно функционировать клетки, ионы железа (II) нужны для образования молекул гемоглобина, а ионы магния — для хлорофилла.

Сравним свойства веществ с ковалентной и ионной связью. Как вы думаете, какие из веществ: фторид натрия NaF , фторид калия KF , фтороводород HF , фтор F_2 при обычных условиях находятся в твердом состоянии?

Для ответа будем опираться на закономерность.

По строению веществ можно предсказать их свойства и, наоборот, по свойствам веществ можно предсказать их строение.

В предложенных веществах осуществляются следующие химические связи:

Na^+F^- — ионная связь;

K^+F^- — ионная связь;

$H^{\delta+}F^{\delta-}$ — полярная ковалентная связь;

F_2^0 — неполярная ковалентная связь.

Наиболее прочной является ионная связь, потому что в кристаллах NaF и KF все частицы-ионы связаны друг с другом ионной связью. Между молекулами HF и между молекулами F_2 действуют слабые межмолекулярные силы. Следовательно, при обычных условиях в твердом виде должны существовать ионные фториды натрия и калия.



Вещества с ионной связью плавятся при очень высоких температурах. Можно ли расплавить поваренную соль на обычной домашней газовой горелке? Нет! Для этого нужно более сильное нагревание.

Калий необходим для хорошей работы сердца. О каком калии (атоме или ионе) здесь идет речь?

Посмотрите домашнюю аптечку: там обязательно есть соли натрия и калия. В этих солях ионы связаны чаще всего ионной связью с атомами кислорода остальной части вещества.

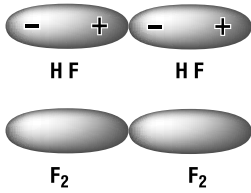


Рис. 3.13.
Взаимодействие между молекулами



Перевести фтороводород в жидкое и твердое состояние легче, чем фтор, потому что между полярными молекулами HF действуют ориентационные силы притяжения между диполями (рис. 3.13), которые больше, чем силы взаимодействия между неполярными молекулами фтора F₂. Наши предположения подтверждаются на опыте: температура плавления NaF равна (995 °C); HF (-83 °C); F₂ (-220 °C).

1. Для того чтобы человек почувствовал запах, надо, чтобы молекулы вещества попали в носовые пазухи.

Выберите выигрышный путь, который составляют вещества:

а) у которых нет запаха
в обычных условиях:

HCl	H ₂ O	NaCl
K ₂ SO ₄	CaCl ₂	SO ₂
KBr	I ₂	O ₃

б) у которых есть запах
в обычных условиях:

Cl ₂	H ₂ O	NaCl
KCl	NH ₃	HCl
SO ₃	CaBr ₂	I ₂

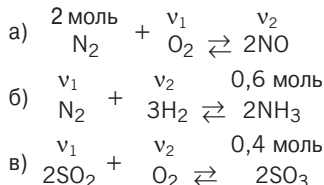
Объясните свой выбор на основе знаний о химической связи и о строении веществ.

2. Приведите конкретные примеры для установления причинно-следственной связи:

Строение атома	Тип химической связи	Тип кристаллической решетки	Физические свойства веществ
Причина —————> следствие			
Причина —————> следствие			
Причина —————> следствие			

1. Выбери правильные выражения, характеризующие ионную связь:
- образуется между атомами типичных металлов и типичных неметаллов;
 - образуется между атомами с разницей в электроотрицательности больше 2;
 - атом металла отдает электрон и получает отрицательный заряд;
 - атом неметалла присоединяет электрон и приобретает положительный заряд;
 - реализуется электростатическое притяжение ионов;
 - молекулы с ионной связью существуют только в парообразном состоянии вещества.
2. Выбери правильные выражения, характеризующие ионную кристаллическую решетку:
- в узлах решетки находятся ионы с противоположными зарядами;
 - образуется в веществах с ионной связью;
 - вещества имеют низкие температуры плавления;
 - чаще всего встречается в солях.
3. Выбери, в каких веществах формируется ионная связь:
- a) NaF б) CaCl₂ в) NH₃ г) N₂
 - a) KOH б) CH₄ в) K₂SO₄ г) CsCl
- Объясни образование ионной связи в одном из выбранных веществ.

4. Составь и реши задачи по следующим данным:



**5. Дополни таблицу:

Ионы	Цвет образуемых соединений
ионы с электронной оболочкой инертного газа	
ионы с завершённой 18-электронной оболочкой	
ионы с незавершённой 18-электронной оболочкой	

6. Дополни таблицу:

Вещество	Тип химической связи	Тип кристаллической решетки
F ₂		
HF		
NaF		

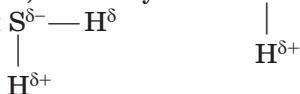
3.7 Водородная связь

Само название «водородная связь» говорит о том, что в образовании связей принимает участие атом водорода. Но какой это атом водорода?

Попробуем установить. Сравним свойства двух водородных соединений элементов главной подгруппы VI группы: кислорода и серы. Вода H₂O — это жидкость, кипящая при 100 °С, а сероводород H₂S — газ при обычной температуре. Но ведь мы уже знаем, что чем тяжелее молекула, тем труднее перевести вещество в газообразное состояние. Почему же более легкая вода (M_r = 18) — жидкость, а более тяжелый сероводород (M_r = 34) — газ?

Очевидно, что молекулы воды связаны друг с другом не обычными межмолекулярными силами, а какими-то другими, более прочными! Выясним, какими могут быть эти силы. Сравним электроотрицательность кислорода (ЭО = 3,5) и серы (ЭО = 2,5). У кислорода она больше, поэтому связи O^{δ-} — H^{δ+} более полярны, чем связи S^{δ-} — H^{δ+}

	ЭО
F	4,0
O	3,5
N	3,0
H	2,1



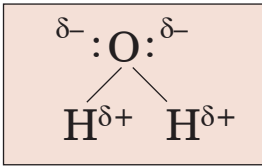


Рис. 3.14. Молекула воды может образовать четыре водородные связи с другими молекулами

Говорят, что в связи $O^{\delta-} - H^{\delta+}$ водород более поляризован, чем в связи $S^{\delta-} - H^{\delta+}$.

Сравним полярность связей во фтороводороде $H^{\delta+} - F^{\delta-}$ и хлороводороде $H^{\delta+} - Cl^{\delta-}$.

За счет большей электроотрицательности фтора ($\Delta O = 4,0$) водород оказывается более поляризованным во фтороводороде, чем в хлороводороде ($\Delta O(Cl) = 3$). Фтороводород легко сжижается при комнатной температуре $19,5^\circ C$, а хлороводород только при глубоком охлаждении до $-85^\circ C$.

Следовательно, между молекулами H_2O и молекулами HF возникают дополнительные прочные связи. Эти связи имеют электростатическую природу и образуются за счет того, что положительно поляризованный водород одной молекулы притягивается к отрицательно поляризованному атому кислорода или фтора другой молекулы (рис. 3.15):



Водородная связь графически обозначается тремя точками.

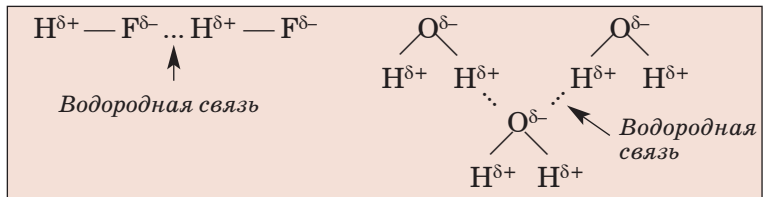
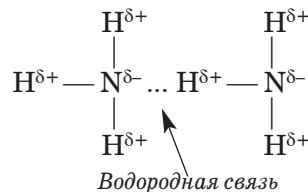


Рис. 3.15. Образование водородной связи

Мы ответили на свой вопрос о том, каким должен быть атом водорода. Атом водорода должен быть соединен с атомом элемента с высокой электроотрицательностью.

Образуются связи, которые называются водородными. Их изображают пунктиром из трех точек.

Еще один элемент способен образовывать водородные связи — это азот ($\Delta O = 3$). Между молекулами аммиака NH_3 также образуются водородные связи:



Аммиак легко сжижается и испаряется при температуре $-33^\circ C$, поэтому применяется в холодильных установках. Металлы не разрушаются при соприкосновении с жидким аммиаком.

Можно вывести определение водородной связи.

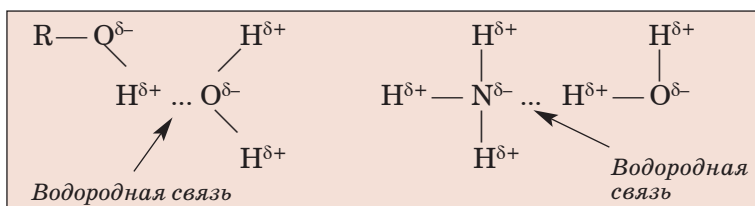


Рис. 3.16. Образование водородной связи при растворении веществ в воде

Связь между положительно поляризованным атомом водорода одной молекулы (или одной части молекулы) и отрицательно поляризованным атомом фтора, кислорода или азота другой молекулы (или другой части одной молекулы) называется водородной связью.

Таким образом, вода — жидкость, фтороводород и аммиак — легко сжижающиеся газы за счет образования межмолекулярных водородных связей.

Прочность водородной связи меньше, чем ковалентной, но достаточна, чтобы сильно изменить свойства веществ.

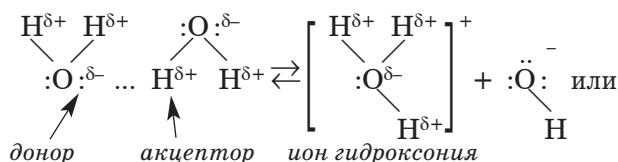
Образование водородной связи играет огромную роль в жизни. Вода — жидкость, в которой родилась и развивается жизнь на Земле. Вещества, содержащие связи $O^{\delta-} - H^{\delta+}$ и $N^{\delta-} - H^{\delta+}$, легко растворяются в воде, образуя с ней водородные связи, например спирт и аммиак (рис. 3.17; стр. 102).

Сложные молекулы белков содержат группы $N^{\delta-} - H^{\delta+}$ и $C^{\delta+} = O^{\delta-}$.

Спирально закрученные молекулы белков и двойные спирали ДНК сохраняют свою структуру именно за счет образования водородных связей между соседними витками спиралей $N^{\delta-} - H^{\delta+} \dots O^{\delta-} = C^{\delta+}$
(один виток) (соседний виток)

Здесь водородные связи являются внутримолекулярными.

**Водородная связь может переходить в донорно-акцепторную. В самой воде образуются ионы гидроксония:



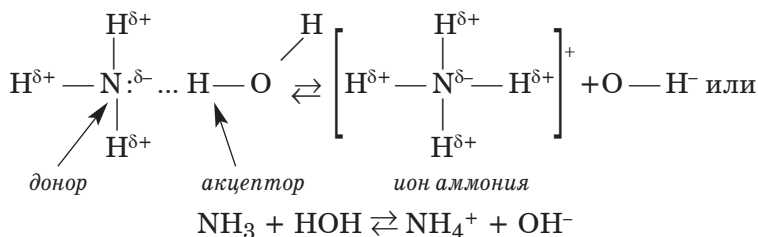
При растворении аммиака NH_3 в воде образуются ионы аммония:



Образование водородной связи очень важно для жизни. Вода — это жидкость, в которой зарождалась жизнь на Земле.



Таким образом, водородная связь может образовываться между молекулами одного вещества или разных веществ. Но главное условие ее возникновения общее: водород H должен быть связан с атомами F, O, N !



Игра: «Находим буквы и читаем предложение»

Приготовьте карточки с заданиями, если вы собираетесь играть в группе (28 карточек с номерами от 1 до 28).

Возьмите одну карточку, дайте правильный ответ, выраженный числом, и в таблице найдите букву, соответствующую этому числу. Впишите букву в квадратик с номером задания (карточки). Например, вопрос № 12 соответствует квадрату 12. Ответ: число нейтронов в атоме фтора равно 10. Число 10 соответствует буква «К». Вписываем букву «К» в квадратик 12.

Буква	м	я	у	к	о	й	щ	с	х	и	н	а	т	в	е	э
Ответ	3	7	8	10	12	13	16	35	1	2	5	4	6	17	9	14
	□ □ □ □	□ □ □	□ □ □ □	□ □ □ □	□ □ □ □	□ □ □ □	□ □ □ □	□ □ □ □	□ □ □ □	□ □ □ □	□ □ □ □	□ □ □ □	□ □ □ □	□ □ □ □	□ □ □ □	□ □ □ □
	1 2 3 4 5	— 6 7 8	9 10 11 12 13	14	15 16 17 18 19 20	21 22 23 24 25 26 27 28										

Задания

- Сколько σ -связей может образоваться между двумя атомами?
- Низшая степень окисления элементов VI группы.
- Число связей в молекуле азота.
- Число связей в молекуле кислорода.
- Номер группы элементов, чьи анионы легко образуют ионную связь.
- Атомная масса элемента, который образует молекулу простого вещества с двумя π -связями.
- Степень окисления серы в серной кислоте.
- Порядковый номер металла — центрального атома в молекуле хлорофилла.
- Степень окисления азота в азотной кислоте.
- Число валентных электронов у элемента II периода IV группы.
- Порядковый номер элемента с электронной конфигурацией внешнего уровня $2s^2 2p^4$.
- Число нейтронов в атоме фтора.
- Число водородных связей, которые может образовывать молекула воды.
- Порядковый номер элемента с электронной формулой $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
- Сколько электронов участвует в переходе $S^{+6} \rightarrow S^0$?
- Сколько σ -связей образует атом углерода в молекуле CH_4 .
- Порядковый номер элемента с электронной конфигурацией внешнего уровня $3s^2 3p^1$.
- Число внешних p -электронов у элемента № 9 (ПС).
- Значение степени окисления для одного элемента равно по величине, но разное по знаку.
- Заряд иона щелочных металлов.
- Порядковый номер элемента III периода, который может образовывать ионную связь, ковалентную полярную и неполярную.
- Число электронов на предпоследнем уровне у элемента № 21.
- Число нейтронов в атоме фосфора — 31.
- Сумма числа электронов в переходах $N^{-3} \rightarrow N^{+2}$ и $O_2^{-2} \rightarrow 2O^0$?
- Порядковый номер неметалла, который образует простое вещество, жидкое при обычных условиях.
- Номер группы элемента с числом протонов, равным 16.
- Порядковый номер элемента, образующего двухатомные молекулы простого вещества желто-зеленого цвета.
- Сколько энергетических уровней в атоме кальция?

Если игра будет проходить в парах, берите карточки по очереди, предварительно их перемешав. За каждый правильный ответ участник получает 1 балл. Желаем успеха!

Составьте свой вариант игры по этой модели.



1. Выбери правильные выражения, описывающие водородную связь:
 - а) образуется за счет электростатического притяжения между ионом водорода H^+ одной молекулы и атомом сильноэлектроотрицательного элемента другой молекулы;
 - б) приводит к ассоциации молекул;
 - в) слабее, чем ковалентная и ионная;
 - г) не приводит к увеличению растворимости веществ в воде;
 - д) приводит к уменьшению летучести веществ.
 Приведи примеры.
2. Укажи и объясни, при какой температуре полностью разрываются водородные связи в воде:
 - а) $0^\circ C$
 - б) $4^\circ C$
 - в) $100^\circ C$
 - г) $105^\circ C$
3. Объясни, в каких веществах образуется водородная связь:
 - а) смесь H_2 и O_2 жидких;
 - б) этиловый спирт C_2H_5OH ;
 - в) раствор этилового спирта в воде;
 - г) жидкий аммиак;
 - д) бензин (смесь углеводородов).
- **4. Выбери самую прочную из водородных связей:

а) $H^{\delta+} \text{---} Cl^{\delta-} \dots H^{\delta+}$	в) $H^{\delta+} \text{---} N^{\delta-} \dots H^{\delta+}$
б) $H^{\delta+} \text{---} O^{\delta-} \dots H^{\delta+}$	г) $H^{\delta+} \text{---} F^{\delta-} \dots H^{\delta+}$
- *5. Укажи, в каких рядах вещества расположены в порядке возрастания температуры кипения:

а) $Cl_2, Na, NaCl$	в) H_2O, HF, HCl
б) Br_2, Cl_2, F_2	г) CO_2, NH_3, H_2O
6. Этиловый спирт и вода смешиваются в любых пропорциях. Вычисли массовую долю этилового спирта в растворе, содержащем 200 г спирта и 300 г воды.
- *7. Вычисли массовую долю этилового спирта C_2H_5OH в растворе, полученном при смешивании 1 л этилового спирта с массовой долей 96 % (плотность $0,79 \text{ г/мл}$) и воды объемом $1,972 \text{ л}$.

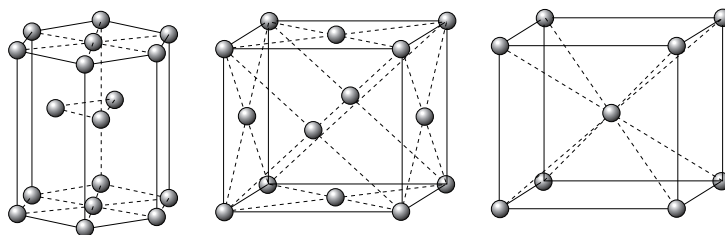
3.8. Металлическая связь

Все металлы, кроме ртути, — это твердые кристаллические вещества. В узлах кристаллических решеток располагаются атомы металлов. Некоторые атомы металлов легко теряют электроны и превращаются в ионы. Электроны образуют общую валентную зону. Они принадлежат всем ионам металла и связывают их между собой.

Сравните металлическую связь с ионной и ковалентной. Составьте схему.

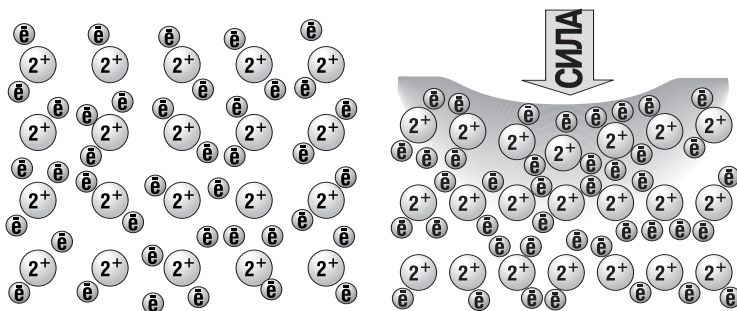
Связь, которая образуется между ионами металлов в кристаллической решетке и обобществленными электронами, называется металлической связью.

Рис. 3.17.
Кристаллические
решетки металлов



Кристаллические решетки металлов называются **металлическими** (рис. 3.17).

Рис. 3.18. Смещение слоев в кристаллической решетке металла при действии деформирующей силы



Благодаря такому строению металлы обладают высокой электрической проводимостью, теплопроводностью, пластичностью, ковкостью, металлическим блеском.

Ковкость и пластичность объясняется тем, что атомы и ионы металлов не связаны друг с другом и способны смещаться слоями под действием внешней силы (рис. 3.18), как бы «скользя» по электронной смазке. Поэтому металлы можно раскатывать в листы и вытягивать в проволоку.

Свободные электроны в решетке металла определяют природу тока. Электрический ток в металле — это направленное движение электронов.

Металлы — хорошие проводники электрического тока, самые лучшие из них медь, алюминий, серебро, золото.



Вещества с ковалентной связью, как правило, не проводят электрический ток.

Марафон знаний

**Сравним металлическую связь с ковалентной. Как это проявляется в электрической проводимости веществ?

Ковалентная связь за счет пары электронов фиксирована между атомами. Поэтому вещества с ковалентной связью не проводят электрический ток. Большинство из них — диэлектрики. Однако среди ковалентных веществ есть такие, которые могут проявлять электрическую проводимость, правда, значительно меньшую, чем у металлов. Их называют *полупроводниками*.

К полупроводникам относятся некоторые простые вещества, например кремний, германий, а также многие оксиды, сульфиды, селениды и т. д.

В полупроводнике под действием света и тепла часть электронов может высвободиться из прочных связей валентной зоны и образовать зону проводимости. Такая проводимость называется электронной. Например, в кристаллической решетке кремния, имеющего 4 внешних электрона, каждый атом связан с четырьмя другими общими парами электронов (рис. 3.19, а).

Часть этих пар может разорваться. Электроны высвобождаются и образуют зону проводимости. Но в результате отрыва электрона атом приобретает положительный заряд (рис. 3.19, б).

Говорят, что возле этого атома образовалась «дырка». На место этой «дырки» перескакивает электрон от соседнего атома и «дырка» образуется у того. Таким образом, «дырка» как бы заряжена положительно. При подключении тока электроны будут двигаться к положительному полюсу, а «дырки» образовываться («перемещаться») по направлению к отрицательному полюсу. Это собственная проводимость кремния: число высвободившихся электронов и число «дырок» равны (рис. 3.19).

Внося примеси в полупроводник, можно усилить либо электронную, либо «дырочную» проводимость.

Как вы думаете, атомы каких элементов надо добавить к кремнию, чтобы проводимость была преимущественно электронной? С большим или меньшим числом внешних валентных электронов? Вероятно, с большим.

Обсудим добавку фосфора — это элемент главной подгруппы пятой группы. У него на внешнем уровне пять электронов, а у кремния — четыре электрона.

В кристаллической решетке кремния появился атом с одним «лишним» электроном — это фосфор. Вот этот «лишний» электрон будет отрываться легче других и обеспечит электронную проводимость полупроводника — кремния (рис. 3.20).

Аналогично ведут себя атомы мышьяка.

Если добавить к чистому кремнию бор — элемент третьей группы, то у него окажется «свободное место» и электрон от атома кремния может «перескочить» к атому бора (рис. 3.21).

Образуется положительная «дырка», в которую перескакивает электрон от другого атома кремния и образуется новая «дырка» (рис. 3.21). Таким образом, проводимость становится преимущественно «дырочной». Следовательно, примеси элементов с большим числом внешних электронов (V группа), чем у кремния (IV группа), обеспечивают отрицательную электронную проводимость полупроводника (n-проводимость), а примеси элементов с меньшим числом внешних электронов (III группа), чем у кремния (IV группа), — дырочную позитивную проводимость (p-проводимость).

Металлы-проводники и полупроводники-неметаллы широко применяются в промышленности.

Рис. 3.20. Электронная проводимость

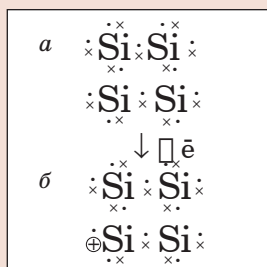


Рис. 3.19. Полупроводимость кремния — число «дырок» равно числу свободных электронов

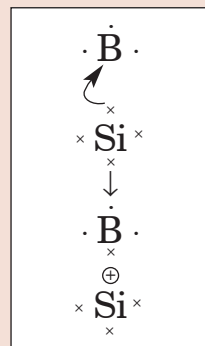
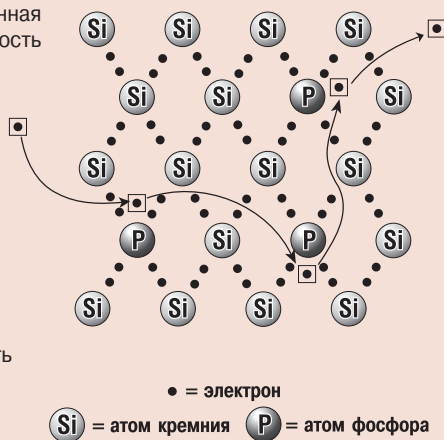


Рис. 3.21. «Дырочная» проводимость

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Выбери правильные выражения, описывающие металлическую связь:
 - а) образуется между атомами металлов и неметаллов;
 - б) образуется между атомами металлов и обобществленными электронами;
 - в) образуется благодаря перекрыванию двух электронных облаков;
 - г) определяет высокую электро- и теплопроводимость.
2. Назови типы связей, которые образуются между атомами:
 - а) металлов;
 - б) неметаллов;
 - в) металлов и неметаллов;
 - г) в сплавах металлов.
3. Электронная схема атома $2\bar{s}8\bar{e}1\bar{e}$. Какой тип связи образуется между этими атомами:
 - а) ковалентная полярная;
 - б) ковалентная неполярная;
 - в) ионная;
 - г) металлическая?
- *4. Назови тип связи, которая образуется между атомами с электронной формулой $1s^22s^22p^63s^23p^1$:
 - а) ионная;
 - б) ковалентная полярная;
 - в) ковалентная неполярная;
 - г) металлическая.
5. Дополни таблицу:

Тип химической связи	Примеры двух веществ	*Тип кристаллической решетки
Ковалентная неполярная связь		
Ковалентная полярная связь		
Ионная связь		
Металлическая связь		

6. Установи соответствие между порядковым номером вещества и буквой, указывающей тип химической связи в этом веществе.
 1. H_2SO_4 а) ковалентная неполярная
 2. Al б) ковалентная полярная
 3. Na_2O в) ионная
 4. O_2 г) металлическая
 5. KBr

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

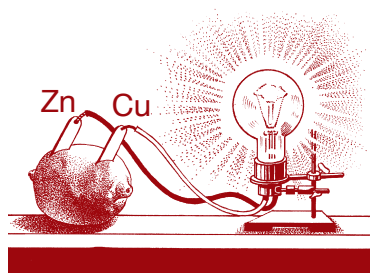
единицы обучения
«Состав и строение вещества»

*Атомная кристаллическая решетка	– решетка, в узлах которой располагаются атомы, связанные ковалентной связью. Вещества устойчивы, плавятся при высоких температурах (графит, алмаз).
Водородная связь	– связь, образованная благодаря притяжению положительно поляризованного атома водорода к атому с большой ЭО (F, O, N).
**Длина связи	– расстояние между центрами атомов.
*Донорно-акцепторная связь	– разновидность ковалентной связи, в которой один атом-донор дает пару электронов в общее пользование, а второй атом-акцептор предоставляет свободную орбиталь.
*Ионная кристаллическая решетка	– решетка, в узлах которой располагаются положительные и отрицательные ионы, связанные силами электростатического притяжения (ионная связь). Вещества плавятся при высоких температурах (например, NaCl).
Ковалентная связь	– связь, образованная за счет общей пары электронов.
*Ковалентная связь	– связь, которая образуется при перекрывании электронных облаков (орбиталей).
Ковалентная неполярная связь	– связь, образованная между атомами с одинаковой электроотрицательностью (H:H).
Ковалентная полярная связь	– связь, образованная между атомами с разной электроотрицательностью, причем общая пара смещается к атому с большей ЭО.
Кристаллическая решетка	– воображаемый каркас из линий, соединяющих частицы в кристалле.
*Линия связи	– воображаемая линия, соединяющая центры связанных атомов.
Металлическая связь	– связь, образованная ионами и атомами металла в его кристаллической решетке и обобществленными валентными электронами.
*Молекулярная кристаллическая решетка	– решетка, в узлах которой располагаются молекулы, связанные межмолекулярными силами. Вещества легко переходят в газообразное состояние (твердый CO ₂).
*π-связь	– связь, образованная при перекрывании электронных облаков вне линии связи, перпендикулярно к ней. Дополняет σ-связь.
*σ-связь	– связь, образованная при перекрывании электронных облаков вдоль линии связи.
Типы химической связи	– ковалентная, ионная, металлическая, водородная.
*Узлы кристаллической решетки	– точки пересечения воображаемых линий, образующих кристаллические решетки, в которых находятся частицы вещества (вершины, центры граней, ребер и т. д.).
Химическая связь	– связь между атомами в веществе, имеет электрическую природу.
Электроотрицательность (ЭО)	– способность атома оттягивать на себя общую пару электронов.
**Энергия связи	– энергия, необходимая для разрыва связи.

ТЕСТ СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ
по единице обучения
«Состав и строение вещества»

- I.** Проанализируй задания и обведи правильные ответы:
- 1.1. В каких молекулах связь ковалентная неполярная:
а) I_2 б) CO_2 в) K_2O г) H_2O д) O_2
- *1.2. В каком соединении образуется ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму:
а) KCl б) NH_4Cl в) CCl_4 г) CO_2
- *1.3. Как изменяется полярность связей в ряду:
А. $H_2O — H_2S — H_2Se — H_2Te$
Б. $PH_3 — H_2S — HCl$
а) не изменяется; б) возрастает; в) уменьшается.
- *1.4. Какие факторы определяют прочность химической связи:
а) число электронов на внешнем уровне;
б) перекрывание электронных облаков;
в) степени окисления атомов и заряды ионов.
- *1.5. Выбери правильный ответ.
В узлах металлической кристаллической решетки находятся:
а) атомы; в) атомы, ионы, электроны;
б) ионы; г) электроны.
- *1.6. Определи тип кристаллической решетки в веществе, которое обладает запахом, легкоплавко, не проводит электрический ток:
а) ионная; в) атомная;
б) молекулярная; г) металлическая.
- II.** Для вещества H_2O определи тип химических связей между атомами и покажи образование связей.
- III.** Приведи 2–3 примера веществ с молекулярной кристаллической решеткой.
- IV.** Для каких из веществ N_2 , HF , LiF правильны выражения:
а) между атомами существует неполярная ковалентная связь;
б) в молекуле есть тройная связь;
в) между атомами образуется ковалентная полярная связь;
г) между молекулами образуются водородные связи;
д) обладает ионной кристаллической решеткой;
е) водный раствор вещества проявляет кислотные свойства.
- V.** Установи соответствие между порядковым номером вещества и буквой, указывающей тип химической связи в этом веществе.
- | | |
|----------------|---------------------------|
| 1. NH_3 (ж.) | а) ковалентная неполярная |
| 2. Fe | б) ковалентная полярная |
| 3. H_2 | в) ионная |
| 4. NaI | г) металлическая |
| 5. CaO | д) водородная. |
- VI.** Вычисли массу вещества, полученного при взаимодействии водорода с хлором объемом 11,2 л (н. у.). Определи тип химической связи в этом веществе, назови его.

(4) Химические реакции — превращения веществ



После изучения этой единицы обучения ты будешь способен/способна:

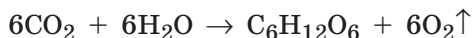
- объяснять и оперировать понятиями, относящимися к химическим реакциям, *окислительно-восстановительным процессам, *электронному балансу, процессу коррозии металлов, методам защиты от коррозии;
- моделировать химические реакции различных типов с помощью химических уравнений и выявлять характеристики, определяющие их тип;
- *разрабатывать и применять алгоритм уравнивания окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса;
- идентифицировать химические реакции, применяемые в повседневной деятельности, и объяснять их химическую суть;
- применять алгоритмы решения расчетных задач, связанные с последовательными превращениями веществ;
- экспериментально исследовать реакции разных типов, влияние реакционной среды на процесс коррозии металлов;
- формулировать собственные выводы о пользе/негативном эффекте химических реакций.

4.1. Превращения веществ — химическая сущность процессов, происходящих в окружающей среде и в организме

Еще около 4000 лет назад древние египтяне владели необходимыми технологиями, которые позднее легли в основу различных разделов химии: брожение вина и пива, создание пигментов для косметических препаратов, экстракция некоторых веществ из растений для их применения в качестве лекарств или парфюмерии, получение стекла и бронзы и так далее.

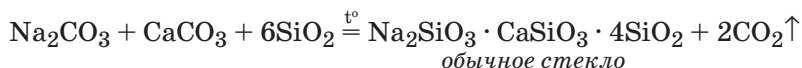
Химия доказывает свое присутствие повсеместно, не только в лаборатории. Вещества постоянно взаимодействуют с образованием новых продуктов в процессах, называемых *химическими реакциями*. Горение древесины, ржавление железа, скисание молока и т. д. — это химические процессы, которые известны всем.

Со многими наиболее важными химическими реакциями мы сталкиваемся в окружающей среде и среди них прежде всего стоит упомянуть *фотосинтез* — процесс, по которому растения «производят» глюкозу и кислород под действием солнечного света из углекислого газа и воды:



Химия вносит существенный вклад в повышение качества жизни, разрабатывая выгодные условия для производства различных материалов: продуктов питания, удобрений, топлива и др.

Например, следующую реакцию применяют в производстве обычного стекла:



Химические реакции, происходящие в живых организмах, изучает биохимия, которая предоставляет необходимые знания для определения состояния здоровья людей и затем — для успешного лечения некоторых заболеваний. Самыми сильными препаратами являются антибиотики, которые применяют при лечении инфекционных заболеваний, вызванных бактериями.

Продукты питания нужны людям в качестве «топлива», чтобы обеспечить движение мышц и поддерживать температуру тела в пределах необходимой нормы. А что происходит, когда мы едим фрукты? Вам наверняка известно, что содержащийся в них сахар реагирует с кислородом внутри нашего организма, образуя углекислый газ CO_2 и воду!

В живых организмах происходят многочисленные и разнообразные превращения с участием сложных молекул, но могут иметь место и процессы их распада на более простые молекулы.

Важно изучать все эти химические реакции, оказывающие благоприятное воздействие на окружающую среду и живые организмы, чтобы наиболее эффективно использовать их в нашей жизни.

В то же время, существуют химические реакции и с отрицательными эффектами, поэтому нам необходимо знать, как избежать их воздействия на нас и на окружающий мир.

В последнее время всё более ощутимым становится влияние кислотных дождей. Они обусловлены присутствием в атмосфере оксидов серы и азота (SO_2 и NO_2), которые, взаимодействуя с водяными парами, превращаются в очень опасные кислоты — серную и азотную. Кислотные дожди поражают растения и убивают животных, разрушают памятники архитектуры мирового значения. Следовательно, необходимо как можно скорее найти способы смягчения последствий выбросов в атмосферу вредных газов в процессе производства различных материалов и разработать эффективные технологии с минимальным уровнем воздействия на окружающую среду.

1. Перечисли несколько химических реакций, которые мы можем наблюдать в наших домах. Опиши их.
2. Перечисли несколько химических реакций, которые мы можем наблюдать в окружающей среде, и опиши их.
3. Что такое «смог» и как он влияет на живые организмы?
4. Как можно снизить повышенную кислотность желудка? Напиши уравнение соответствующей реакции.



Проект

Химические реакции в основе деятельности человека

Аргумент

Известно множество химических реакций разных типов, и каждая из них оказывает определенное воздействие на деятельность человека. Например, с помощью одних химических реакций получают различные косметические продукты, другие реакции используют в производстве напитков, строительстве и т. д.

Сформируйте группу из 2–3 одноклассников и выполните проект по предложенной теме. Внимательно прочитайте опорные направления темы:

Тематические ориентиры

- Типы химических реакций
- Выявление конкретных примеров для каждого типа химической реакции в повседневной жизни
- Важность каждого типа химических реакций в повседневной деятельности

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Коллажи
- Реферат/Эссе

Представление

- Каждая группа выберет представителя/представителей и способ презентации
- Презентация проекта — до 8 минут

Критерии оценивания

- Структура проекта;
- Корректность научного содержания работы
- Актуальность содержания работы
- Используемые источники информации
- Соблюдение времени представления проекта

***4.2. Сущность окислительно-восстановительных реакций. Типы химических реакций**

Вы уже встречались с такими понятиями, как *степень окисления, окислитель, восстановитель*, а также знакомы с классификацией химических реакций. Анализируя химические реакции разных типов, можно заметить, что существуют реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, в то время как в других реакциях этого не происходит. Рассмотрим основные типы химических реакций (соединения, разложения, замещения, обмена) с точки зрения окислительно-восстановительных процессов.

Прежде всего необходимо дать определения основным понятиям, относящимся к окислительно-восстановительным реакциям, таким как степень окисления, окислитель, восстановитель, и рассмотреть способ вычисления степени окисления.

Важнейшим понятием в них является степень окисления.

В простых веществах степень окисления элементов равна нулю.

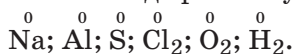


Степень окисления — это формальный заряд, который приходится на один атом элемента в соединении, если допустить, что все связи — ионные.

В ионном соединении хлориде натрия NaCl степени окисления равны соответственно $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}}$, здесь заряды ионов близки к степени окисления.

В полярно-ковалентном соединении хлороводороде $\overset{\delta+}{\text{H}}\overset{\delta-}{\text{Cl}}$ мы допускаем, что произошел полный переход электрона от водорода к хлору и получились целые

степени окисления HCl. У элементов в простых веществах степень окисления всегда равна нулю:



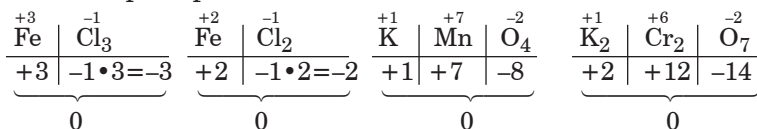
В соединениях элементы могут проявлять *постоянную* и *переменную* валентность, и степень окисления.

Постоянная степень окисления у элементов:

$\overset{+1}{\text{Na}}; \overset{+1}{\text{K}}; \overset{+2}{\text{Ca}}; \overset{+2}{\text{Mg}}; \overset{+2}{\text{Zn}}; \overset{+3}{\text{Al}}; \overset{-2}{\text{O}}$ (кроме $\text{OF}_2, \text{H}_2\text{O}_2$), $\overset{+1}{\text{H}}$ (кроме гидридов $\overset{+1}{\text{NaH}}$) и т. д.

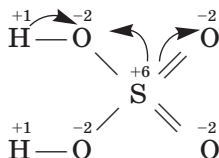
Переменную степень окисления вычисляют по правилу: *алгебраическая сумма зарядов всех атомов в соединении должна быть равна нулю.*

Например:



****Можно вычислять степень окисления по химическим связям в структурной формуле.** При этом считают, что по неполярной связи между одинаковыми атомами на каждом атоме остается заряд, равный нулю, а по полярной — происходит переход электрона к более электроотрицательному атому.

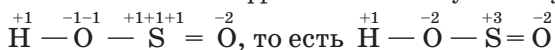
Например:



По каждой связи H—O на атоме кислорода образуется заряд -1 , а на атоме водорода $+1$.

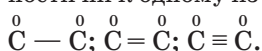
По каждой связи S—O на атоме кислорода образуется заряд -1 , а на атоме серы $+1$.

В итоге в этом фрагменте молекулы получается



Аналогичный расчет по второй части молекулы приводит к общему заряду на атоме серы равному $+6$.

В органических соединениях по неполярным связям C—C; C=C; C≡C заряд на каждом атоме углерода равен нулю, так как это одинаковые атомы и нет смещения электронной плотности ни к одному из них:



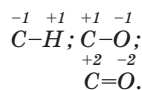
Заряды по связям C—H равны $\overset{-1}{\text{C}} - \overset{+1}{\text{H}}$, так как электроотрицательность углерода больше по связям C—O равны $\overset{+1}{\text{C}} - \overset{-1}{\text{O}}$, а по

Какие элементы являются опорными для вычисления переменных CO?

****Сравните два способа вычисления степеней окисления.**

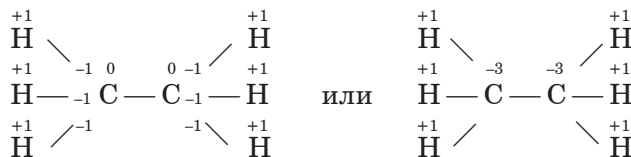


В органических веществах с ковалентными неполярными связями C—C; C=C; C≡C заряд каждого атома углерода равен нулю. В случае связей C—H; C—O; C=O заряды равны, соответственно:



двойным связям $C=O$ равны $\overset{+2}{C}=\overset{-2}{O}$, так как электроотрицательность кислорода больше, чем углерода.

В соединениях заряды на каждом атоме суммируются:



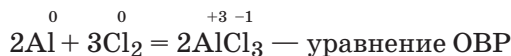
Какое еще можно
дать определение
ОВР?

Окислительно-восстановительными называются такие реакции, при которых происходит переход электронов от одних атомов к другим атомам.

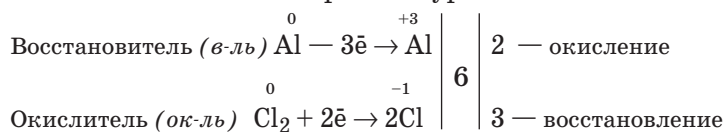
Главный признак окислительно-восстановительных реакций — это *изменение степени окисления* элементов в результате реакции.

Рассмотрим основные типы реакций с точки зрения окислительно-восстановительных процессов.

Например, реакция соединения алюминия с хлором:



Электронные уравнения:

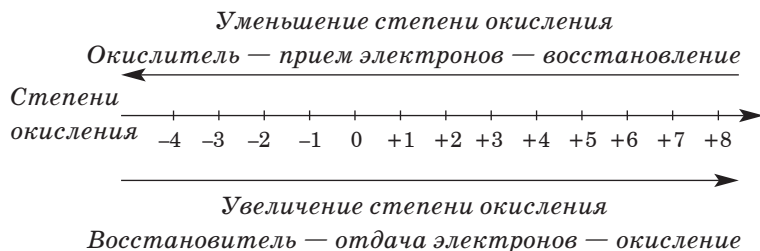


Сравните
окислитель и
восстановитель,
окисление и
восстановление.

Таким образом, *сущность окислительно-восстановительной реакции состоит в переходе электронов от одних атомов к другим. При этом число отданных и принятых электронов должно быть равно. То есть должен устанавливаться электронный баланс в системе окислитель-восстановитель.*

В нашем примере — это 6 электронов, которые отдают два атома алюминия ($2Al$) и принимают шесть атомов хлора ($3Cl_2$).

Для определения числа электронов при электронном переходе удобно пользоваться числовой осью.



Почему на числовой
оси степеней окис-
ления слева только
-4, а справа +8?

Число электронов, отданных в процессе реакции, должно быть равно числу принятых электронов.

Окислитель — это атом, принимающий электроны, сам он восстанавливается и понижает свою степень окисления.

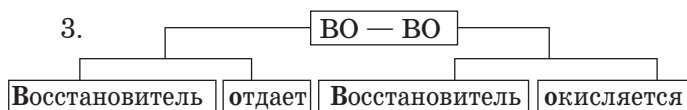
Восстановитель — это атом, отдающий электроны, сам он окисляется и повышает свою степень окисления.

Чтобы не путать эти понятия при применении, можно выбрать одно из правил:

1. Окислитель — «грабитель» — всегда забирает электроны себе!

2. Отдал — окислился — сам восстановитель!

3.



Только окислителями могут быть элементы в **высшей** степени окисления:



Только восстановителями могут служить элементы в **низшей** степени окисления:



Окислителями и **восстановителями** могут служить элементы в промежуточных степенях окисления, например $\overset{+4}{\text{SO}_2}$.

Рассмотрим, как проявляются свойства, на примере различных соединений серы.

Сера проявляет несколько разных степеней окисления:



Окислитель — это атом, принимающий электроны, сам он восстанавливается и понижает свою степень окисления.
Восстановитель — это атом, отдающий электроны, сам он окисляется и повышает свою степень окисления.



Придумайте свое правило для запоминания!



Элементы в высшей степени окисления могут быть только окислителями.
Элементы в низшей степени окисления могут быть только восстановителями.
Элементы в промежуточных степенях окисления могут быть и окислителями, и восстановителями.

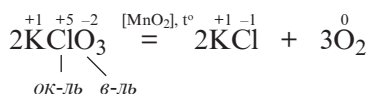
№. Элемент	Строение электронной оболочки	Свойства
1. $\overset{0}{\text{S}} \text{ (+16)}$	2ē 8ē 6ē	<p>Сера в реакциях соединения:</p> <p>а) Может отдавать до 8ē предыдущего уровня и служить восстановителем:</p> $\overset{0}{\text{S}} + \overset{0}{\text{O}_2} = \overset{+4-2}{\text{SO}_2}$ <p>-4ē +4ē В-ль ОК-ль</p> <p>б) Может принимать электроны до 8ē на внешнем уровне и служить окислителем:</p> $\overset{0}{\text{H}_2} + \overset{0}{\text{S}} = \overset{+1-2}{\text{H}_2\text{S}}$ <p>-2ē +2ē В-ль ОК-ль</p>

Сравните свойства элементов в разных степенях окисления.

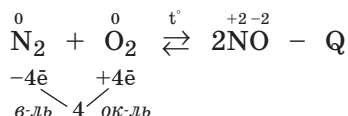


2.	$\overset{-2}{\text{S}} \text{ (+16)}$	2ē 8ē 8ē	Принимать не может, так как на внешнем уровне комплект 8ē, значит, <i>только отдает</i> — <i>только восстановитель</i> : $\overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{S}} + \overset{0}{3\text{O}_2} = \overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{O}} + \overset{+4-2}{2\text{SO}_2}$ $\begin{array}{l} -6\text{ē} \quad +4\text{ē} \\ \text{в-ль} \quad \text{ок-ль} \end{array}$
3.	$\overset{+4}{\text{S}} \text{ (+16)}$	2ē 8ē 2ē	а) Может <i>отдавать</i> электроны и быть <i>восстановителем</i> : $\overset{+4-2}{2\text{SO}_2} + \overset{0}{\text{O}_2} = \overset{+6-2}{2\text{SO}_3}$ $\begin{array}{l} -2\text{ē} \quad +4\text{ē} \\ \text{в-ль} \quad \text{ок-ль} \end{array}$ б) Может <i>принимать</i> электроны и быть окислителем: $\overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{S}} + \overset{+4-2}{\text{SO}_2} = \overset{0}{3\text{S}} + \overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{O}}$ $\begin{array}{l} -2\text{ē} \quad +4\text{ē} \\ \text{в-ль} \quad \text{ок-ль} \end{array}$
4.	$\overset{+6}{\text{S}} \text{ (+16)}$	2ē 8ē 0ē	4. Отдавать нечего, наружным становится предыдущий завершённый уровень из 8 электронов. Значит, может <i>только принимать</i> — <i>только окислитель</i> : $\overset{+1+6-2}{2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.})} + \overset{0}{\text{Cu}} = \overset{+2+6-2}{\text{CuSO}_4} + \overset{+4-2}{\text{SO}_2\uparrow} + \overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{O}}$ $\begin{array}{l} \text{ок-ль } \overset{+6}{\text{S}} + 2\text{ē} \rightarrow \overset{+4}{\text{S}} \\ \text{в-ль } \overset{0}{\text{Cu}} - 2\text{ē} \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}} \end{array} \left \begin{array}{l} 1 \\ 2 \\ 1 \end{array} \right. \begin{array}{l} \text{восстановление} \\ \\ \text{окисление} \end{array}$

В качестве *реакции разложения* рассмотрим получение кислорода из хлората калия:

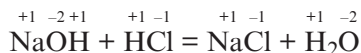


Окислительно-восстановительные реакции протекают чаще всего с выделением тепла (экзотермически). Окисление в живых организмах жиров, углеводов, белков служит источником энергии для всех процессов жизнедеятельности. Но есть и эндотермические реакции, идущие с поглощением тепла:



По этой реакции связывается атмосферный азот. Это играет важную роль в усвоении азота растениями.

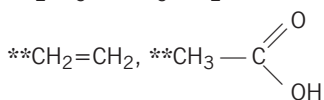
Проанализируем также реакцию обмена между гидроксидом натрия и соляной кислотой:



Как видно, ни один элемент не изменил степень окисления, следовательно, эта реакция (как и другие реакции обмена) — не окислительно-восстановительная.

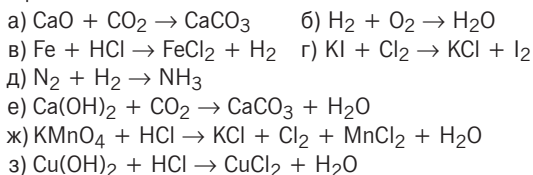
На основании представленного материала и таблицы 5 Приложения (стр. 275) сформулируйте выводы о том, относятся ли к окислительно-восстановительным процессам реакции разных типов (соединения, разложения, замещения и обмена) в зависимости от возможностей перехода электронов в ходе реакции, и, как следствие, изменения степени окисления элементов.

- *1. Дай определение понятию «степень окисления». Приведи примеры. Сравни способность элементов проявлять различные степени окисления в веществах: H_2 , H_2O , Fe , P , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2SO_3 , $\text{**CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$,



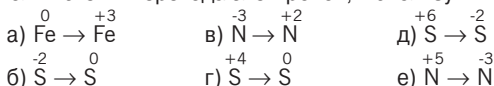
- *2. Дай определение понятиям «окисление», «восстановление», «окислительно-восстановительная реакция». Приведи примеры.
- *3. Как изменяется степень окисления атомов элементов при:
а) восстановлении; б) окислении:
1) понижается; 3) повышается;
2) не изменяется; 4) может как повышаться, так и понижаться?
- *4. Укажи главный отличительный признак окислительно-восстановительной реакции:
а) соединение веществ; в) изменение степени окисления элементов;
б) разложение веществ; г) переход электронов.

- *5. Из следующих схем выбери окислительно-восстановительные реакции:



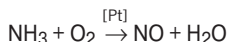
Уравняй реакции.

- *6. Дополни схемы перехода электронов, используя числовую ось:



ОЦЕНИВАНИЕ

- *7. Объясни, почему степени окисления, указанные на числовой оси слева от нуля, заканчиваются величиной -4 , а справа $+8$?
- *8. Вычисли объем кислорода (н. у.), который образуется при нагревании перманганата калия KMnO_4 массой $15,8$ г. Укажи окислитель и восстановитель в этой реакции.
- *9. Вычисли объем оксида азота (II), который получится при полном окислении кислородом аммиака объемом 448 л (н. у.) при нагревании в присутствии платины.



*4.3. Метод электронного баланса

Окислительно-восстановительные реакции могут протекать между твердыми веществами в расплаве, между твердыми веществами и растворами электролитов, с участием газов, а также в растворах электролитов.

Принято записывать уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих в расплавах, а также с участием концентрированных растворов кислот и щелочей в молекулярной форме, а реакций, идущих в растворах электролитов, — в виде ионных уравнений.

Для подбора коэффициентов и составления уравнений окислительно-восстановительных реакций применяют различные методы.

Рассмотрим метод электронного баланса для молекулярных уравнений.

Все уравнения реакций, указанные выше в параграфе 4.2, составлены с помощью этого метода.

Рассмотрим алгоритм этого метода для более сложного случая, когда кроме элементов, меняющих степень окисления, в уравнении есть другие элементы.

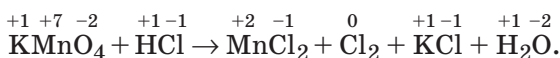
Пример 1. Реакция получения хлора в лаборатории при взаимодействии твердого перманганата калия и концентрированной соляной кислоты.

Порядок действий:

1. Запишем схему реакции:

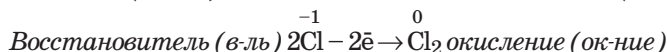
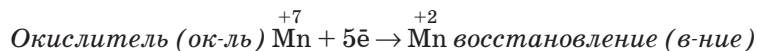


2. Вычислим степени окисления всех элементов, сравним их до и после реакции, выберем и подчеркнем те элементы, которые изменили степень окисления:

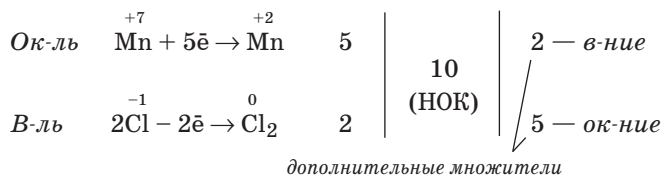


Электронный баланс — это равенство между числом «отданных» и «принятых» электронов.

3. Составим электронные уравнения, укажем окислитель и восстановитель, окисление и восстановление, учтем индексы при элементах:



4. Установим электронный баланс. Для этого найдем наименьшее общее кратное (НОК) для числа отданных и принятых электронов. Это и будет балансовое число электронов. Затем найдем дополнительные множители к каждому электронному уравнению, разделив НОК на число электронов:



5. Перенесем основные коэффициенты в уравнение, умножив предварительно каждое электронное уравнение на его множитель:



Обратим внимание на то, что слева Cl^{-1} встречается один раз в HCl , а справа несколько раз. Следовательно, коэффициент 10 перед HCl не окончательный:



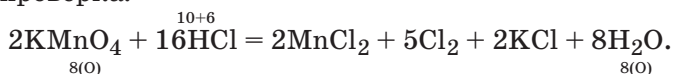
6. Найдем обычные коэффициенты. Уравняем:

а) металл (который не участвовал в ОВР), здесь — это калий;

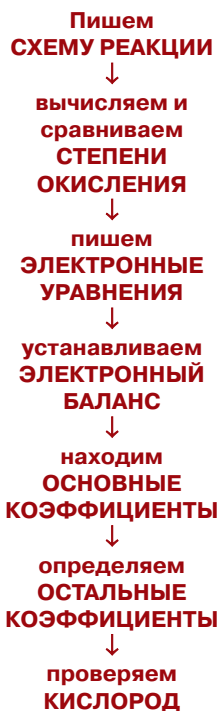
б) кислотные остатки (кроме Cl_2), здесь их 6. Добавим 6 к 10 перед HCl слева;

в) по водороду найдем место и количество воды (воду можно не писать — ее легко вычислить). Слева 16 (H), значит, справа требуется $8\text{H}_2\text{O}$.

7. Подсчитываем атомы кислорода слева и справа — это проверка!



Если реакция протекает в растворе между электролитами, то составляют молекулярное уравнение и на его основе — полное и сокращенное ионное.



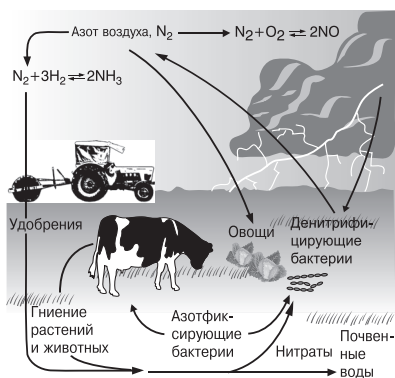


Рис. 4.1. Круговорот азота в природе

Марафон знаний

Вокруг нас и в нас самих происходит огромное число окислительно-восстановительных реакций: окисление глюкозы в тканях нашего тела, фотосинтез в листьях растений, горение газа в газовой плите, приготовление пищи, отбеливание белья, зажигание спички, промывание раны пероксидом водорода, обновление старых картин, дезинфекция с помощью хлорной извести, круговорот элементов в природе.

На рисунке 4.1 представлен круговорот азота в природе. Попробуйте выяснить, какие окислительно-восстановительные реакции при этом происходят. Вернитесь к этой схеме после изучения особенностей азотной кислоты и главы «Неметаллы».

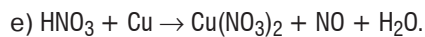
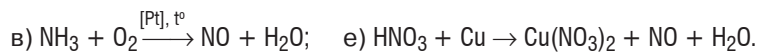
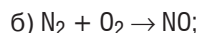
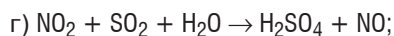
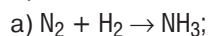


Проанализируйте схемы реакций, приведенных ниже.

Составьте электронные уравнения.

Укажите окислитель и восстановитель.

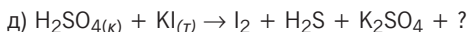
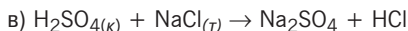
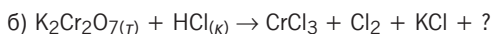
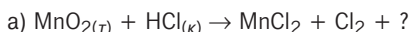
Сравните свойства азота в разных степенях окисления.



Установите коэффициенты методом электронного баланса (см. § 4.3).

*1. Уравняй методом электронного баланса ОВР в упражнении 5 (стр. 115).

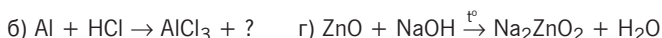
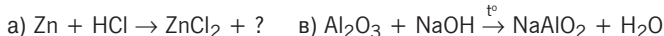
*2. Выбери окислительно-восстановительные реакции. Закончи молекулярные уравнения, подбери коэффициенты, укажи окислитель и восстановитель:



*3. Какие из реакций являются окислительно-восстановительными?

Закончи и уравняй реакции, укажи окислитель и восстановитель.

Определи типы реакций.



*4. Методом электронного баланса составь уравнения реакций, происходящих при горении термитной смеси $Al + Fe_3O_4$. Вычисли массу железа, если масса алюминия 54 г.

2. Чем раньше (левее) расположен металл в ряду напряжений, тем сильнее восстановительные свойства атома и химическая активность металла. Самый сильный восстановитель — литий.

3. Чем правее стоит металл в этом ряду, тем сильнее окислительные свойства иона металла. Самый сильный окислитель — ион Au^{3+} .

4. Водород из разбавленных кислот вытесняется металлами, стоящими до него в ряду напряжений.

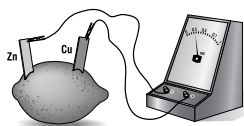


Рис. 4.2. Гальванический элемент



Марафон знаний

**В XIX веке один английский часовщик сделал гальванический элемент из лимона и двух пластинок — медной и цинковой (рис. 4.2.). Электрический ток из этого источника питал моторчик, который вращал вывеску в его мастерской. Как возникает ток? Поищи ответ.

*1. Объясни на основе ряда напряжений, какие из реакций осуществимы:

- а) $\text{Zn} + \text{NaCl}_{(p-p)}$; в) $\text{Zn} + \text{CuSO}_{4(p-p)}$; д) $\text{Zn} + \text{SnCl}_{2(p-p)}$;
 б) $\text{Zn} + \text{MgCl}_{2(p-p)}$; г) $\text{Zn} + \text{FeCl}_{2(p-p)}$; е) $\text{Zn} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_{2(p-p)}$.

Составь электронные и ионные уравнения реакций, укажи окислитель и восстановитель, назови процессы.

*2. Медная пластинка массой 10 г была погружена в раствор нитрата серебра, затем промыта, высушена и взвешена. Масса пластинки стала равной 14,4 г. Какова масса металла, выделившегося на пластинке?

*3. При погружении железной пластинки в раствор сульфата меди ее масса через какое-то время увеличилась на:

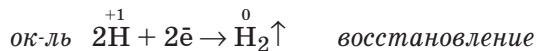
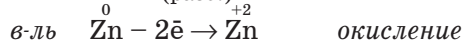
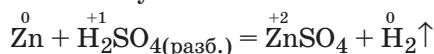
- а) 0,8 г б) 16 г в) 8 г г) 1,6 г.

Вычисли для каждого случая массу железа и массу меди, участвующих в реакции.

*4. Составь задачу по образцу задачи 2.

*4.5. Окислительно-восстановительные реакции: особенности взаимодействия металлов с концентрированной серной кислотой

При проявлении кислотами общих свойств окислителем выступает ион H^+ кислоты:



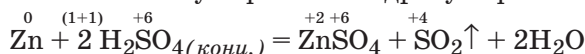
Исключение составляют азотная кислота любой концентрации и концентрированная серная.

ОЦЕНИВАНИЕ?

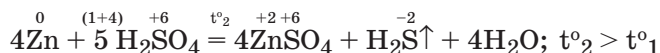
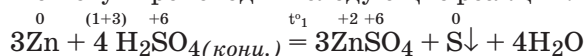
Рассмотрим взаимодействие металлов с концентрированной серной кислотой.

В молекуле серной кислоты сера имеет высшую степень окисления +6 и может только принимать электроны, играть роль только окислителя. При этом S может превращаться в S (SO₂), S, S (H₂S) в зависимости от активности металла и температуры реакции.

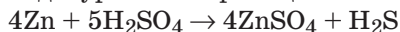
Активный металл Zn при обычных условиях, а малоактивный металл Cu при нагревании восстанавливают серную концентрированную кислоту до оксида серы (IV). Металл при этом в конечном итоге превращается в соль — сульфат или гидросульфат:



**При нагревании в пробирке с активным металлом дальше могут происходить следующие реакции:



Можно попасть в такую ситуацию: то, что получается H₂S — помню, а получится ли вода — сомневаюсь! Ничего страшного. Место и количество воды вычисляется по водороду. Без воды уравнение реакции:

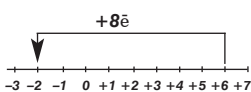
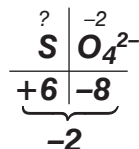
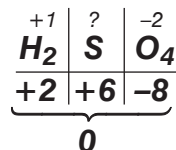


слева содержит 10H(5H₂SO₄), а справа — только 2H (из H₂S). Следовательно, справа не хватает 8 атомов водорода (10-2), что составит 4H₂O. Дописываем в правой части:



Аналогично можно рассуждать и в реакции цинка с очень разбавленной азотной кислотой, когда образуется NH₄NO₃ (см. далее).

Таким образом, при реакции концентрированной серной кислоты с металлами водород не выделяется.



При реакциях концентрированной серной кислоты с металлами водород не выделяется.

Интересная и очень важная особенность концентрированных азотной и серной кислот окислять металлы до оксидов при обычных условиях. При этом на таких металлах, как алюминий, железо и др. образуется довольно прочная пленка оксида, защищающая эти металлы от дальнейшего взаимодействия. Поэтому концентрированную азотную и серную кислоты можно перевозить в алюминиевой и железной таре.

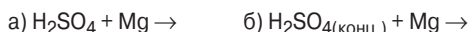


Марафон знаний

Познаем мир глубже!

Попроси разрешения у учителя и под его руководством проведи опыт взаимодействия меди с концентрированной серной кислотой. Медную проволоку предварительно очисти от защитного покрытия. Что наблюдается без нагревания на поверхности меди? Какие изменения происходят при нагревании? Составь два последовательных уравнения реакции взаимодействия меди с концентрированной серной кислотой. Каким будет суммарное уравнение? Покажи и объясни опыт своим одноклассникам.

*1. Допиши схемы реакций и уравняй их:



*2. При нагревании в пробирке цинка с концентрированной серной кислотой был получен газ объемом 33,6 л (н. у.).

Вычисли массу цинка, вступившего в реакцию.

*3. Составь уравнения реакций к следующим схемам превращений:

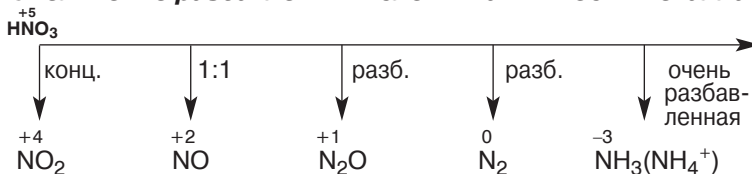


*4.6. Окислительно-восстановительные реакции: особенности взаимодействия металлов с азотной кислотой

Ранее мы установили, что при взаимодействии азотной кислоты с металлами водород не выделяется. Выяснили, какие газы или другие соединения образуются в результате реакций металлов с азотной кислотой любой концентрации.

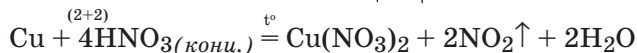
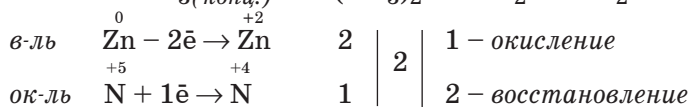
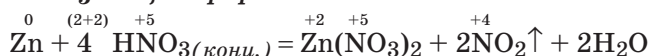
В азотной кислоте азот имеет высшую степень окисления +5 и может только принимать электроны, восстанавливаясь до более низких степеней окисления в зависимости от разбавления кислоты и активности металла:

Увеличение разбавления кислоты и активности металла

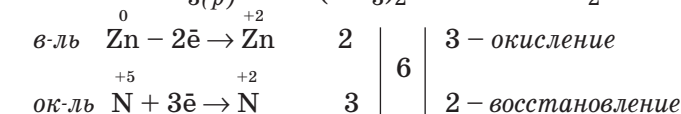
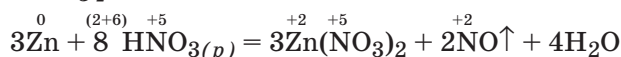


В реакция взаимодействия азотной кислоты с металлами не выделяется водород.

Для активных металлов чем больше разбавление, тем ниже степень окисления азота в продукте реакции, причем реакции идут при обычной температуре. При реакции малоактивных металлов требуется нагревание, и в случае концентрированной азотной кислоты образуется оксид азота (IV) NO_2 , а в случае разбавленной — оксид азота (II) NO . Металл в конечном итоге превращается в нитрат, а водород связывается в воду. Составим уравнения реакций:

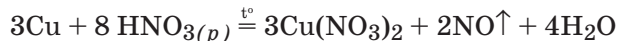
 HNO_3 концентрированная

Электронный баланс одинаков для обоих случаев.

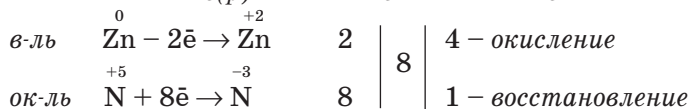
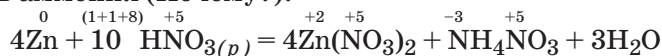
 HNO_3 разбавленная

Две молекулы 2HNO_3 окисляют цинк, а шесть молекул 6HNO_3 идут на образование соли $3\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, поэтому суммарный коэффициент перед HNO_3 равен 8 (8HNO_3). Восемь атомов водорода образуют с кислородом четыре молекулы воды ($4\text{H}_2\text{O}$).

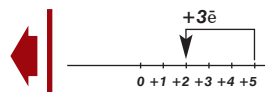
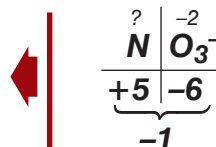
Взаимодействие азотной кислоты с медью происходит по аналогичной реакции при нагревании:



При сильном разбавлении цинк может восстановить азотную кислоту до N_2O , N_2 и даже до аммиака NH_3 , но продуктом реакции в последнем случае будет соль аммония (Почему?):



Одна молекула азотной кислоты израсходована на окисление цинка (1HNO_3) и превратилась в одну молекулу аммиака. Еще одна молекула HNO_3 (1HNO_3) израсходовалась на образование соли NH_4NO_3 , а восемь молекул 8HNO_3 — на

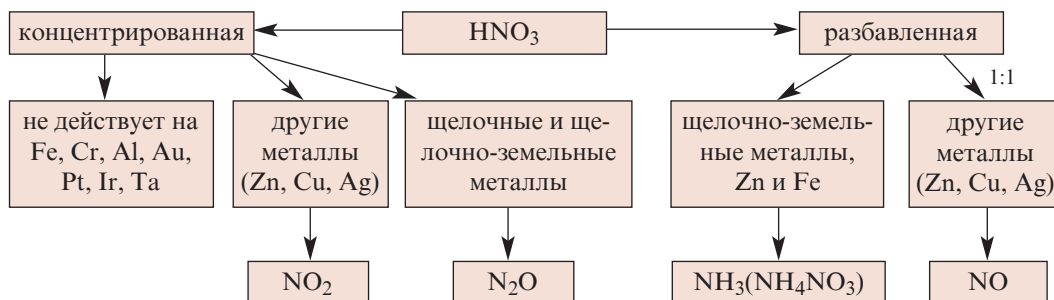


образование соли $4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Поэтому суммарный коэффициент перед HNO_3 равен $1+1+8=10$ (10HNO_3).

Водород 10H в правой части распределится между $\text{NH}_4\text{NO}_3(4\text{H})$ и водой $3\text{H}_2\text{O}(6\text{H})$. Число атомов кислорода слева и справа равно 30.

Главная особенность азотной кислоты по отношению к металлам – образование смеси продуктов восстановления HNO_3 (смесь NO_2 , NO , N_2 , NH_4NO_3). Просто в зависимости от условий одного из них будет больше, чем других.

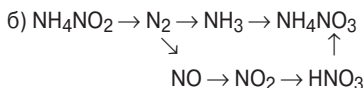
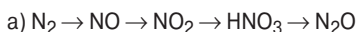
Взаимодействие азотной кислоты разных концентраций с металлами различной активности показано в следующей схеме:



*1. Допиши схемы реакций и расставь коэффициенты:



*2. Составь уравнения реакций к схемам превращений, учитывая концентрацию азотной кислоты:



*4.7. Коррозия металлов и методы защиты от нее

4.7.1. Сущность коррозии

Мир вокруг нас создан в том числе и руками человека: машины и самолеты, велосипеды и мотоциклы, станки и башенные краны, лопата для огорода и кухонный нож — все это сделано из металлов. Но они не вечны!

Самопроизвольно протекающий процесс разрушения металлов при химическом, электрохимическом и биохимическом взаимодействиях с окружающей средой называется *коррозией* (с лат. *corrodere* — «разъедать»).

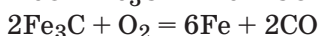
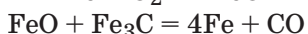
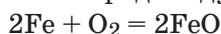
Наиболее опасна коррозия железа и его сплавов — чугуна и стали. Ежегодно до 10 % от выплавки стали разрушается от коррозии.

4.7.2. Виды коррозии

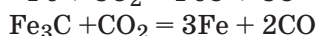
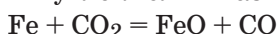
1. Химическая коррозия. Разрушение металлов происходит под воздействием сухих газов (O_2 , Cl_2 , HCl , H_2S , SO_2 , CO , H_2). Коррозия протекает при высоких температурах, когда невозможна конденсация паров на поверхности металла.

Взаимодействие стали с окисляющими средами:

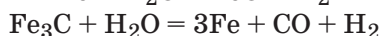
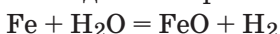
а) окислитель — кислород воздуха



б) окислитель — углекислый газ



в) окислитель — водяной пар

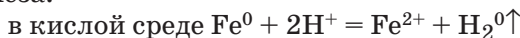


В этих реакциях уменьшается содержание углерода в стали, так как карбид железа окисляется быстрее, чем железо. Сталь превращается в мягкое железо, при этом выходят из строя механизмы.

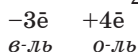
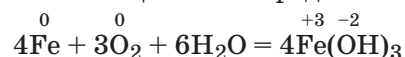
Взаимодействие стали с восстанавливающими реагентами.

При синтезе аммиака неожиданно стали взрываться реакторы высокого давления. Причина — водородная коррозия. Водород глубоко проникает в металл, создавая высокое давление внутри него (до 1000 атмосфер), что приводит к растрескиванию металла. Возможны также взаимодействия $Fe_3C + 2H_2 = 3Fe + CH_4$, при которых сталь также теряет прочность.

2. Электрохимическая коррозия. Электрохимическая коррозия возникает при контакте металла с влажным воздухом, растворами электролитов. При этом наряду с химическими процессами (отдача e^-) происходят и электрические (перенос e^-). Например, коррозия железа:



в нейтральной или щелочной среде



Сравните коррозию в окислительной и восстановительной среде.

Опишите биохимическую коррозию, используя различные источники информации.



Основными компонентами ржавчины являются оксид и гидроксид железа (III).

3. Биохимическая коррозия связана с воздействием микроорганизмов, которые могут использовать металл как питательную среду. Агрессивными могут оказаться также продукты жизнедеятельности микроорганизмов.

4.7.3. Методы защиты от коррозии

Для защиты металлов от коррозии используют как различные *защитные покрытия*, которые можно разделить на *металлические* и *неметаллические*, так и *обработку поверхности металла* с помощью *химических* или *электрохимических* методов.

Металлические покрытия. Для этих целей применяются металлы, обладающие большей коррозионной стойкостью, чем железо (никелирование, хромирование и т. д.). *Анодное покрытие более активными металлами* (цинком, хромом) защищает железо от коррозии механически и электрохимически, так как из двух контактирующих металлов разрушается более активный. *Катодное покрытие менее активными металлами* (никелем, оловом, медью, серебром, золотом) обеспечивает только механическую защиту.

Неметаллические покрытия — это лаки, краски, эмали, полимеры, которыми обрабатывают металлы.

Окисление и фосфатирование состоит в формировании на поверхности металла пленки оксида или фосфата. Известно окисление алюминия, фосфатирование железа и его сплавов.

Протекторная защита заключается в механическом прикреплении к металлическому изделию пластины из более активного металла, чем основной металл.

Например, для защиты от коррозии морских судов их дно покрывают пластинами из более активных металлов — цинка или магния.

- *1. Назови виды коррозии. Объясни, что является причиной коррозии в каждом виде. Приведи примеры.
- *2. Объясни, как можно защитить железо от коррозии. Предложи свой способ.
- *3. В 10-процентный раствор сульфата меди массой 200 г опущена цинковая пластинка. Через некоторое время ее масса изменилась на 0,5 г. Вычисли массу меди и массу цинка, участвующих в реакции, а также массовую долю сульфата меди в растворе после реакции.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ №4*

Исследование влияния различных факторов на процесс коррозии железа

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, железные гвозди, вода.

Задания.

1. В две пробирки, в которые помещены железные гвозди, наливаем воду так, чтобы в первой пробирке гвоздь был покрыт полностью, а во второй — покрыт наполовину. Оставляем пробирки на некоторое время (до следующего урока).

2. Заполните следующую таблицу результатами эксперимента о влиянии некоторых факторов на процесс коррозии железа, а также исследуйте другие факторы, влияющие на процесс коррозии, по рекомендации учителя.

№	Действия	Наблюдения	Уравнения реакций
1			
2			

Сформулируйте выводы.

Приведите в порядок рабочее место.

*4.8. Решение расчетных задач на основе уравнений окислительно-восстановительных реакций

При вычислениях по уравнениям окислительно-восстановительных реакций применяются те же принципы, что и при решении всех задач на расчеты по химическим уравнениям.

Отличие заключается в том, что в случае окислительно-восстановительных реакций необходимо определить коэффициенты в химическом уравнении, используя метод электронного баланса. Рассмотрим несколько примеров решения таких задач.

Задача 1

При взаимодействии азотной кислоты с сероводородом образовался оксид азота (II) объемом 3,36 л (н. у.). Вычислите массу серы, полученной в результате реакции и объем сероводорода, который был подвергнут окислению.

Дано:

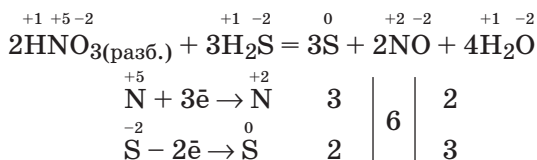
$$V(\text{NO}) = 3,36 \text{ л}$$

$$m(\text{S}) - ? \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) - ? \text{ л}$$

Решение:

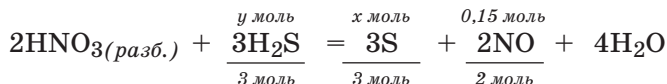
1. Записываем уравнение реакции между разбавленной азотной кислотой и сероводородом, определяем коэффициенты методом электронного баланса.

**Способ I.**

- 2.** Вычисляем количество данного в условии вещества:

$$v(\text{NO}) = \frac{V(\text{NO})}{V_m} = \frac{3,36 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,15 \text{ моль}$$

- 3.** В уравнении реакции подчеркиваем формулы веществ, указанных в условии. Над формулами соответствующих веществ записываем количество вещества по условию, под формулами — количество вещества по уравнению:



- 4.** Составляем пропорции и вычисляем $v(\text{S})$ и $v(\text{H}_2\text{S})$:

$$x = v(\text{S}) = \frac{0,15 \text{ моль} \cdot 3 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,225 \text{ моль};$$

$$y = v(\text{H}_2\text{S}) = \frac{0,15 \text{ моль} \cdot 3 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,225 \text{ моль};$$

- 5.** Вычисляем массу серы и объем сероводорода:

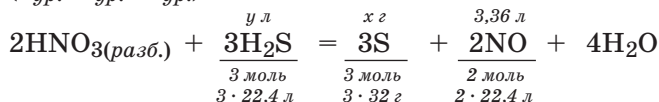
$$m(\text{S}) = v(\text{S}) \cdot M(\text{S}) = 0,225 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 7,2 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) = v(\text{H}_2\text{S}) \cdot V_m = 0,225 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 5,04 \text{ л}$$

Ответ: $m(\text{S}) = 7,2 \text{ г}$; $V(\text{H}_2\text{S}) = 5,04 \text{ л}$.

Способ II.

- 2.** В уравнении реакции подчеркиваем формулы веществ, указанных в условии. Над соответствующими формулами записываем данные из условия задачи, а под формулами — данные по уравнению реакции ($v_{\text{ур.}}$, $V_{\text{ур.}}$, $m_{\text{ур.}}$).



- 3.** Составляем пропорцию и вычисляем массу серы, зная объем выделившегося оксида азота (II):

$$\frac{x \text{ г}}{3 \cdot 32 \text{ г}} = \frac{3,36 \text{ л}}{2 \cdot 22,4 \text{ л}} \Rightarrow x = m(\text{S}) = \frac{3 \cdot 32 \text{ г} \cdot 3,36 \text{ л}}{2 \cdot 22,4 \text{ л}} = 7,2 \text{ г}$$

- 4.** Составляем пропорцию и вычисляем объем H_2S :

$$m = v \cdot M$$

$$V = v \cdot V_m$$

$$\frac{y \text{ л}}{3 \cdot 22,4 \text{ л}} = \frac{3,36 \text{ л}}{2 \cdot 22,4 \text{ л}} \Rightarrow y = V(\text{H}_2\text{S}) = \frac{3 \cdot 22,4 \text{ л} \cdot 3,36 \text{ л}}{2 \cdot 22,4 \text{ л}} = 5,04 \text{ л}$$

Ответ: $m(\text{S}) = 7,2 \text{ г}$; $V(\text{H}_2\text{S}) = 5,04 \text{ л}$.

Задача 2

Для получения медного купороса медь обрабатывают концентрированной серной кислотой (70%). Определите массу меди и массу раствора серной кислоты, если было получено 6,4 кг сульфата меди (II).

Дано:

$$m(\text{CuSO}_4) = \\ = 6,4 \text{ кг} = \\ = 6400 \text{ г}$$

$$m(\text{Cu}) - ?$$

$$m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) - ?$$

$$m = \nu \cdot M$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) =$$

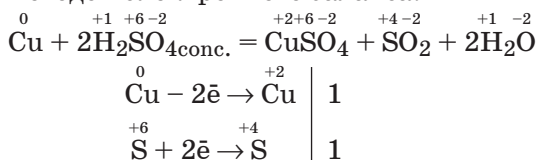
$$= 98 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{CuSO}_4) =$$

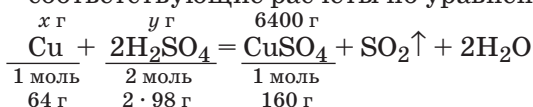
$$= 160 \text{ г/моль}$$

Решение:

- 1.** Записываем уравнение реакции меди с концентрированной серной кислотой, зная, что в этом случае выделяется не водород, а оксид серы (IV) SO_2 . Уравниваем реакцию методом электронного баланса:



- 2.** Вычисляем массы меди и серной кислоты, проводя соответствующие расчеты по уравнению реакции:



$$\frac{x \text{ г}}{64 \text{ г}} = \frac{6400 \text{ г}}{160 \text{ г}}; \quad x = m(\text{Cu}) = \frac{64 \text{ г} \cdot 6400 \text{ г}}{160 \text{ г}} = 2560 \text{ г} = 2,56 \text{ кг}$$

$$\frac{y \text{ г}}{2 \cdot 98 \text{ г}} = \frac{6400 \text{ г}}{160 \text{ г}} \quad y = m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{2 \cdot 98 \text{ г} \cdot 6400 \text{ г}}{160 \text{ г}} = 7840 \text{ г} = 7,84 \text{ кг}$$

- 3.** Вычисляем массу 70%-го раствора H_2SO_4 70%:

$$\omega_{\text{р.в.}} = \frac{m_{\text{р.в.}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \%$$

$$m_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р.в.}} \cdot 100 \%}{\omega} = \frac{7,84 \text{ кг} \cdot 100 \%}{70 \%} = 11,2 \text{ кг}$$

Ответ: $m(\text{Cu}) = 2,56 \text{ кг}$; $m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 11,2 \text{ кг}$.

Задача 3

Рассчитайте количество вещества оксида железа (III), которое можно получить в результате следующих превращений: $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$, если известно, что масса исходной соли (FeCl_2) равна 25,4 г.

Дано:

$$m(\text{FeCl}_2) = 25,4 \text{ г}$$

$$\nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) - ? \text{ моль}$$

Решение:

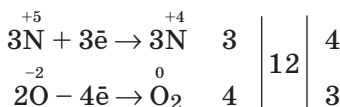
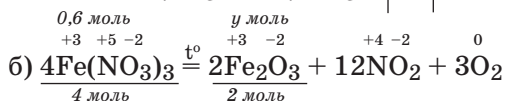
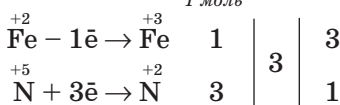
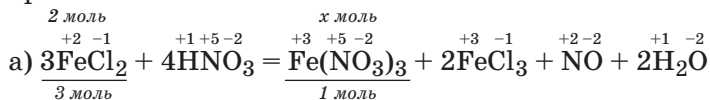
- 1.** Чтобы решить задачу, в которой есть ряд последовательных превращений, необходимо записать уравне-

$$m = \nu \cdot M$$

$$V = \nu \cdot V_m$$

$$M(\text{FeCl}_2) = 127 \text{ г/моль}$$

ния реакций этих превращений и определить в них коэффициенты. Записываем уравнения соответствующих реакций и уравниваем их методом электронного баланса:



- 2.** Вычисляем количество вещества, данного в условии, т. е. (FeCl₂):

$$\nu(\text{FeCl}_2) = \frac{m}{M} = \frac{25,4 \text{ г}}{127 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}$$

Из приведенных выше уравнений сделаем следующие выводы:

а) из 3 моль FeCl₂ образуется 1 моль Fe(NO₃)₃ [по уравнению а], а из 0,2 моль, соответственно, x моль Fe(NO₃)₃ [по условию]

$$\text{или, } x = \nu(\text{Fe(NO}_3)_3) = \frac{0,2 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{3 \text{ моль}} = 0,6 \text{ моль}$$

б) если из 4 моль Fe(NO₃)₃ получается 2 моль Fe₂O₃ [по уравнению б], то из 0,6 моль — будет получено $y = 0,3$ моль Fe₂O₃.

$$\text{или, } y = \nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{0,6 \text{ моль} \cdot 2 \text{ моль}}{4 \text{ моль}} = 0,3 \text{ моль}$$

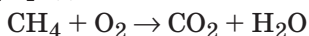
Ответ: $\nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,3 \text{ моль}$.

*4.9. Значение окислительно-восстановительных реакций для различных областей деятельности человека

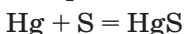
Все процессы в живой природе сопровождаются преобразованием энергии и ее переходом из одной формы в другую. Основными источниками энергии являются химические реакции, например, окисление жиров и углеводов, которые попадают в организм человека в составе продуктов питания. В параграфе 4.1 мы упоминали о фотосинтезе — под действием света в зеленых растениях происходит превращение углекислого газа в глюкозу и кислород.

В присутствии воды кислород окисляет железо. В результате образуются соединения железа, называемые *ржавчиной*. Но благодаря тому, что железо ржавеет, зеленеют растения на Земле. Ржавчина, переходя в растворимые в воде соединения железа, становится компонентом питания растений и придает им зеленый цвет. Именно из-за ржавчины почва также имеет определенный цвет.

Окислительно-восстановительные реакции также играют важную роль в получении энергии. Для получения тепла, света, механической энергии применяются реакции горения. Так, для приготовления пищи и отопления мы используем энергию, выделяющуюся при горении метана, который является основным компонентом природного газа.



Пары ртути чрезвычайно токсичны. В том случае, когда разбивается ртутный термометр, собрать капельки ртути можно с помощью порошка серы.



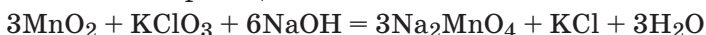
Образующийся сульфид ртути не является токсичным.

Нитрит натрия — один из компонентов препаратов для детоксикации. Для идентификации этого соединения в лекарственных препаратах используется реакция:



Манганат натрия используется для получения благородных металлов из минералов.

Один из методов его получения основан на окислительно-восстановительной реакции:



В настоящее время аллергическое воспаление бронхов можно диагностировать путем определения содержания оксида азота (II) в составе выдыхаемого пациентом воздуха, используя следующую окислительно-восстановительную реакцию:



Уравняйте реакцию методом электронного баланса.

Найдите и другие примеры ОВР, которые способствуют улучшению качества жизни.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

единицы обучения «Химические реакции — превращения веществ»

Восстановитель

— это атом, который отдает электроны, сам при этом окисляется и повышает свою степень окисления.

Вытеснительный ряд металлов (Бекетова), или ряд напряжений

— ряд, в котором металлы расположены в порядке уменьшения восстановительной активности атомов металлов в водных растворах.

Главный признак ОВР

— это изменение степени окисления элементов после реакции.

*Коррозия металлов

— это самопроизвольно протекающий процесс разрушения металлов при химическом, электрохимическом и биохимическом взаимодействиях с окружающей средой.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Окислитель

— это атом, принимающий электроны, сам при этом восстанавливается и понижает свою степень окисления.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

— это реакции, при которых происходит переход электронов от одних атомов к другим атомам.

Степень окисления

— это формальный заряд, который приходится на один атом элемента в соединении, если допустить, что все связи чисто ионные.

Электронный баланс

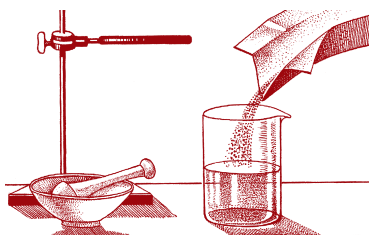
— равенство между числом принятых и отданных электронов.

ТЕСТ СУММАТИВНОГО
ОЦЕНИВАНИЯ

по единице обучения «Химические
реакции — превращения веществ»

- *I.** Выбери правильные выражения:
 В Н элемент в свободном состоянии имеет степень окисления, равную нулю;
 В Н в окислительно-восстановительных реакциях число отданных электронов равно числу принятых электронов;
 В Н в соединении HNO_3 у азота степень окисления равна +4;
 В Н в реакции: $3Cu^0 + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$ окисляется NO .
- *II.** Соль Na_2SO_3 может быть:
 а) только восстановителем;
 б) только окислителем;
 в) и окислителем, и восстановителем;
 г) не проявляет окислительно-восстановительные свойства.
- *III.** При реакции концентрированной азотной кислоты с металлами выделяется: а) H_2 ; б) NO_2 ; в) NO .
- *IV.** Для снижения токсичности выхлопных газов применяется следующая реакция: $2NO + 2CO \rightleftharpoons N_2 + 2CO_2 - Q$
 Охарактеризуй эту реакцию по 4 критериям:
 а) _____ в) _____
 б) _____ г) _____
- *V.** Одной из перспективных технологий очистки воды является применение феррата калия в качестве активного агента. Это вещество может быть получено согласно схеме:
 $Fe_2O_3 + KNO_3 + KOH \rightarrow K_2FeO_4 + KNO_2 + H_2O$
 Для этого процесса:
 а) определи и запиши степени окисления всех элементов;
 б) укажи окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления;
 в) определи коэффициенты методом электронного баланса и уравний реакцию.
- *VI.** Вычисли объем кислорода, полученный (н.у.) при термическом разложении хлората калия $KClO_3$ массой 24,5 г.
- *VII.** Подбери коэффициенты методом электронного баланса:
 а) $Ag + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 \uparrow + H_2O$
 б) $Cu + HNO_{3(конц.)} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 \uparrow + H_2O$

(5) Растворы. Взаимодействия веществ в растворах



После изучения этой единицы обучения ты будешь способен/способна:

- объяснять и оперировать понятиями: раствор, растворенное вещество, растворитель, массовая доля растворенного вещества, *молярная концентрация, pH, диссоциация;

- моделировать и аргументировать с помощью химических уравнений: диссоциацию электролитов, реакции взаимодействия между электролитами (в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной форме);

- применять теорию электролитической диссоциации для характеристики и аргументации химических свойств кислот, оснований, солей; выведения методов получения и превращений неорганических веществ;

- переносить и применять алгоритмы приготовления растворов и решения задач: на приготовление растворов; взаимодействия в растворах; взаимодействия в растворах при избытке одного из реагирующих веществ;

- экспериментально исследовать условия протекания реакций ионного обмена; химические свойства кислот, оснований, солей; среду растворов, используемых в повседневной деятельности;

- идентифицировать реакции ионного обмена, наблюдаемые/используемые в повседневной деятельности;

- прогнозировать области, связанные с приготовлением и использованием определенных растворов для решения конкретных проблем общества.



Сванте Аррениус
(1859–1927),

шведский физик и химик.
Автор теории электролитической диссоциации (1887). Нобелевская премия (1903).



Якоб Вант-Гофф,
(1852–1911),

голландский химик.
Заложил основы химической кинетики.
Нобелевская премия (1901).

5.1. Растворение — процесс, необходимый для превращений веществ в окружающей среде

Если смешать мел с водой, поваренную соль с водой, белок яйца с водой, насытить воду углекислым газом, получится то, что можно назвать *дисперсной системой*.

Дисперсная система образуется при распределении мелких частиц одного вещества (дисперсная фаза) среди частиц другого вещества (дисперсная среда или растворитель).

Самое большое значение имеют системы с жидкостью в качестве растворителя, из которых самым важным является вода. В зависимости от размеров частиц такие системы делятся на:

а) *грубодисперсные* с размером частиц больше 100 нм, например *суспензии* (мел в воде), *эмульсии* (маргарин, кремы, мази, молоко);

б) *тонкодисперсные* с размером частиц 1–100 нм — *коллоидные растворы*, например раствор куриного белка в воде;

в) *истинные растворы* с размером частиц меньше 1 нм с дроблением веществ до атомов, ионов или молекул, например растворы соли, сахара в воде.

Рассмотрим *истинные растворы*, или просто — *растворы*.

По *физической теории* растворов Якоба Вант-Гоффа и Сванте Аррениуса (конец XIX века) растворение — это просто раздробление вещества и распределение частиц за счет диффузии между молекулами растворителя.

Это возможно, в частности, потому, что, например, для ионного соединения $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ сила притяжения между частицами в воде по закону Кулона в 81 раз меньше,

чем в воздухе. Кроме того, в природе все устроено так, что любая система стремится к большему беспорядку. А в растворе частицы свободно движутся и беспорядок значительно больше, чем в кристалле. Поэтому растворение — самопроизвольный процесс. Растворенное вещество можно извлечь из раствора при удалении растворителя в результате обратного процесса — *кристаллизации*.

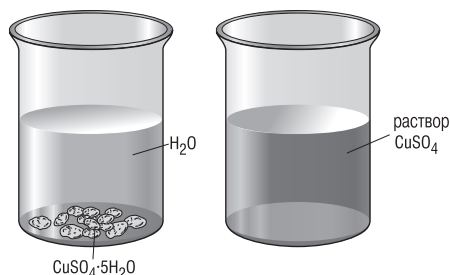


Рис. 5.1. Растворение в воде веществ

По химической теории Д. И. Менделеева (конец XIX в.) растворение — это химическое взаимодействие растворенного вещества и растворителя с образованием *гидратов* (растворитель — вода) или *сольватов* (другие растворители). Доказательством может служить то, что, например, из водных растворов сульфата меди выделяются голубые кристаллогидраты состава $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, а в процессе растворения цвет меняется с белого на голубой.

По современной *физико-химической теории* растворов осуществляются оба процесса: физический и химический.

Истинные растворы — это однородные (гомогенные) системы, состоящие из растворителя, растворенного вещества и продуктов их взаимодействия.

**При растворении веществ в воде наблюдаются *тепловые эффекты*, как в химических реакциях.

Так, растворение *серной кислоты* сопровождается разогреванием раствора, *выделением тепла* — это *экзотермический процесс*. При растворении *нитрата калия* образуется лед на наружных стенках стакана, *происходит поглощение тепла* — это *эндотермический процесс*. Тепловые эффекты при растворении сближают растворы с химическими соединениями.

С другой стороны, состав растворов можно менять. Например, в стакане воды можно растворить одну, две, три чайные ложки сахара. Этот факт сближает растворы со смесями, тем более что растворенное вещество при выпаривании выделяется из раствора без изменения.

Таким образом, *растворы занимают особое место между смесями и химическими соединениями*.

Растворы играют огромную роль в жизни человека, животных и растений. В живых клетках процессы протекают в растворах органических и неорганических веществ, например хлоридов натрия и калия. Без растворов невозможно получить чистые продукты питания. Например, соль и сахар получают кристаллизацией из растворов разной степени чистоты.

*1. Выбери соответствие между столбцами А и Б

А (примеры)	Б (системы)
I. Раствор поваренной соли в воде	а) грубодисперсная
II. Известь для побелки	б) тонкодисперсная
III. Раствор куриного белка в воде	в) истинный раствор



Шарль Кулон, (1736-1806), французский физик. Открыл (1785) основные законы электростатики.

Сравните истинные растворы с механическими смесями и химическими соединениями.

ОЦЕНИВАНИЕ?

****2.** При растворении твердых веществ в воде энергия:

- а) всегда поглощается;
- б) всегда выделяется;
- в) может поглощаться или выделяться;
- г) не выделяется и не поглощается.

Объясни выбранный ответ.

3. Укажи признаки истинных растворов, которые отличают их от механических смесей:

- а) однородность (гомогенность);
- б) при смешивании веществ с растворителем выделяется или поглощается энергия;
- в) количественный состав может изменяться в широких пределах;
- г) подчинение закону постоянства состава.

4. Укажи, какие признаки объединяют истинные растворы и механические смеси:

- а) содержат два или более независимых компонента;
- б) однородность;
- в) возможность разделения на компоненты;
- г) соотношение масс компонентов не может изменяться в широких пределах.

5. Вычисли массовую долю растворенного вещества в растворе, приготовленном из 100 г воды и

- а) 5 г соли; в) 20 г соли;
- б) 10 г соли; г) 35,8 г соли при 20 °С.

6. Раствор поваренной соли в воде можно разделить:

- а) перегонкой; б) фильтрованием; в) выпариванием.

*5.2. Растворимость веществ

Все вещества растворяются по-разному в разных растворителях. Есть экспериментальное правило, которое помогает понять зависимость растворения от природы веществ.

■ Подобное растворяется в подобном.

Это означает, что полярные (HCl) и ионные (NaCl) соединения, как правило, хорошо растворяются в полярных растворителях (вода и др.), а неполярные — в неполярных органических растворителях (бензин и другие). Так, неполярный кристаллический йод плохо растворяется в воде, хорошо растворяется в спирте и углеводородах.

Ионный хлорид натрия хорошо растворяется в воде и очень плохо растворяется в спирте, совсем не растворяется в бензине. Таким образом, можно сказать, что вещества различаются по растворимости.

Приведите примеры из жизни для правила «подобное растворяется в подобном».

Растворимость — это способность веществ равномерно распределяться в виде атомов, молекул или ионов по всему объему растворителя.

Растворимость зависит от природы веществ, температуры, а для газов — и от давления.

Зависимость растворимости от температуры. При растворении веществ тепло может поглощаться или выделяться. Если затрачивается больше энергии, чем выделяется при гидратации, то тепло поглощается, то есть растворение — эндотермический процесс:



Этот процесс обратимый.

Растворимость большинства твердых веществ увеличивается при нагревании. Исключение составляет поваренная соль — она практически одинаково растворяется в горячей и холодной воде.

Растворимость жидкостей также, как правило, увеличивается при нагревании, а *газов* — резко уменьшается.

Если налить в стакан холодной воды и оставить в теплой комнате, то через некоторое время стенки стакана изнутри покроются пузырьками воздуха. Попробуйте объяснить это явление.

Растворимость газов сильно увеличивается при повышении давления. Это свойство газов используется при производстве газированных напитков.

Коэффициент растворимости.

Таблица растворимости

Количественно растворимость веществ выражают максимальной массой вещества, которая может раствориться в 100 г воды при данной температуре.

Эта величина называется *коэффициентом растворимости*, или *растворимостью*, и обозначается буквой S , с единицей измерения г/100 г H_2O .

Так, например, в 100 г воды при 20 °С растворяется 35,8 г хлорида натрия, значит, его растворимость при 20 °С равна 35,8.

По растворимости в воде при 20 °С все вещества условно делятся следующим образом:

1. **Хорошо растворимые вещества** (больше 1 г на 100 г). Это почти все соли щелочных металлов и аммония, нитраты и ацетаты всех металлов и другие, представленные в известной вам таблице растворимости.

Сравните растворимость твердых, жидких и газообразных веществ.



Коэффициент растворимости показывает максимальную массу вещества, которая может раствориться в 100 г воды при данной температуре.

2. Малорастворимые вещества (0,01–1 г), например CaSO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, PbCl_2 и другие.

3. Нерастворимые (меньше 0,01 г), их называют *практически нерастворимыми*, так как абсолютно нерастворимых веществ нет. Например, серебро ничтожно растворяется в воде, но в его растворе не живут бактерии, так как он обладает бактерицидными свойствами.

Классификация неорганических веществ по этим критериям представлена в **таблице растворимости** (стр. 283).



Марафон знаний

Многие соли образуют кристаллогидраты, известные с давних пор, с собственными названиями и постоянным составом: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — медный купорос, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — железный купорос, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — глауберова соль, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — кристаллическая сода.

Но есть много случаев, когда одно вещество образует несколько кристаллогидратов. Например, $\text{CoCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, где x может принимать значения 6, 4, 2, 1.

Раствор CoCl_2 — розового цвета.

Кристаллогидраты в зависимости от числа молекул воды могут быть разного цвета:

$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — розово-красный;

$\text{CoCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — темно-синий;

$\text{CoCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ — красный;

CoCl_2 — бледно-синий.

$\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — сине-фиолетовый;

Если разбавленным раствором CoCl_2 нанести на бумагу или белую ткань рисунок или надпись, то после высыхания след почти не виден. При проглаживании ткани или бумаги горячим утюгом надпись проступает и ее можно прочесть. Как вы объясните проявление этих невидимых чернил?

*1. Выбери правильные утверждения.

Растворимость твердых веществ в жидкости:

- зависит от внешнего давления;
- подчиняется правилу «подобное растворяется в подобном»;
- сопровождается тепловыми эффектами;
- зависит от природы вещества и растворителя.

Объясни выбранные ответы.

*2. Объясни, от каких факторов зависит растворимость газов в воде:

- давления;
- природы газа;
- температуры;
- скорости пробулькивания газа через воду.

*3. Растворимость кислорода в воде увеличивается при:

- понижении температуры;
- увеличении давления;
- повышении температуры;
- понижении давления.

*4. Объясни, при растворении каких веществ в воде энергия, как правило, всегда поглощается:

- твердых;
- газообразных;
- кристаллогидратов.

ОЦЕНИВАНИЕ?

5.3. Состав растворов. Массовая доля растворенного вещества

Состав растворов выражают разными способами. Физические величины, с помощью которых выражают состав растворов — массовая доля растворенного вещества и молярная концентрация, а для их вычисления необходимы масса или количество растворенного вещества, объем и плотность раствора. Все эти физические величины составляют *систему физических величин, характеризующих растворы*.

Массовая доля растворенного вещества в растворе.
Мы познакомились с этим понятием еще в 8 классе.

Массовая доля растворенного вещества в растворе равна отношению массы растворенного вещества к массе раствора.



$$\omega(\text{р-рен. в-ва}) = \frac{m(\text{р-рен. в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\%$$

раствор = растворенное вещество + растворитель (вода)

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{р-рен. в-ва}) + m(\text{H}_2\text{O})$$

$$\omega(\text{р-рен. в-ва}) = \frac{m(\text{р-рен. в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\%$$

Полезно помнить, что масса и объем раствора связаны величиной «плотность раствора»:

$$\rho(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{V(\text{р-ра})} \quad m(\text{р-ра}) = \rho \cdot V(\text{р-ра})$$

Единицы измерения плотности — кг/м³. Однако в химии часто применяют дольные и внесистемные единицы (если объем выражен в литрах). Рассмотрим переход на примере плотности воды:

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ кг/м}^3$$

$$\text{Если } 1 \text{ м}^3 = 1000 \text{ дм}^3 = 1000 \text{ л,}$$

$$1 \text{ дм}^3 = 1000 \text{ см}^3 = 1000 \text{ мл,}$$

1 кг = 1000 г, то при подстановке получаем:

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1000 \text{ кг}}{1000 \text{ дм}^3(\text{л})} = 1 \text{ кг/дм}^3 \text{ или } 1 \text{ кг/л;}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1000 \text{ г}}{1000 \text{ см}^3(\text{мл})} = 1 \text{ г/см}^3 \text{ или } 1 \text{ г/мл.}$$



$$m(\text{р-ра}) = m(\text{р-рен. в-ва}) + m(\text{H}_2\text{O})$$



$$m(\text{р-ра}) = \rho \cdot V(\text{р-ра})$$



$$\rho = \frac{m}{V}$$

где

ρ – плотность раствора,
 m – масса раствора,
 V – объем раствора.

Таким образом, плотность воды можно выразить следующим образом: 1000 кг/м³; 1 кг/дм³; 1 кг/л; 1 г/см³; 1 г/мл.

Вычисление массы раствора и массы растворенного вещества по известному объему и плотности раствора, а также массовой доле растворенного в нем вещества. В повседневной жизни и в химической лаборатории растворы не взвешивают. Обычно измеряют объемы растворов. Для этого используют мерные цилиндры, мензурки и другую мерную посуду. Для расчетов с использованием понятия «массовая доля растворенного вещества» требуется от объема раствора перейти к массе раствора.

Из физики вы знаете, что масса и объем вещества связаны между собой плотностью. Плотность определяется по формуле:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Задача 1. Вычисление массы раствора и массы растворенного вещества в нем.

Задачи можно сформулировать по-разному.

I вариант. Вычислите массу раствора хлорида натрия с массовой долей NaCl 3% и плотностью 1,02 г/мл, если объем раствора 600 мл. Определите массу хлорида натрия в растворе.

Для консервирования каких овощей готовят рассол с такой массовой долей поваренной соли?

Дано:

$$V(\text{р-ра}) = 600 \text{ мл}$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 3\%$$

$$\rho(\text{р-ра}) = 1,02 \text{ г/мл}$$

$$m(\text{р-ра}) = ?$$

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

Решение:

1. Вычислим массу раствора: $\rho = \frac{m}{V}$,

откуда: $m = \rho \cdot V$

$$m(\text{р-ра}) = 1,02 \text{ г/мл} \cdot 600 \text{ мл} = 612 \text{ г}$$

2. Вычислим массу NaCl в растворе:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\%, \text{ откуда}$$

$$m(\text{NaCl}) = \frac{\omega(\text{NaCl}) \cdot m(\text{р-ра})}{100\%} = \frac{3\% \cdot 612 \text{ г}}{100\%} = 18,36 \text{ г}$$

Ответ: в растворе содержится 18,36 г NaCl.

Задачу можно сформулировать иначе.

II вариант. Вычислите массу хлорида натрия, необходимого для приготовления 600 мл раствора с массовой долей растворенного вещества 3% и плотностью 1,02 г/мл.

Проводят те же вычисления.

III вариант. Приготовьте 600 мл раствора хлорида натрия с массовой долей растворенного вещества 3 % и плотностью 1,02 г/мл.

Для приготовления раствора надо знать, сколько соли и воды потребуется (рис. 5.2.). Массу соли мы уже вычислили. Она равна 18,36 г. Надо найти массу и объем воды.

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O}),$$

найдем массу воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 612 \text{ г} - 18,36 \text{ г} = 593,64 \text{ г}$$

Поскольку воду нет смысла взвешивать, найдем ее объем:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{\rho} = \frac{593,64 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 593,64 \text{ мл} \approx 594 \text{ мл}$$

Ответ: для приготовления заданного раствора необходимо взять 594 мл воды и растворить в ней 18,36 г хлорида натрия.

Следовательно, для варианта № 3 в кратком условии надо указать ещё следующую запись: $V(\text{H}_2\text{O}) = ?$.

***Задача 2. Вычисление объема раствора.**

Вычислите, какой объем раствора хлорида натрия с массовой долей NaCl 7 % и плотностью 1,04 г/мл можно приготовить из 1 кг поваренной соли.

Что надо вычислить в этой задаче?

Надо найти массу раствора, как мы делали это раньше, а затем, зная плотность, найти объем раствора по формуле:

$$V = \frac{m}{\rho}$$

Дано:
 $m(\text{NaCl}) = 1 \text{ кг}$
 $\omega(\text{NaCl}) = 7 \%$
 $\rho(\text{р-ра}) = 1,04 \text{ г/мл}$
 $V(\text{р-ра}) = ?$

Решение:
 1. Вычислим массу раствора:
 Массовая доля хлорида натрия равна:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \%,$$

$$\text{откуда } m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{NaCl})}{\omega(\text{NaCl})} \cdot 100 \%$$

$$m(\text{р-ра}) = \frac{1 \text{ кг}}{7 \%} \cdot 100 \% \approx 14,3 \text{ кг} = 14300 \text{ г}$$

2. Вычислим объем раствора:

$$V(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{\rho} = \frac{14300 \text{ г}}{1,04 \text{ г/мл}} = 13750 \text{ мл} = 13,75 \text{ л}$$

Если взять плотность в других единицах (кг/л) 1,04 кг/л, то:

$$V(\text{р-ра}) = \frac{14,3 \text{ кг}}{1,04 \text{ кг/л}} = 13,75 \text{ л}$$

Ответ: из 1 кг поваренной соли можно приготовить 13,75 л раствора с массовой долей NaCl 7 %.

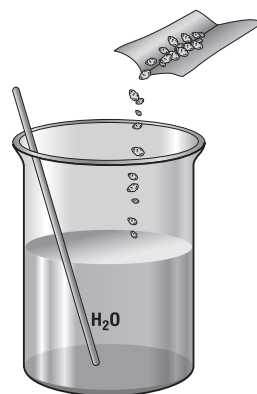


Рис. 5.2. Приготовление раствора с определенной массовой долей растворенного вещества в растворе

← **Для засолки каких овощей применяют такой раствор?**

Спросите родителей, сколько соли они берут на 1 литр воды или на ведро воды для приготовления рассола для засолки огурцов. Вычислите массовую долю NaCl в этом растворе.

Для приготовления такого раствора надо вычислить массу и объем воды:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O}), \text{ откуда} \\ m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{NaCl}).$$

Вычислим массу воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 14,3 \text{ кг} - 1 \text{ кг} = 13,3 \text{ кг}$$

$$\text{Объем воды } V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{\rho} = \frac{13,3 \text{ кг}}{1 \text{ кг/л}} = 13,3 \text{ л}$$

Ответ. Для приготовления раствора соли с массовой долей NaCl 7% надо взять 1 кг соли и 13,3 л воды.

***Задача 3.** Массовая доля хлороводорода в концентрированной соляной кислоте 37% (плотность раствора 1,19 г/см³). В медицине применяют препарат под названием «кислота хлористоводородная разведенная», которую готовят, сливая 1 объем концентрированной соляной кислоты и 2 объема воды. Рассчитайте массовую долю хлороводорода в этом препарате.

Дано:

$$\omega_1(\text{HCl}) = 37\% = 0,37$$

$$\rho_1(\text{р-ра}) = 1,19 \text{ г/см}^3$$

$$V_1(\text{р-ра}) = 1 \text{ объем (1 л)}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ объема (2 л)}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ кг/л}$$

$$\omega_2(\text{HCl}) = ?$$

Решение:

1. Выберем произвольно значение объема, например 1 л.

2. Вычислим массу концентрированного раствора: $m = V_1 \cdot \rho_1$

$$m_1(\text{р-ра}) = 1000 \text{ см}^3 \cdot 1,19 \text{ г/см}^3 = 1190 \text{ г}$$

3. Вычислим массу хлороводорода $m_1(\text{HCl})$ в этом растворе.

$$\omega_1(\text{HCl}) = \frac{m_1(\text{HCl})}{m_1(\text{р-ра})}; \quad m_1(\text{HCl}) = \omega_1 \cdot m_1(\text{р-ра}),$$

$$m_1(\text{HCl}) = 0,37 \cdot 1190 \text{ г} = 440,3 \text{ г}$$

4. Для того чтобы рассчитать массовую долю HCl в разбавленном растворе, важно понимать, что масса растворенного вещества одинакова в порции концентрированной кислоты (1 л) и во всем объеме разбавленного раствора:

$$m_1(\text{HCl}) = m_2(\text{HCl})$$

$$\omega_2(\text{HCl}) = \frac{m_1(\text{HCl})}{m_2(\text{р-ра})}; \quad m_2(\text{HCl}) = m_1(\text{HCl}) = 440,3 \text{ г}$$

$$m_2(\text{р-ра}) = m_1(\text{р-ра}) + m(\text{H}_2\text{O}); \quad m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O})$$

$$m_2(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ л} \cdot 1 \text{ кг/л} = 2 \text{ кг}$$

$$m(\text{р-ра}) = 1190 \text{ г} + 2000 \text{ г} = 3190 \text{ г}$$

$$\omega_2(\text{HCl}) = \frac{440,3 \text{ г}}{3190 \text{ г}} = 0,138 \text{ или } 13,8\%$$

Ответ: 13,8%.

****Задача 4.** Хлорид кальция в виде раствора с массовой долей CaCl_2 5–10 % применяют в медицине, так как ионы кальция необходимы для формирования костной ткани, передачи нервных импульсов, сокращения мышц, свертывания крови, снимают аллергию. Рассчитайте массу кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, который необходим для приготовления раствора объемом 5 л и массовой долей хлорида кальция 10 % (плотность раствора 1,09 г/см³). Каков объем воды, необходимой для приготовления раствора?

Дано:

$$V(\text{р-ра}) = 5 \text{ л}$$

$$\omega(\text{CaCl}_2) = 10 \% = 0,1$$

$$\rho(\text{р-ра}) = 1,09 \text{ г/см}^3$$

$$m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Решение:

1. Вычислим массу безводной соли, которая содержится в растворе.
 а) масса раствора:
 $m(\text{р-ра}) = 5000 \text{ см}^3 \cdot 1,09 \text{ г/см}^3 = 5450 \text{ г}$
 б) масса растворенного хлорида кальция:

$$m(\text{CaCl}_2) = \omega \cdot m(\text{р-ра}); m(\text{CaCl}_2) = 0,1 \cdot 5450 \text{ г} = 545 \text{ г}$$

2. Вычислим массу кристаллогидрата:

$$M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ г/моль}; M(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 219 \text{ г/моль}$$

Для образования 1 моль $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ необходим 1 моль CaCl_2 , поэтому:

$$\begin{array}{l} \text{CaCl}_2 \text{ 111 г} \dots\dots\dots 219 \text{ г CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \\ \text{CaCl}_2 \text{ 545 г} \dots\dots\dots m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) \\ m(\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}) = \frac{545 \text{ г} \cdot 219 \text{ г}}{111 \text{ г}} = 1075 \text{ г} = 1,075 \text{ кг} \end{array}$$

3. Вычислим массу и объем воды, необходимой для приготовления раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 5450 \text{ г} - 1075 \text{ г} = 4375 \text{ г};$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})} = \frac{4375 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 4375 \text{ мл} = 4,375 \text{ л}$$

Ответ: масса $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O} = 1,075 \text{ кг}$, объем воды 4,375 л.



Для приготовления раствора с определенной массовой долей растворенного вещества в растворе отмеряют вычисленный объем воды, добавляют к ней вещество и перемешивают до полного растворения. Используют любую химическую посуду.

По таблице составьте и решите задачи:

№ задачи, вещество	Объем р-ра (мл), плотность р-ра (г/мл)	Масса растворен. вещества (г)	Массовая доля растворенного вещества в р-ре (%)	Масса воды в р-ре (г) и ее объем (мл)	Масса раствора (г)
1. HCl	200; 1,05	$m(\text{HCl})$	10	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{р-ра})$
2. H ₂ SO ₄	250; 1,84	$m(\text{H}_2\text{SO}_4)$	96	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{р-ра})$
3. NaOH	500; 1,16	$m(\text{NaOH})$	15	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{р-ра})$
4. NaOH	$V(\text{р-ра}); 1,1$	$m(\text{NaOH})$	10	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	200
5. NaCl	$V(\text{р-ра}); 1,2$	$m(\text{NaCl})$	26	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	500
6. HNO ₃	$V(\text{р-ра}); 1,4$	$m(\text{HNO}_3)$	65	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	100



№ задачи, вещество	Объем р-ра (мл), плотность р-ра (г/мл)	Масса растворен. вещества (г)	Массовая доля растворенного вещества в р-ре (%)	Масса воды в р-ре (г) и ее объем (мл)	Масса раствора (г)
7. HCl	100; 1,1	22	ω	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{p-ра})$
8. KOH	200; 1,2	50	ω	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{p-ра})$
9. CaCl ₂	500; 1,4	280	ω	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{p-ра})$
10. HCl	$V(\text{p-ра}); 1,1$	44	20	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{p-ра})$
11. KOH	$V(\text{p-ра}); 1,2$	100	22	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{p-ра})$
12. CaCl ₂	$V(\text{p-ра}); 1,4$	140	40	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{p-ра})$
13. HCl	$V(\text{p-ра}); 1,15$	66	ω	154	$m(\text{p-ра})$
14. H ₂ SO ₄	$V(\text{p-ра}); 1,71$	684	ω	171	$m(\text{p-ра})$
15. NaOH	$V(\text{p-ра}); 1,43$	572	ω	858	$m(\text{p-ра})$

ОЦЕНИВАНИЕ?

1. Вычисли массу H₂SO₄ и массу растворов серной кислоты объемом 200 мл, если плотность растворов и массовые доли H₂SO₄ равны: а) 1,84 г/см³; 96 %; б) 1,21 г/см³; 30 %; в) 1,4 г/мл; 50 %.
- **2. Рассчитай массу кристаллогидрата Na₂SO₄·10H₂O, который надо растворить в воде массой 250 г для получения раствора с массовой долей безводной соли 6 %.
3. Рассчитай массовую долю серной кислоты в растворе, полученном при смешивании 200 г раствора с массовой долей H₂SO₄ 40 % и 600 г раствора с массовой долей кислоты 10 %.
- *4. Вычисли объем воды, которую необходимо выпарить из 200 кг раствора серной кислоты с массовой долей H₂SO₄ 60 % для получения раствора с массовой долей H₂SO₄ 96 %.
- *5. Для образования средней соли к раствору серной кислоты объемом 40 мл ($\rho = 1,025$ г/см³) оказалось достаточным добавить 43,2 мл раствора KOH с массовой долей 40 % ($\rho = 1,06$ г/см³). Вычисли массовую долю серной кислоты в растворе.
- **6. При растворении 5,38 г кристаллогидрата сульфата цинка ZnSO₄ · x H₂O в воде объемом 92 мл получили раствор с массовой долей безводной соли 3,31 %. Рассчитай состав кристаллогидрата.

Практическая работа



№ 1*

Приготовление необходимых в химической лаборатории растворов с определенной массовой долей растворенного вещества

Повторите основные правила техники безопасности (стр. 9–10).

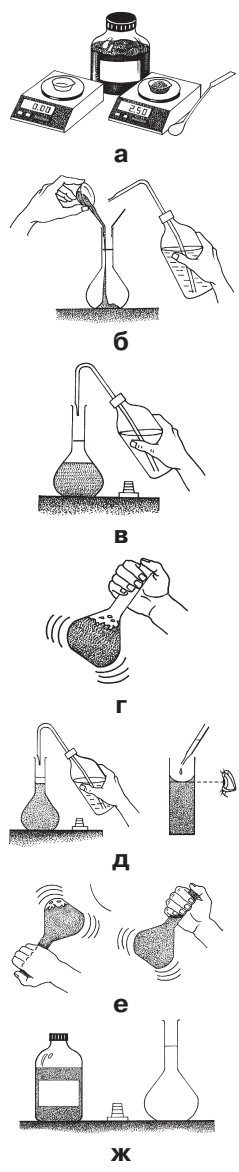
Оборудование и реактивы: воронка, промывная колба с дистиллированной водой, весы, разновесы, бумага, ножницы, стеклянная палочка, пипетка, стакан на 150–200 мл, мерный цилиндр на 25 мл, хлорид натрия.

Задание. Приготовьте 100 мл раствора хлорида натрия плотностью 1,02 г/мл с массовой долей NaCl 2 %.

Выполнение работы

1. Вычислите массу раствора, массу соли, массу воды и объем воды.
2. Приготовьте две бумажные «лодочки» для взвешивания: прямоугольный листок бумаги (1/4 от тетрадного листа), загните по краям примерно

- 1 см, а уголки сложите по диагонали получающихся квадратиков.
- Положите «лодочки» на чашки весов и кусочками бумаги уравновесьте весы.
 - На правую чашку весов положите разновесы (в соответствии с массой соли).
 - На левую чашку в «лодочку» насыпьте соль и отвесьте ее.
 - Высыпьте соль в стакан.
 - Отмерьте нужный объем воды с помощью мерного цилиндра на 25 мл и вылейте в стакан.
 - Стеклянной палочкой перемешайте раствор до полного растворения соли.
 - Оформите работу (опишите ход работы, вычисления, наблюдения).
 - Приведите в порядок рабочее место и вымойте руки.



*5.4. Молярная концентрация растворов

Для характеристики растворов применяют понятие «концентрация» — отношение массы или количества вещества к объему раствора.

Молярная концентрация растворенного вещества в растворе равна отношению количества растворенного вещества к объему раствора.

Молярная концентрация обозначается $C_M(A)$; выражается в моль/м³, чаще применяют кратные единицы моль/л или моль/дм³, А — это частица, в данном случае молекула или ион.

$$C_M(A) = \frac{v(A)}{V(p-pa)} ; \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

Задача 1. Рассчитайте молярную концентрацию серной кислоты в растворе объемом 200 мл, содержащем 19,6 г H₂SO₄.

<p>Дано: $V(p-pa) = 200 \text{ мл} = 0,2 \text{ л}$ $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 19,6 \text{ г}$ $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$</p>	<p>Решение: Здесь расчет ведется на молекулу H₂SO₄. $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{v(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(p-pa)}$</p>
---	---

$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}; \quad v(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}$

а) Вычислим количество вещества H₂SO₄:
 $v(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{19,6 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$

б) Вычислим молярную концентрацию серной кислоты в растворе:
 $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{0,2 \text{ моль}}{0,2 \text{ л}} = 1 \text{ моль/л.}$

Ответ: $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль/л.}$

Рис. 5.3. Приготовление раствора с определенной молярной концентрацией: а — взвешивание; б — внесение соли в колбу; в — добавление воды; г — растворение соли; д — добавление воды до метки; е — перемешивание раствора; ж — раствор приготовлен

Задача 2. Вычислите массу хлорида натрия, необходимого для приготовления раствора объемом 2 литра с молярной концентрацией 0,1 моль/л.

Дано:

$$C_M(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ моль/л}$$

$$V(\text{р-ра}) = 2 \text{ л}$$

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль}$$

Решение:

1. Вычислим количество соли в растворе:

$$C_M(\text{NaCl}) = \frac{v(\text{NaCl})}{V(\text{р-ра})}, \text{ откуда}$$

$$v(\text{NaCl}) = C(\text{NaCl}) \cdot V(\text{р-ра})$$

$$v(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 2 \text{ л} = 0,2 \text{ моль}$$

2. Вычислим массу соли:

$$m = M \cdot v$$

$$m(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 11,7 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{NaCl}) = 11,7 \text{ г}$.

Растворы с определенной молярной концентрацией готовят в специальных мерных колбах. Соль взвешивают (рис. 5.3, а), высыпают в мерную колбу (рис. 5.3, б), наливают до половины дистиллированную воду (рис. 5.3, в) и растворяют вещество при перемешивании (рис. 5.3, г), затем доливают воду до метки на горлышке мерной колбы (рис. 5.3, д). Колбу закрывают пробкой и переворачивают несколько раз для перемешивания раствора (рис. 5.3, е). Затем раствор переливают в склянку для хранения и использования (рис. 5.3, ж). Таким образом, массу и объем воды для приготовления раствора молярной концентрации вычислять не требуется.

- *1. Вычисли массовую долю растворенного вещества в растворах объемом 500 мл:
 - а) с молярной концентрацией H_2SO_4 2 моль/л ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$)
 - б) с молярной концентрацией HCl 4 моль/л ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$)
- *2. Вычисли молярную концентрацию раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 8 % ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$).
- *3. Вычисли объем воды, который необходимо добавить к 100 мл раствора NaOH с молярной концентрацией 0,02 моль/л, чтобы приготовить раствор с молярной концентрацией 0,04 моль/л.
- *4. Вычисли молярную концентрацию раствора Na_2SO_4 с массовой долей растворенного вещества 6 % и плотностью 1,067 г/мл.
- *5. Вычисли массу перманганата калия, необходимую для приготовления 500 мл раствора с молярной концентрацией 0,2 моль/л.
- *6. Вычисли молярную концентрацию хлорида бария в растворе, содержащем 2,08 г вещества в 250 мл раствора.
- *7. Раствор сульфата аммония с массовой долей $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 40 % применяют для огнеупорной пропитки древесины. Вычисли количество аммиака, необходимого для получения 40 л такого раствора. Вычисли также молярную концентрацию полученного раствора сульфата аммония ($\rho \approx 1,5 \text{ г/см}^3$).

ОЦЕНИВАНИЕ?

5.5. Теория электролитической диссоциации

5.5.1. Механизм электролитической диссоциации

Мы уже знаем, что водные растворы кислот, щелочей и солей проводят электрический ток. Эти вещества были названы *электролитами*.

Для объяснения особенностей растворов электролитов шведский ученый Сванте Аррениус в 1887 году предложил теорию электролитической диссоциации. На основе современного учения о строении атомов и химической связи **теория электролитической диссоциации** может быть представлена следующими положениями:

Положение 1. Электролиты при растворении распадаются (диссоциируют) на ионы — положительные и отрицательные.

Вещества с ионной связью попадают в воду и под действием полярных молекул воды просто высвобождают ионы из ионной кристаллической решетки (рис. 5.4, а).

Молекулы веществ с полярной ковалентной связью (рис. 5.4, б) взаимодействуют с полярными молекулами воды и разрываются на ионы.

В обоих случаях причина высвобождения ионов — гидратация, то есть взаимодействие с водой. В водном растворе каждый ион гидратирован, то есть окружен молекулами воды.

*Число молекул воды может быть постоянным или переменным. Многие соли гидратируются постоянным числом молекул воды. Например, в медном купоросе четыре молекулы воды связываются с ионом меди $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, а одна молекула воды связывается с сульфат-ионом $\text{SO}_4^{2-} \cdot \text{H}_2\text{O}$. При выпаривании раствора, как вы уже знаете, образуется *кристаллогидрат* $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Ионы, как мы уже знаем, по своим свойствам отличаются от атомов. В водных растворах ионы беспорядочно двигаются в разных направлениях.

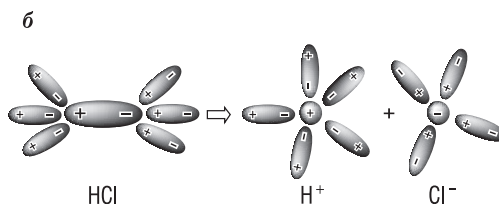
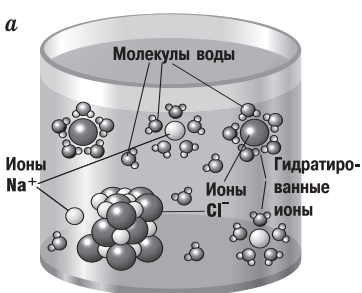


Рис. 5.4. Электролитическая диссоциация: а — ионного соединения; б — вещества с ковалентной полярной связью в воде

Сравните электрическую проводимость воды, кислот, щелочей, солей, сахара.

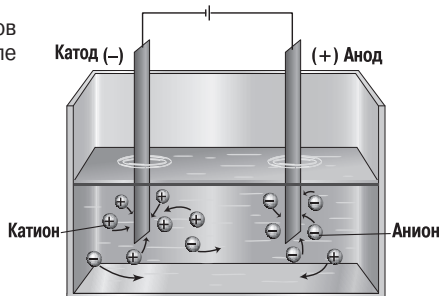


«Ион» с греческого означает «странствующий».



**Сравните гидраты и кристаллогидраты.

Рис. 5.5. Движение ионов в электрическом поле



При расплавлении веществ с ионной кристаллической решеткой также происходит высвобождение ионов.

Электролитическая диссоциация — это процесс высвобождения ионов вещества при растворении его в воде или в расплаве.

Если в раствор электролита поместить электроды, отрицательно заряженный катод и положительно заряженный анод, то лампочка в цепи загорится, так как благодаря ионам такой раствор проводит электрический ток (рис. 5.5).

Положение 2. Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы движутся к катоду, отрицательно заряженные — к аноду.

Поэтому положительно заряженные ионы называются *катионами*, а отрицательно заряженные — *анионами*. K^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} — катионы; Cl^- , S^{2-} , SO_4^{2-} — анионы.

5.5.2. Сильные и слабые электролиты.

*Степень диссоциации

Рассмотрим третье положение теории электролитической диссоциации Аррениуса.

Положение 3. Диссоциация — это обратимый процесс. Одновременно с диссоциацией — распадом молекул на ионы происходит соединение ионов в молекулы.

Это положение не касается веществ с ионной кристаллической решеткой. В твердом виде вещество состоит из ионов, а при растворении ионы высвобождаются и, конечно же, никаких молекул в растворе не образуют. Поэтому уравнения электролитической диссоциации ионных соединений записывают со знаком равенства:



Объясните названия «катион» и «анион».



Как обозначается обратимость диссоциации?



Вещества с полярной ковалентной связью подчиняются этому положению теории электролитической диссоциации.

*Количественно обратимая диссоциация характеризуется *степенью диссоциации* (α — альфа, греч.).

Степень диссоциации — это отношение числа распавшихся на ионы молекул ($N_{\text{дис.}}$) к общему числу растворенных молекул (N):

$$\alpha = \frac{N_{\text{дис.}}}{N}, \text{ или } \alpha = \frac{N_{\text{дис.}}}{N} \cdot 100 \%$$

Степень диссоциации выражается в долях единицы или в процентах.

При разбавлении растворов степень диссоциации увеличивается. Почему?

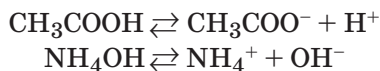
Если взять растворы электролитов с одинаковой концентрацией растворенных веществ (0,1 моль/л), то можно условно разделить все электролиты по степени диссоциации на три группы.

1. **Сильные электролиты** диссоциированы на 30 %–100 %; например HNO_3 , HCl диссоциированы на 92 %, что означает, что из 100 молекул диссоциировало 92 молекулы.

2. **Электролиты средней силы** диссоциированы в пределах 3–30 %; например, фосфорная кислота H_3PO_4 — 26 %.

3. **Слабые электролиты** имеют степень диссоциации меньше 3 %, например, уксусная кислота CH_3COOH — 1,3 %, угольная кислота — 0,17 %; NH_4OH — 1,3 %. Это значит, что из 200 молекул уксусной кислоты диссоциировало 3 молекулы. Это деление условно.

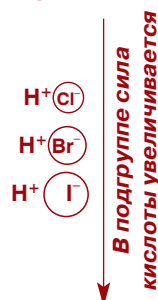
Уравнения электролитической диссоциации для средних и слабых электролитов записывают со знаком обратимости:



Таким образом, все ионные соединения попадают в группу сильных электролитов, хотя реально в их растворах ионы притягиваются друг к другу и образуют «клубки» ионов — ассоциаты (но не молекулы!). Поэтому их степень диссоциации, которая определяется экспериментально по электрической проводимости растворов, оказывается равной не 100 %, а несколько меньшей. Например, в растворах с концентрацией вещества 0,1 моль/л для солей M^+X^- (NaCl) — степень диссоциации 80–90 %, для солей $M^{2+}X_2^-$ или $M_2^+X^{2-}$ (CaCl_2 , Na_2SO_4) — 70–80 %, для щелочей NaOH , KOH — 80–90 %.

Сравните представления: распад на ионы и высвобождение ионов. Сравните сильные и слабые электролиты.

Объясните закономерность:



Условно!

Сильные электролиты диссоциируют на 30–100%.
 Электролиты средней силы диссоциируют на 3–30%.
 Слабые электролиты имеют степень диссоциации меньше 3%.

Распределение электролитов по степени диссоциации представлено в таблицах 5.1 и 5.2.

Таблица 5.1. **Сильные и слабые электролиты**

Сильные электролиты	Слабые электролиты
Кислоты	
HCl, HBr, HI, HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , HClO ₄	H ₂ S, H ₂ CO ₃ , H ₂ SiO ₃ , HClO, CH ₃ COOH
средние H ₃ PO ₄ , H ₂ SO ₃	
Основания	
LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH, Ra(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ и Ca(OH) ₂ в растворе	Все нерастворимые основания, NH ₄ OH
Соли	
Все растворимые соли	H ₂ O

*Таблица 5.2. **Степень диссоциации (α) кислот, оснований и солей**

УВЕЛИЧИВАЕТСЯ
СИЛА
КИСЛОТ

УВЕЛИЧИВАЕТСЯ
СИЛА
КИСЛОТ

№	Электролиты C = 0,1 моль/л, t° = 18 °C	Формула	α , (%)
Кислоты			
1.	Фтороводородная	HF	8
2.	Соляная	HCl	92
3.	Бромоводородная	HBr	93
4.	Иодоводородная	HI	95
5.	Азотная	HNO ₃	92
6.	Серная	H ₂ SO ₄	58
7.	Фосфорная	H ₃ PO ₄	26
8.	Сернистая	H ₂ SO ₃	20
9.	Уксусная	CH ₃ COOH	1,3
10.	Угльная	H ₂ CO ₃	0,17
11.	Сероводородная	H ₂ S	0,1
Основания			
1.	Гидроксид калия	KOH	89
2.	Гидроксид натрия	NaOH	84
3.	Гидроксид бария	Ba(OH) ₂	77
4.	Гидроксид алюминия	Al(OH) ₃	1,3
5.	Гидроксид аммония	NH ₄ OH	1,3
Соли			
1.	Хлорид калия	KCl	86
2.	Хлорид натрия	NaCl	84
3.	Сульфат магния	MgSO ₄	45

5.6. Диссоциация кислот и оснований

5.6.1. Диссоциация кислот

Кислоты — это электролиты, которые диссоциируют с образованием катионов водорода и анионов кислотных остатков.

*Число ионов водорода, которое образуется при диссоциации кислот, называется основностью кислоты.

Сильные кислоты

Одноосновные кислоты (один ион H^+ !)

Соляная кислота $HCl = H^+ + Cl^-$ — хлорид-ион

Бромоводородная кислота $HBr = H^+ + Br^-$ — бромид-ион

Иодоводородная кислота $HI = H^+ + I^-$ — иодид-ион

Азотная кислота $HNO_3 = H^+ + NO_3^-$ — нитрат-ион

Хлорная кислота $HClO_4 = H^+ + ClO_4^-$ — перхлорат-ион

Двухосновные кислоты (два иона H^+ !)

Диссоциируют ступенчато:

Серная кислота

*I ступень $H_2SO_4 = H^+ + HSO_4^-$ — гидросульфат-ион

*II ступень $HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$ — сульфат-ион

Суммарное уравнение $H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$ — двухосновная кислота

В уравнениях диссоциации сумма зарядов ионов слева и справа должна быть одинакова.

Серная кислота образует два ряда солей: *средние* — сульфаты, например Na_2SO_4 , и *кислые* — гидросульфаты $NaHSO_4$.

Общие свойства кислот: кислый вкус, окраска индикаторов (лакмус — красный, метилоранж — розовый) объясняются образованием иона водорода при диссоциации.

Кислоты средней силы

К таким кислотам относятся, например, сернистая H_2SO_3 и фосфорная H_3PO_4 кислоты. По первой ступени обе они диссоциируют как сильные кислоты, что обозначается знаком равенства (=). По остальным ступеням — как слабые кислоты, что обозначается знаком обратимости (\rightleftharpoons).

Сернистая кислота

*I ступень $H_2SO_3 = H^+ + HSO_3^-$ — гидросульфит-ион

*II ступень $HSO_3^- \rightleftharpoons H^+ + SO_3^{2-}$ — сульфит-ион

Суммарное уравнение $H_2SO_3 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_3^{2-}$ — двухосновная кислота

Сернистая кислота также образует два ряда солей:



В уравнениях диссоциации сумма зарядов ионов слева должна быть равна сумме зарядов ионов справа.



Обратите внимание на причину общих свойств кислот.

Сульфит ион SO_3^{2-} образует Na_2SO_3 — сульфит натрия (средняя соль).

Гидросульфит ион HSO_3^- образует NaHSO_3 — гидросульфит натрия (кислая соль).

***Сравните состав ионов кислотных остатков, образующихся при диссоциации фосфорной кислоты.**

Фосфорная кислота

*I ступень $\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ — *дигидрофосфат-ион*

*II ступень $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ — *гидрофосфат-ион*

*III ступень $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ — *фосфат-ион*

Суммарное уравнение $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ — *трехосновная кислота*

Она образует три ряда солей — одну среднюю и две кислоты:

Фосфат-ион PO_4^{3-} образует Na_3PO_4 — фосфат натрия (средняя соль).

Гидрофосфат-ион HPO_4^{2-} образует Na_2HPO_4 — гидрофосфат натрия (кислая соль).

Дигидрофосфат-ион H_2PO_4^- образует NaH_2PO_4 — дигидрофосфат натрия (кислая соль).

Слабые кислоты

На всех ступенях диссоциации слабых кислот записываем знак обратимости (\rightleftharpoons):

Уксусная кислота $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$
ацетат-ион

**Хлорноватистая кислота* $\text{HClO} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ClO}^-$ — *гипохлорит-ион*

Сероводородная кислота

*I ступень $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$ — *гидросульфид-ион*

*II ступень $\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ — *сульфид-ион*

Суммарное уравнение $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ — *двухосновная кислота*

Образование солей:

Сульфид-ион S^{2-} образует среднюю соль Na_2S — сульфид натрия.

Гидросульфид-ион HS^- образует кислую соль NaHS — гидросульфид натрия.

Угльная кислота

*I ступень $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ — *гидрокарбонат-ион*

*II ступень $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ — *карбонат-ион*

Суммарное уравнение $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ — *двухосновная кислота*

Образование солей:

Карбонат-ион CO_3^{2-} образует соль Na_2CO_3 — карбонат натрия (средняя соль).

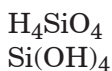
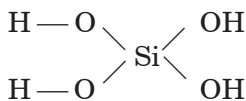
***Сравните одно-, двух- и трехосновные кислоты по степени диссоциации и образованию солей.**



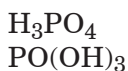
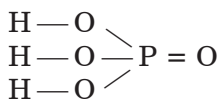
*Основность кислоты равна числу ионов H^+ , образующихся при диссоциации.

Гидрокарбонат-ион HCO_3^- образует соль NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия (кислая соль).

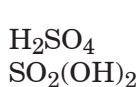
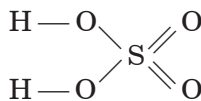
*В периоде сила кислородсодержащих кислот возрастает.



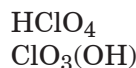
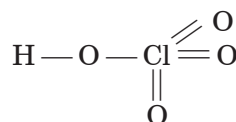
слабая кислота



кислота средней силы



сильная кислота



очень сильная кислота

5.6.2. Диссоциация оснований

Основания — это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и анионы OH^- .

Основания делятся на *нерастворимые* и *растворимые* (щелочи).

Диссоциация щелочей

Все щелочи в кристаллическом виде состоят из ионов щелочных или щелочноземельных металлов и сложных ионов OH^- . Поэтому их диссоциация сводится к высвобождению ионов из решетки под действием молекул воды. Все щелочи — сильные электролиты (табл. 5.1), диссоциируют полностью без ступеней:

Гидроксид лития



Гидроксид натрия



Гидроксид калия



Гидроксид рубидия



Гидроксид цезия



Гидроксид франция



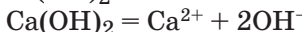
Гидроксид бария



Гидроксид стронция



Гидроксид кальция



(известковая вода)

Объясните, почему сильные основания диссоциируют полностью, а не ступенчато.

**Диссоциация нерастворимых оснований

В нерастворимых основаниях связь металл — кислород ($\text{Me}-\text{OH}$) не чисто ионная, а в значительной мере ковалентная. Поэтому нерастворимые основания — слабые электролиты и диссоциируют ступенчато:



Катион FeOH^+ называется катионом гидроксожелеза (II) и может образовывать соли с кислотными остатками, например:

Сравните диссоциацию щелочей и нерастворимых оснований.



$\overline{\text{FeOH}^+\text{Cl}^-}$ — хлорид гидроксожелеза (II)

$(\overline{\text{FeOH}})_2^+\text{SO}_4^{2-}$ — сульфат гидроксожелеза (II)

Такие соли называются **основными**, так как в их состав входят группы OH^- , оставшиеся от основания. С этим типом солей вы познакомились впервые.

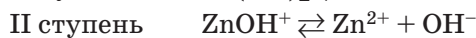
*Амфотерные основания

Все амфотерные основания нерастворимы в воде, например гидроксид цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$, гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ (приложение, табл. 3, стр. 274).

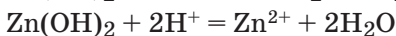
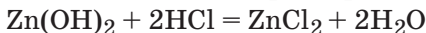
Амфотерность — это способность одного вещества проявлять и основные, и кислотные свойства.

Амфотерные основания (гидроксиды) — это электролиты, образующие при диссоциации в водном растворе одновременно катионы H^+ и анионы OH^- , то есть диссоциирующие по типу и кислоты и основания.

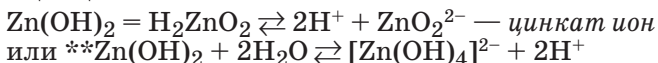
Амфотерные основания диссоциируют как слабые основания ступенчато:



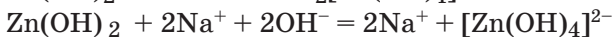
Как основания они реагируют с кислотами:



Для амфотерных оснований возможна и кислотная диссоциация:



При взаимодействии со щелочами проявляются кислотные свойства амфотерных оснований:



*1. В каком ряду сила кислот возрастает?

а) H_2Te , H_2Se , H_2S ; б) HCl , HBr , HI . Объясни свой выбор.

2. При диссоциации какого электролита в воде образуется только один вид катионов H^+ :

*а) гидрофосфат натрия; б) серная кислота;

**в) хлорид гидроксожелеза (III); г) гидроксид натрия.

Докажи правильность выбора.

3. Какие уравнения диссоциации составлены неверно:

*а) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ д) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

б) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{CaOH}^+ + \text{OH}^-$ е) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{SO}_4^{2-}$

в) $\text{BaCl}_2 \rightleftharpoons \text{BaCl}^+ + \text{Cl}^-$ ж) $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$

*г) $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{OH}^-$ з) $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

Объясни свой выбор.

Составьте формулы и уравнения диссоциации амфотерных оснований Cr (III), Al, Sn (II), Pb (II).



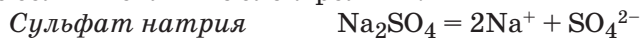
ОЦЕНИВАНИЕ?

5.7 Диссоциация солей

Рассмотрим диссоциацию солей всех видов, с которыми мы познакомились. Соли бывают средние, кислые,* основные.

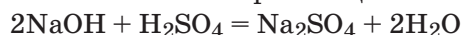
Средние соли — это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и анионы кислотного остатка.

Диссоциация растворимых солей происходит полностью, нет ступенчатой диссоциации. Все растворимые соли — сильные электролиты.



(Исключение по катиону!)

Средние соли получают многими способами. Один из них — полная нейтрализация кислоты основанием:



***Кислые соли — это электролиты, которые диссоциируют как сильные электролиты на катион металла и анион кислотного остатка, в состав которого входит один или два атома водорода, оставшиеся от соответствующей кислоты.**

Какие катионы образуются при диссоциации кислых солей?

Кислые соли диссоциируют ступенчато:

I ступень, как соль — *сильный электролит*

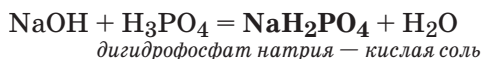


II ступень, как слабая кислота:

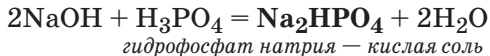


Таким образом, в растворах кислых солей присутствует катион водорода H^+ .

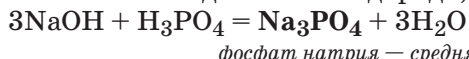
Кислые соли получаются при действии на основания избытка кислоты:



Здесь на металл обменивается только один атом водорода кислоты, происходит неполная нейтрализация кислоты;



обмениваются на металл два атома водорода;



полная нейтрализация — получается средняя соль.

Кислые соли имеют важное значение. Так, гидрокарбонат кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ содержится в природной

воде и придает воде временную или карбонатную жесткость. При нагревании разлагается до средней соли:



Гидрокарбонат натрия NaHCO_3 — пищевая сода, применяется для выпечки, полоскания горла, чистки посуды.

Дигидрофосфат кальция $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — двойной суперфосфат, гидрофосфат кальция $\text{CaHPO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — преципитат — минеральные фосфорные удобрения.

****Основные соли — это электролиты, которые диссоциируют на гидроксокацион металла, в состав которого входят гидроксогруппы, оставшиеся от соответствующего основания, и анион кислотного остатка.**

Основные соли диссоциируют ступенчато:

I ступень, как соль — сильный электролит:



II ступень, как слабое основание:



Таким образом, в растворах основных солей присутствует гидроксид-анион OH^- .

Большинство основных солей нерастворимы в воде. Они имеют меньшее значение, чем средние и кислоты. Так, в природе встречается минерал малахит — основной карбонат меди: $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — карбонат гидроксомеди (II), из него изготавливают предметы искусства; соль MgOHCl образуется при получении зубного цемента.

Основные соли получают при неполной нейтрализации кислотой слабого основания с многозарядным катионом:

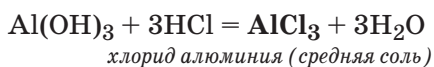
а) при реакции с одной молекулой кислоты обменивается одна группа OH^-



б) с двумя молекулами кислоты обмениваются две группы OH^-



в) с тремя молекулами кислоты обмениваются три группы OH^- и образуется средняя соль



*Сравните кислоты, средние и основные соли.



Выберите выигрышный путь, который составляют:

*а) кислоты, которые могут образовать кислые соли;

**б) основные соли

HNO ₃	HBr	HClO ₄	Fe(OH) ₂	Na ₂ HPO ₄	MgOHCl
H ₂ SO ₄	H ₂ CO ₃	H ₃ PO ₄	Ca(3PO ₄) ₂	CuSO ₄	(CuOH) ₂ CO ₃
HCl	H ₂ S	H ₂ SO ₃	BaCl ₂	Ca(HCO ₃) ₂	Al(OH) ₂ Cl



Составьте уравнения электролитической диссоциации веществ, составляющих выигрышный путь.

Составьте формулы кислых солей, образованных из кислот, составляющих выигрышный путь, и уравнения их диссоциации. Составьте подобные задания по пройденной теме и задайте своим соученикам.

*1. В водных растворах каких солей среда кислая:

- а) дигидрофосфат натрия;
- б) гидроксосульфат алюминия;
- в) хлорид кальция;
- г) гидросульфат натрия?

Объясни свой выбор.

2. По таблице растворимости (табл. 8, стр. 282) составь формулы растворимых средних солей, напиши уравнения их диссоциации (составляй формулы по аниону: хлориды, сульфаты и т. д.).

**3. Из 500 г раствора сульфата железа (II) с массовой долей FeSO₄ 40 % выпало 100 г железного купороса FeSO₄ · 7H₂O. Вычисли массовую долю соли в оставшемся растворе.

*4. Какая соль получится при пропускании оксида углерода (IV) объемом 2,24 л (н. у.) через 100 мл раствора:

- а) NaOH с концентрацией 0,2 моль/л;
- б) NaOH с массовой долей 5 % (ρ = 1,05 г/см³);
- в) KOH с концентрацией 2 моль/л;
- г) KOH с массовой долей 15 % (ρ = 1,25 г/см³);
- д) Ca(OH)₂ с массовой долей 2 % (ρ = 1 г/см³)?



5.8. Диссоциация воды и реакция среды

Вода — очень слабый электролит. Диссоциируют только две из каждого миллиарда молекул. Вода диссоциирует с образованием катионов водорода (H⁺) и гидроксид-анионов (OH⁻):



Вода — это одновременно и кислота, и основание. Такие вещества называются **амфотерными**.

В чистой воде и некоторых растворах число ионов H⁺ равно числу ионов OH⁻, их концентрации равны ([H⁺]=[OH⁻]), они нейтрализуют друг друга. В таком случае говорят, что **среда нейтральная**, или **раствор нейтральный**.

Выберите выражение, характеризующее нейтральную среду.



Водородный показатель рН характеризует кислотность среды.

В растворах кислот число ионов H^+ намного больше, чем ионов OH^- из воды ($[H^+] > [OH^-]$). В таком случае говорят, что *среда кислая*, или *раствор кислый*.

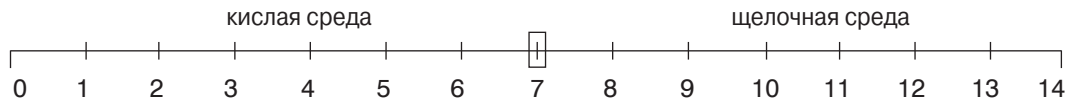
В растворе щелочи число ионов H^+ из воды намного меньше, чем число ионов OH^- из щелочи ($[H^+] < [OH^-]$). Тогда говорят, что *среда щелочная*, или *раствор щелочной*.

Нейтральную, кислую и щелочную среду определяют в единицах рН (читается как «пэ-аш»). Водородный показатель рН характеризует кислотность среды, принимает значения от 0 до 14. Нейтральная среда имеет рН равное 7, кислая — рН меньше 7, щелочная — больше 7:

Среда	рН
нейтральная	7
кислая	< 7
щелочная	> 7

Чем меньше значение рН, тем кислее раствор, тем больше в нем ионов H^+ .

Шкала изменения рН



С помощью универсального индикатора можно определить рН растворов от 0 до 12.

Оценить значение рН (больше или меньше семи) можно также с помощью известных вам индикаторов (табл. 5.3).

Таблица 5.3. Окраска индикаторов и рН среды

Индикатор	рН перехода окраски	Окраска индикаторов в среде		
		кислой	нейтральной	щелочной
Метилоранж	4	красный рН < 4	оранжевый рН = 4-7	желтый рН > 7
Лакмус	7	красный рН < 7	фиолетовый рН = 7	синий рН > 7
Фенолфталеин	9	бесцветный	бесцветный	малиновый рН > 9

На рис. 5.6 (стр. 159) представлены значения рН растворов некоторых веществ, часто встречающихся в быту.

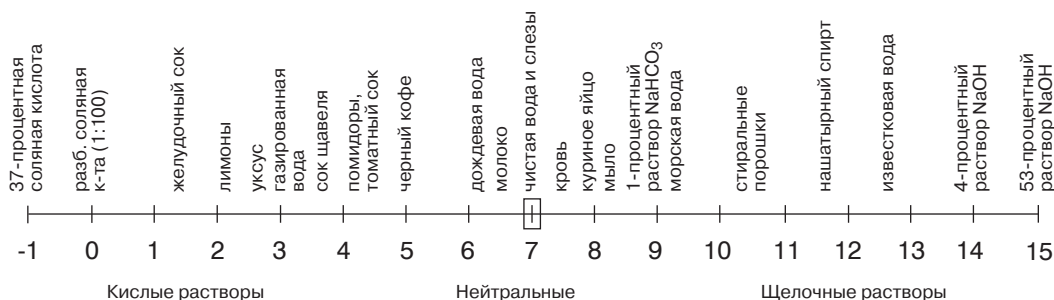


Рис. 5.6. Значения pH некоторых веществ

Если у человека повышенная кислотность желудочного сока, значит, его pH ниже нормы (1,4), а при пониженной кислотности pH выше нормы.

Теперь вы знаете, что, например, pH = 5,5 означает слабокислый раствор, наиболее благоприятный для кожи человека. На многих косметических товарах принято указывать значения pH.

Очень важное значение имеет кислотность почв. Например, для выращивания картофеля оптимальное значение pH равно 5. Картофель может расти в пределах значений pH от 4 до 8, то есть на слабокислых и слабощелочных почвах.

С помощью химических реакций люди научились регулировать кислотно-щелочной баланс в природе. Как это делается, мы узнаем позже.

Исследуйте, какую реакцию среды показывают косметические средства.



Исследование кислотно-основного характера веществ, используемых в повседневной жизни

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, стеклянная палочка, универсальный индикатор; **растворы:** NaOH, средства для мытья посуды, сахара; яблочный сок; газированная вода, водопроводная вода, дождевая вода, дистиллированная вода и др.

Получите у учителя несколько желтых бумажных полосок универсального индикатора и цветную шкалу pH (реакции среды). Разложите полоски на листе бумаги и приклейте один конец полосок к листу липкой лентой. На свободные концы полосок индикаторной бумаги нанесите стеклянной палочкой капли растворов, указанных учителем.

Сравните окраску полосок со шкалой pH, запишите значения pH и реакцию среды (кислая, нейтральная, щелочная) в таблицу:

Раствор / Индикатор	яблочный сок	мин. газ. вода	средство для мытья посуды	водопроводная вода	дождевая вода	дистиллированная вода
Значение pH						
Реакция среды						

Не забывайте промывать стеклянную палочку после каждого раствора!

Марафон знаний

У здоровой кожи слабокислая реакция с pH 5,5. Значения pH отличаются от среднего на разных участках кожи. В частях тела, менее доступных воздуху, например под мышками, между пальцами ног pH ниже, чем у кожи лица. При повышении pH до щелочной реакции кожа становится более чувствительной, легче подвергается кожным заболеваниям, так как меньше защищена от микробов. При умывании pH кожи может повыситься от 5,5 до 8. Чтобы подавить этот эффект за счет естественных выделений и продуктов обмена веществ и восстановить кислую среду, кожа проявляет большие усилия. В результате наблюдается усталость кожи и преждевременное старение.

За исключением тех случаев, когда кожа требует специального медицинского ухода, восстановить нормальное значение pH можно с помощью косметических средств, лосьонов, кремов.

Посмотри, какое значение pH указано на упаковке шампуня, которым ты пользуешься.

5.9. Взаимодействия в растворах электролитов

Все взаимодействия в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов в осадок, газ или слабый электролит.

Вспомним и обобщим знания об этих взаимодействиях на примере химических свойств электролитов: кислот, оснований и солей.

Для каждого вещества, записанного в молекулярном уравнении реакции, необходимо выяснить два аспекта:

– растворимо вещество или нет (см. таблицу растворимости (приложение, стр. 282);

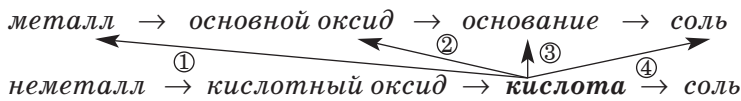
– является ли вещество сильным или слабым электролитом (табл. 5.1).

При составлении ионных уравнений соблюдаем правило:

Только сильные электролиты записывают в ионной форме.

5.9.1. Химические свойства кислот

Химические свойства кислот можно вывести на основании схемы генетической связи классов неорганических соединений:



Ключ к этой схеме: «родственники» (члены одного ряда) не взаимодействуют, реагируют только члены противоположных рядов.

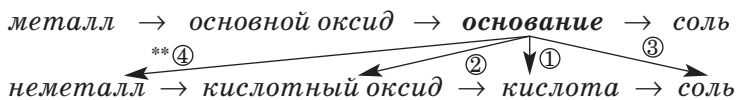
В соответствии со схемой составьте молекулярные и ионные уравнения реакций 1, 2, 3, 4.

Например:

1. $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$ (МУ)
 $Fe + 2H^+ + 2Cl^- = Fe^{2+} + 2Cl^- + H_2\uparrow$ (ПИУ)
 $Fe + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2\uparrow$ (СИУ)
2. $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$
 $CaO + 2H^+ + 2Cl^- = Ca^{2+} + 2Cl^- + H_2O$
 $CaO + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O$
3. а) $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$
 $Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- = Na^+ + Cl^- + H_2O$
 $H^+ + OH^- = H_2O$
 б) $Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$
 $Cu(OH)_2 + 2H^+ + 2Cl^- = Cu^{2+} + 2Cl^- + 2H_2O$
 $Cu(OH)_2 + 2H^+ = Cu^{2+} + 2H_2O$
4. $AgNO_3 + HCl = AgCl\downarrow + HNO_3$
 $Ag^+ + NO_3^- + H^+ + Cl^- = AgCl\downarrow + H^+ + NO_3^-$
 $Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$

5.9.2. Химические свойства оснований

Химические свойства оснований можно также вывести на основании схемы:



Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций 1, 2, 3, 4**.



Для перехода от молекулярного уравнения к ионному для каждого вещества задаем себе два вопроса:
 – Растворимо вещество или нет?
 – Сильный или слабый электролит?
 При составлении ионных уравнений соблюдаем правило: только сильные электролиты записываем в ионной форме. Нерастворимые вещества, газы и слабые электролиты записываем в молекулярной форме.



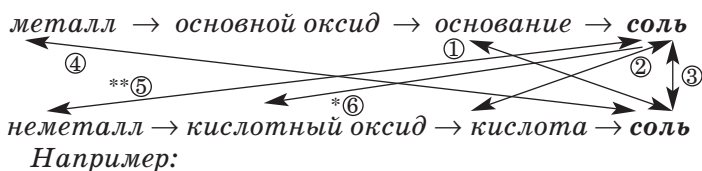
Сравните химические свойства кислот и оснований.

Например:

1. а) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (МУ)
 $2\cancel{\text{Na}^+} + 2\cancel{\text{OH}^-} + 2\text{H}^+ + \cancel{\text{SO}_4^{2-}} = 2\cancel{\text{Na}^+} + \cancel{\text{SO}_4^{2-}} + 2\text{H}_2\text{O}$ (ПИУ)
 $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ (СИУ)
- б) $2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{Al}(\text{OH})_3 + 6\text{H}^+ + 3\text{SO}_4^{2-} = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-} + 6\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
3. $2\text{NaOH} + \text{ZnCl}_2 = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
 $2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + \text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$
 $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow$
- 4**. $2\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{Cl}_2 = \text{Ca}(\text{OCl})_2 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
хлорная известь

5.9.3. Химические свойства солей

Составьте по схеме молекулярные и ионные уравнения реакций, характеризующих химические свойства солей:



1. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$
 $2\text{Al}^{3+} + 3\cancel{\text{SO}_4^{2-}} + 6\cancel{\text{Na}^+} + 6\text{OH}^- =$
 $2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 6\cancel{\text{Na}^+} + 3\cancel{\text{SO}_4^{2-}}$
 $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$
2. $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$
 $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^-$
 $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$
3. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{BaCl}_2 = 3\text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{AlCl}_3$
 $2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-} + 3\text{Ba}^{2+} + 6\text{Cl}^- =$
 $3\text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{Al}^{3+} + 6\text{Cl}^-$
 $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$
4. $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
 $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Fe} = \text{Cu} + \text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} = \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$
- 5**. $2\text{KI} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{I}_2$
 $2\text{KBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$
 $2\text{KI} + \text{Br}_2 = 2\text{KBr} + \text{I}_2$

Выведите по схеме генетической связи способы получения солей, считая, что каждое взаимодействие двух рядов дает соль (13 способов!).



Реакция
нейтрализации с
участием слабых
электролитов
обратима.

Эта реакция обратима, так как конкурируют два слабых электролита: вода и слабое нерастворимое основание Fe(OH)_2 . Следовательно, FeCl_2 – соль слабого основания Fe(OH)_2 и сильной кислоты HCl может взаимодействовать с водой, делая реакцию нейтрализации обратимой. Реакцию можно довести практически до конца, если взять избыток кислоты.

***III. Сильное основание + слабая кислота**



слабый сильный сильный слабый
электролит электролит электролит электролит



Эта реакция также обратима, потому что конкурируют два слабых электролита: вода и слабая кислота. Таким образом, соль слабой кислоты и сильного основания может обратимо взаимодействовать с водой.

Реакцию можно довести практически до конца, если добавить избыток щелочи.

***IV. Слабое основание + слабая кислота**



слабый слабый сильный слабый
электролит электролит электролит электролит



Эта реакция также обратима, потому что конкурируют два слабых электролита слева и один справа. Соль слабой кислоты и слабого основания обратимо взаимодействует с водой, образуя слабую кислоту и слабое основание.

То есть для слабых кислот и слабых оснований не характерна прямая реакция — нейтрализация, а осуществляется обратная — взаимодействие соли с водой.

***Выясните путем составления уравнений остальных реакций (KOH + CH₃COOH, H₂S + NaOH, H₂S + KOH), что получается в результате и как будут вести себя продукты реакции.**

Можно ли полностью нейтрализовать слабое основание? А слабую кислоту?

Найдите в таблице растворимости соли, образованные слабыми кислотами и слабыми основаниями. Обратите внимание, что большинство этих солей разлагаются водой или не существуют.

Например, если сухим путем получить соль Al_2S_3 по реакции $2\text{Al} + 3\text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_2\text{S}_3$ и попытаться растворить ее в воде, то образуется основание $\text{Al}(\text{OH})_3$ и кислота H_2S :



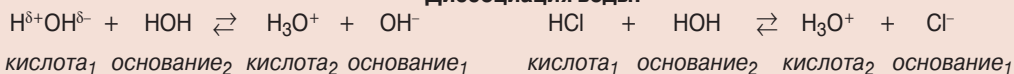
Марафон знаний

В 1923 году датский ученый Йоханнес Николаус Брэнстед и английский ученый Томас Мартин Лоури предложили *протолитическую теорию кислот и оснований*.

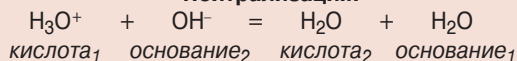
Кислота — это частица, которая отщепляет протон (ион водорода).

Основание — это частица, которая присоединяет протон.

Диссоциация воды:



Нейтрализация:



Эта теория хорошо объяснила неводные растворы.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ



Экспериментальное исследование условий протекания реакций ионного обмена

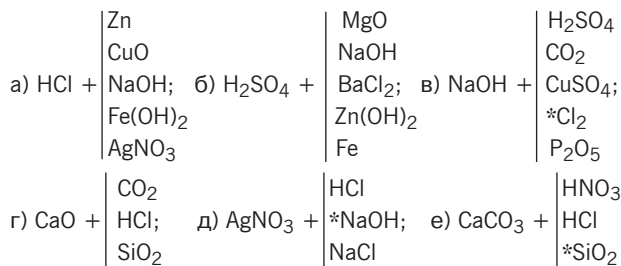
Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, растворы CuSO_4 , NaOH , Na_2S , H_2SO_4 .

№	Ход работы	Наблюдения	Выводы
1.	В пробирку с 1 мл раствора H_2SO_4 и несколькими каплями метилового оранжевого добавьте 1 мл раствора NaOH .	_____	
2.	В пробирку с 1 мл раствора CuSO_4 добавьте 1 мл раствора NaOH .	Образуется осадок _____ цвета.	
3.	В пробирку с 1 мл раствора Na_2S добавьте 1 мл раствора H_2SO_4 . Определите запах содержимого пробирки (соблюдайте правила!).	Ощущается запах _____.	

Сформулируйте общий вывод об условиях протекания реакций ионного обмена. Приведите в порядок рабочее место!

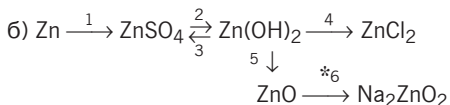
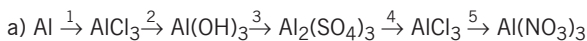
ОЦЕНИВАНИЕ?

1. Закончи уравнения реакций:



Составь молекулярные и ионные (там, где возможно) уравнения реакций.

2. Составь молекулярные и ионные уравнения для следующих превращений:



3. Составь формулы солей:

- а) сильного основания и сильной кислоты;
 *б) слабого основания и сильной кислоты;
 *в) сильного основания и слабой кислоты.

Составь молекулярные и ионные уравнения реакций нейтрализации для этих случаев.

4. Укажи в таблице растворимости соли слабых кислот и слабых оснований, которые:

- а) разлагаются водой; б) не существуют;
 в) нерастворимы в воде.

5. В трех пробирках находятся:

- а) кислоты: 1) HCl 2) HNO₃ 3) H₂SO₄
 б) основания: 1) NaOH 2) Ca(OH)₂ 3) Ba(OH)₂
 в) соли: 1) KCl 2) K₂SO₄ 3) K₃PO₄

Как распознать вещества? Докажи правильность ответа.

Проект

Реальный профиль

Растворы в повседневной деятельности. Значение pH растворов для здоровья

Аргумент

В повседневной жизни мы сталкиваемся с различными растворами, без которых мы не можем представить свое существование.

В первую очередь в качестве таких растворов назовем минеральные воды, которые являются, по сути, природными водами с высоким содержанием солей, и обладают лечебными свойствами.

Перекись водорода — это дезинфицирующий раствор (из 97 частей воды и 3 частей пергидроля) и т. д.

Воздух — газообразный раствор, незаменимый для жизни.

Сформируйте группу из 2–3 одноклассников и выполните проект по предложенной теме. Внимательно прочитайте опорные направления темы.

Тематические ориентиры

- Определение растворов и их агрегатные состояния
- Значение растворов для повседневной жизни
- pH растворов и его важность для здоровья
- Влияние некоторых растворов на качество жизни

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Коллаж
- Реферата/Эссе

Представление

- Каждая группа выберет представителя/представителей и способ презентации
- Презентация проекта — до 8 минут

Критерии оценивания

- Структура проекта;
- Корректность научного содержания работы
- Актуальность содержания работы
- Использованные источники информации
- Соблюдение времени представления проекта

Проект**Гуманитарный профиль****Состав минеральных вод, их классификация и влияние на здоровье человека****Аргумент**

В настоящее время в год бутилируют почти 200 миллиардов литров воды, поставляя на рынок множество видов минеральных вод. Иногда, когда мы хотим купить питьевую воду, нам сложно сделать необходимый выбор. Тем более, что надо учитывать и качество покупаемой воды, чтобы насладиться ее благотворным влиянием на наше здоровье.

Сформируйте группу из 2–3 одноклассников и выполните проект по предложенной теме. Внимательно прочитайте опорные направления темы, представленные ниже.

Тематические ориентиры

- Классификация минеральных вод: критерии классификации
- Бутилированная минеральная вода в Республике Молдова
- Определите некоторые типы минеральной воды, опишите их состав и их воздействие на организм человека, особенно на новорожденных
- Рекомендации по употреблению минеральной воды

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Коллажи
- Реферат/Эссе

Представление

- Каждая группа выберет представителя/представителей и способ презентации
- Презентация проекта — до 8 минут

Критерии оценивания

- Структура проекта;
- Корректность научного содержания работы
- Актуальность содержания работы
- Использованные источники информации
- Соблюдение времени представления проекта

Примечание. Разработайте проект «Роль растворов в медицине, сельском хозяйстве и т. д.», опираясь на ориентиры к данному проекту.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ

№7

Экспериментальное исследование общих химических свойств кислот, оснований, солей

Оборудование и реактивы: Растворы HCl , Ca(OH)_2 , H_2SO_4 , индикатор, вода, NaOH , CuSO_4 , CaO , Zn , штатив для пробирок.

1. Докажите экспериментально, что Ca(OH)_2 обладает основными свойствами.

Налейте в три пробирки по 1 мл раствора Ca(OH)_2 . В первую пробирку добавьте фенолфталеин, во вторую пробирку — HCl , в третью пробирку пропустите ток CO_2 .

Заполните данную таблицу:

Основание	Реактив	Наблюдения, уравнения реакций
Ca(OH)_2	фенолфталеин	
Ca(OH)_2	HCl	
Ca(OH)_2	CO_2	

2. Экспериментально докажите, что HCl обладает свойствами кислот.

В три пробирки налейте по 1 мл раствора HCl . В первую пробирку добавьте лакмус, во вторую — каплю лакмуса и NaOH , в третью пробирку — CaO , в четвертую — Zn .

Заполните данную таблицу:

Кислота	Реактив	Наблюдения, уравнения реакций
HCl	лакмус	
HCl + лакмус	NaOH	
HCl	CaO	
HCl	Zn	

3. Экспериментально продемонстрируйте общие свойства солей.

В пробирки налейте по 1 мл растворов солей: BaCl_2 (одна пробирка), CuSO_4 (две пробирки).

В первую пробирку добавьте H_2SO_4 , во вторую — NaOH , в третью — BaCl_2 .

Заполните данную таблицу:

Соль	Реактив	Наблюдения, уравнения реакций
BaCl ₂	H ₂ SO ₄	
CuSO ₄	NaOH	
CuSO ₄	BaCl ₂	

Сформулируйте выводы.

Приведите в порядок рабочее место!

*5.10. Вычисления по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ дано в избытке

Главное в задачах такого типа — научиться определять, какое вещество взято в избытке. Для этого вспомним, как мы ранее проводили вычисления по уравнениям реакций.

Задача 1

Для получения водорода взят цинк количеством вещества 2 моль. Вычислите количество вещества соляной кислоты, хлорида цинка и водорода, а также отношение $\frac{v \text{ (по условию)}}{v \text{ (по уравнению)}}$ для всех веществ. Сделайте вывод.

Дано:

$$v(\text{Zn}) = 2 \text{ моль}$$

$$v(\text{HCl}) - ?$$

$$v(\text{ZnCl}_2) - ?$$

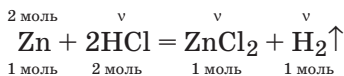
$$v(\text{H}_2) - ?$$

$$\frac{v_{\text{усл.}}}{v_{\text{ур.}}} - ?$$

$$v_{\text{ур.}}$$

Решение:

1. Запишем уравнение реакции. Укажем *под уравнением* количество всех веществ по уравнению, а *над уравнением* то, что дано в условии:



2. Вычислим из уравнения количество вещества HCl, ZnCl₂, H₂:

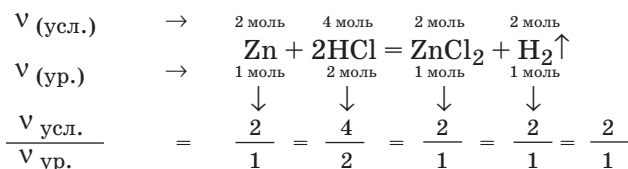
$$v(\text{HCl}) = 2 v(\text{Zn}) = 2 \cdot 2 \text{ моль} = 4 \text{ моль}$$

$$v(\text{ZnCl}_2) = v(\text{Zn}) = 2 \text{ моль}$$

$$v(\text{H}_2) = v(\text{Zn}) = 2 \text{ моль}$$

3. Запишем уравнение с полученными данными и вычислим отношение

$$\frac{v_{\text{усл.}}}{v_{\text{ур.}}}$$



Вывод: для всех веществ отношение $\frac{v_{\text{усл.}}}{v_{\text{ур.}}}$ **одинаково**, если нет избытка одного из реагирующих веществ.

Задача 2

Для получения водорода взят цинк количеством 2 моль и соляная кислота количеством 5 моль. Определите, какое вещество взято в избытке. Вычислите количество вещества водорода.

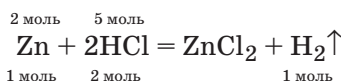
Дано:

$$v(\text{Zn}) = 2 \text{ моль}$$

$$v(\text{HCl}) = 5 \text{ моль}$$

$$v(\text{H}_2) = ?$$

Решение:

1. Запишем уравнение реакции**2.** Определим, что в избытке.

Из первой задачи мы знаем, что на 2 моль Zn требуется 4 моль HCl, следовательно, HCl — в избытке.

Вычислим отношение $\frac{v_{\text{усл.}}}{v_{\text{ур.}}}$ для Zn и HCl и сравним их:

$$\frac{v_{\text{усл.}}(\text{Zn})}{v_{\text{ур.}}(\text{Zn})} = \frac{2}{1} < \frac{5}{2} = \frac{v_{\text{усл.}}(\text{HCl})}{v_{\text{ур.}}(\text{HCl})}$$

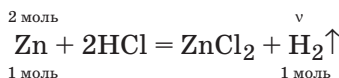
избыток

Для соляной кислоты, о которой мы знаем, что она взята в избытке, соотношение $\frac{v_{\text{усл.}}}{v_{\text{ур.}}}$ больше, чем для цинка.

Вывод: в **избытке** то вещество, для которого отношение

$$\frac{v_{\text{усл.}}}{v_{\text{ур.}}} \text{ больше.}$$

Вычисления будем вести «по недостатку», то есть по тому веществу, которое полностью прореагирует. В этой задаче «в недостатке» цинк, по нему будем проводить вычисления.

3. Вычислим количество вещества водорода по цинку:

$$\frac{v_{\text{усл.}}(\text{A})}{v_{\text{ур.}}(\text{A})} > \frac{v_{\text{усл.}}(\text{B})}{v_{\text{ур.}}(\text{B})}$$

избыток

$$v(\text{H}_2) = v(\text{Zn}) = 1 \text{ моль}$$

Зная количество вещества водорода, если требуется, можно вычислить и его массу:

$$m = M \cdot v$$

$$m(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 4 \text{ г}$$

Теперь можно составить алгоритм для решения задач с избытком одного из реагирующих веществ.

Задача 3

Для реакции получения хлорида железа (II) взяли железо массой 112 г и соляную кислоту массой 109,5 г. Вычислите массу хлорида железа (II). Как выделить эту соль из реакционной смеси?

I Способ

Порядок действий

1. Запишем краткое условие.

2. Вычислим количество каждого из исходных веществ.

3. Запишем уравнение реакции и укажем над уравнением количество вещества по условию $v_{\text{усл.}}$ и под уравнением — количество вещества по уравнению $v_{\text{ур.}}$

4. Вычислим отношение $\frac{v_{\text{усл.}}}{v_{\text{ур.}}}$ для обоих исходных веществ и определим, что в избытке. В избытке то вещество, для которого $\frac{v_{\text{усл.}}}{v_{\text{ур.}}}$ больше.

5. Все дальнейшие расчеты ведем по «недостатку» — по тому веществу, которое полностью прореагирует.

1. Дано:

$$m(\text{Fe}) = 112 \text{ г}$$

$$m(\text{HCl}) = 109,5 \text{ г}$$

$$m(\text{FeCl}_2) = ? \text{ г}$$

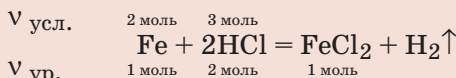
Решение:

$$2. v = \frac{m}{M}$$

$$v(\text{Fe}) = \frac{112 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль}$$

$$v(\text{HCl}) = \frac{109,5 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моль}$$

3.



4.

$$\frac{v_{\text{усл.}}}{v_{\text{ур.}}} \quad \frac{2}{1} > \frac{3}{2}$$

избыток *«недостаток»*

Fe — в избытке.

HCl — в «недостатке», то есть полностью прореагирует.

Все расчеты ведем по HCl (по «недостатку»).

5. Вычислим количество вещества FeCl₂ по $v(\text{HCl})$ — оно в два раза меньше:

$$v(\text{FeCl}_2) = \frac{1}{2} v(\text{HCl}) = \frac{3 \text{ моль}}{2} = 1,5 \text{ моль}$$

6. Вычислим массу требуемого вещества.

6. Вычислим массу FeCl_2 :

$$m = M \cdot \nu$$

$$M(\text{FeCl}_2) = 56 + 35,5 \cdot 2 = 127 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{FeCl}_2) = 127 \text{ г/моль} \cdot 1,5 \text{ моль} = 190,5 \text{ г}$$

$$\text{Ответ: } m(\text{FeCl}_2) = 190,5 \text{ г.}$$

Чтобы выделить соль из раствора, надо отфильтровать избыточное железо, а из фильтрата удалить воду осторожным выпариванием.

II Способ

Присмотримся внимательнее, что означает отношение $\frac{\nu_{\text{усл.}}}{\nu_{\text{ур.}}}$:

ν (по уравнению) равно коэффициенту в уравнении реакции;

$$\nu(\text{по условию}) = \frac{m(\text{по условию})}{M}$$

$$\text{Значит, } \frac{\nu_{\text{усл.}}}{\nu_{\text{ур.}}} = \frac{m(\text{по условию})}{\nu(\text{по уравнению}) \cdot M} \cdot \text{Но ведь } \nu(\text{по ур.}) \cdot M = m_{\text{ур.}}$$

— это масса реагирующего вещества по уравнению реакции.

Вывод: вместо отношения $\frac{\nu(\text{по условию})}{\nu(\text{по уравнению})}$ можно вычислить отношение

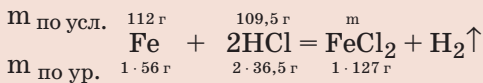
$$\frac{m(\text{по условию})}{\nu(\text{по уравнению}) \cdot M} \quad \text{или} \quad \frac{m(\text{по условию})}{m(\text{по уравнению})}$$

То вещество, для которого это отношение больше, — в избытке.

Порядок действий

- Над уравнением запишем массы по условию, а под уравнением — массы по уравнению.
- Вычислим отношение $\frac{m \text{ по усл.}}{m \text{ по ур.}}$. Сделаем вывод о том, что в избытке.
- Вычислим массу вещества по вопросу задачи. Здесь массу FeCl_2 .

1.



2.

$$\frac{112 \text{ г}}{56 \text{ г}} > \frac{109,5 \text{ г}}{2 \cdot 36,5 \text{ г}},$$

избыток

следовательно, железо в избытке.

Расчет будем вести по «недостатку» — по соляной кислоте.

3. $M(\text{FeCl}_2) = 127 \text{ г/моль}$

$$\frac{109,5 \text{ г}}{2 \cdot 36,5 \text{ г}} = \frac{m}{127 \text{ г}}$$

$$m(\text{FeCl}_2) = \frac{109,5 \text{ г} \cdot 127 \text{ г}}{73 \text{ г}} = 190,5 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{FeCl}_2) = 190,5 \text{ г.}$

1. Вычисли массу хлорида железа (III), который образуется при взаимодействии железных стружек массой 5,6 г с хлором количеством 0,3 моль.
2. Вычисли массу железа, которое можно получить алюмотермически из 23,2 г железной окалины и 23,76 г алюминия по реакции:
$$8\text{Al} + 3\text{Fe}_3\text{O}_4 = 9\text{Fe} + 4\text{Al}_2\text{O}_3.$$
3. К раствору, содержащему 40 г сульфата меди (II), добавили 12 г железных опилок. Вычисли, останется ли в растворе сульфат меди (II) после того, как закончится реакция. Какова масса выделившейся меди?
4. К раствору, содержащему 49 г серной кислоты, добавили 20 г гидроксида натрия. Какая соль получилась после выпаривания раствора досуха?
5. К раствору, содержащему 10,4 г хлорида бария, добавили раствор, содержащий 9,8 г серной кислоты. Осадок отфильтровали и высушили. Какова масса сухого вещества? Какие вещества и в каком количестве (моль) будут находиться в растворе?
6. Вычисли массу осадка, который образовался при добавлении 10 мл раствора BaCl_2 с концентрацией 0,2 моль/л к раствору, содержащему 2,84 г сульфата натрия.
7. Вычисли объем газа (н. у.), выделившегося при действии соляной кислоты с концентрацией раствора 1 моль/л и объемом 100 мл на мрамор массой 20 г.
8. Вычисли объем водорода (н. у.), выделившегося при реакции цинка массой 6,5 г и раствора серной кислоты объемом 50 мл и концентрацией 2 моль/л.
9. Вычисли объем углекислого газа (н. у.), который получится при смешивании раствора карбоната натрия с массовой долей Na_2CO_3 7 % объемом 300 мл (плотность 1,07 г/мл) и раствора азотной кислоты с массовой долей HNO_3 16 % объемом 160 мл (плотность 1,09 г/мл).
10. Вычисли массу осадка, который получится при пропускании оксида серы (IV) объемом 560 мл (н. у.) через раствор гидроксида бария массой 40 г и массовой долей $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 12 %.

Решение экспериментальных задач по теме «Электролитическая диссоциация»

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками; растворы NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HCl , H_2SO_4 , CH_3COOH , Na_2CO_3 , AlCl_3 , BaCl_2 , NH_4Cl , CuSO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, NaCl ; Fe (мет.), Zn (мет.), CuO , фенолфталеин, лакмус, метилоранж, универсальный индикатор.

1. Сравнение силы кислот.

С помощью предложенных реактивов: цинка (металл), соляной кислоты (2 моль/л), уксусной кислоты (2 моль/л) проведите опыты по сравнению силы кислот. В чем это выражается на опыте?

Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

2. Химические свойства кислот.

С помощью предложенных реактивов: H_2SO_4 (раствор), NaOH (раствор), Zn (металл), BaCl_2 (раствор), CuO исследуйте и опишите общие свойства кислот. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

ОЦЕНИВАНИЕ?

3. Химические свойства оснований.

С помощью предложенных реактивов: NaOH, HCl, CuSO₄ — исследуйте и опишите некоторые свойства растворимых и нерастворимых оснований. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Какое свойство оснований невозможно изучить с помощью этих реактивов? Что вы могли бы предложить?

4. Химические свойства солей.

С помощью предложенных реактивов: (растворов) CuSO₄, BaCl₂, Na₂CO₃, NaOH, HCl; Fe (мет.) исследуйте и опишите свойства солей. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

5. Получение веществ.

С помощью предложенных реактивов: (растворов) Na₂CO₃, Ca(OH)₂, CuSO₄, HCl и Fe (мет.) получите четыре соли, два основания (растворимое и нерастворимое), одну кислоту, один металл. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

***6. Амфотерность.**

С помощью предложенных реактивов: (растворов) AlCl₃, NaOH, HCl или Al₂(SO₄)₃, H₂SO₄, KOH — получите гидроксид алюминия и докажите его амфотерность. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

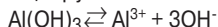
7. Реакция нейтрализации.

С помощью предложенных реактивов: NaOH, HCl, фенолфталеин, CH₃COOH, AlCl₃ — осуществите четыре варианта реакции нейтрализации. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. В каком случае можно установить на опыте момент нейтрализации?

Приведите в порядок рабочее место и сдайте все лаборанту. Вымойте руки. Успехов вам в решении жизненных задач.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ***Амфотерные гидроксиды**

(основания) диссоциируют как основания:



и как кислоты: $\text{Al}(\text{OH})_3 \equiv \text{H}_3\text{AlO}_3 = \text{HAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{HAlO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{AlO}_2^-$

Водородный показатель

характеризует кислотность среды: $\text{pH} = 7$ нейтральная среда; $\text{pH} > 7$ (больше) — щелочная среда; $\text{pH} < 7$ (меньше) — кислая среда.

***Гидрат**

— продукт взаимодействия растворенного вещества с растворителем — водой.

Истинные растворы

— системы с дроблением распределяемого вещества до молекул или ионов, размеры частиц < 1 нм.

Истинные растворы

— это однородные (гомогенные) системы, состоящие из растворителя, растворенного вещества и продуктов их взаимодействия.

Кислоты

— это электролиты, которые диссоциируют с образованием катионов H⁺ и анионов кислотных остатков:

Сильная кислота $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$;

*Слабая кислота $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ — I степень
гидрокарбонат-ион



карбонат-ион

Число ступеней диссоциации равно числу ионов H⁺.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

*Кислые соли	— это электролиты, которые диссоциируют с образованием катиона металла, катионов H^+ и анионов кислотного остатка: $NaHCO_3 = Na^+ + HCO_3^-$ — как сильный электролит $HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$ — как слабый электролит
**Коэффициент растворимости	— максимальная масса вещества, которая может растворится в 100 г воды при данной температуре. Растворимые вещества — больше 1 г, мало-растворимые — 0,01-1 г, нерастворимые — меньше 0,01 г в 100 г воды.
**Кристаллогидрат	— гидрат, выделенный из водного раствора в твердом виде, содержащий кристаллизационную воду , например $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.
Массовая доля	растворенного вещества в растворе — это отношение массы вещества к массе раствора: $\omega(x) = \frac{m(x)}{m_{p-ра}} \cdot 100\%$.
*Механизмы диссоциации	для веществ с ионной связью: диссоциация — это разрушение ионной решетки полярными молекулами воды, а для веществ с полярной ковалентной связью — разрыв полярных молекул полярными же молекулами воды.
*Молярная концентрация	— это отношение количества (моль) растворенного вещества к объему раствора: $C_M(A) = \frac{v(A)}{V_{p-ра}}$, моль/л.
Неэлектролиты	— вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток.
Основания	— это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и анионы OH^- (гидроксогруппы). $NaOH = Na^+ + OH^-$ — сильное основание $NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ — слабое основание
**Основные соли	— это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и два вида анионов: гидроксогруппы (OH^-) и кислотного остатка: $AlOCl_2 = AlOH^{2+} + 2Cl^-$ — как сильный электролит $AlOH^{2+} \rightleftharpoons Al^{3+} + OH^-$ — как слабый электролит
Правило растворимости:	подобное растворяется в подобном.
Растворимость	— это способность веществ равномерно распределяться в виде молекул, атомов или ионов по всему объему растворителя. Зависит от температуры, давления (для газов) и природы вещества.
Реакция среды	определяется по избытку катионов H^+ — кислая; по избытку анионов OH^- — щелочная и их равенства — нейтральная.
Сильные электролиты	имеют степень диссоциации от 30 до 100 %.
Слабые электролиты	имеют степень диссоциации меньше 3 %.
Средней силы электролиты	имеют степень диссоциации 3–30 %.
Средние соли	— электролиты, диссоциирующие необратимо на катионы металла и анионы кислотных остатков: $Al_2(SO_4)_3 = 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$
**Степень диссоциации	— это отношение числа распавшихся на ионы молекул ($N_{дис.}$) к общему числу растворенных молекул (N): $\alpha = \frac{N_{дис.}}{N} \cdot 100\%$

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Типы солей

определяются основанием и кислотой, из которых они образованы.
 NaCl — соль сильного основания (NaOH) и сильной кислоты (HCl);
 Na_2CO_3 — соль сильного основания (NaOH) и слабой кислоты (H_2CO_3);
 AlCl_3 — соль слабого основания ($\text{Al}(\text{OH})_3$) и сильной кислоты (HCl);
 $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ — соль слабого основания (NH_4OH) и слабой кислоты (H_2CO_3).

Электролитическая диссоциация

— это процесс высвобождения ионов при расплавлении вещества или растворении его в воде.

Электролиты

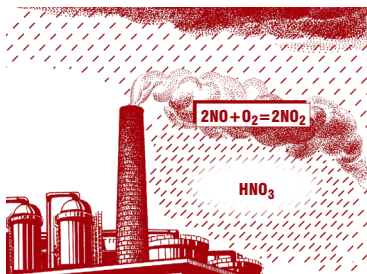
— вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток (кислоты, щелочи, соли).



**ТЕСТ СУММАТИВНОГО
ОЦЕНИВАНИЯ**
по единице обучения
«Растворы. Взаимодействия
веществ в растворах»

- I. Раствор это: а) смесь веществ; б) смесь n веществ; в) гомогенная смесь двух или более веществ.
- II. По растворимости в воде вещества делятся на...
- III. По электрической проводимости растворов вещества делятся на...
- IV. Укажи вещества, слабо диссоциирующие в водном растворе:
а) H_2S ; б) NaOH ; в) HNO_3 ; г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; д) CH_3COOH
- V. Укажи вещества, которые при растворении в воде образуют ионы H^+ :
а) LiOH ; б) MgCl_2 ; в) HCl ; г) K_2SO_4 ; д) H_2SO_4 .
- VI. Классифицируй частицы Cl^- , Na^+ , K^+ , SO_4^{2-} , Ca^{2+} , NO_3^- на катионы и анионы.
- VII. Напиши уравнения электролитической диссоциации веществ:
а) $\text{NaOH} \rightarrow$ б) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ в) $\text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
- VIII. Какие из реакций идут до конца:
а) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} \rightarrow$ в) $\text{NaNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
б) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ г) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
Напиши уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме.
- IX. Для засолки огурцов готовят рассол — раствор поваренной соли с массовой долей 6%. Вычислите массу соли и воды, необходимых для приготовления 2 кг такого раствора.
- *X. Какой объем сероводорода образуется при взаимодействии сульфида железа (II) массой 17,6 г с раствором HCl массой 130 г с массовой долей кислоты 20%.
- *XI. Вычисли, какую массу NaOH можно нейтрализовать раствором серной кислоты объемом 200 мл с молярной концентрацией 0,5 моль/л.

(6) Неметаллы и их соединения



После изучения этой единицы обучения ты будешь способен/способна:

- объяснять и оперировать понятиями: распространение неметаллов в природе, биологическая роли неметаллов/их соединений; методы получения и области применения неметаллов/соединений неметаллов;
- характеризовать и сравнивать строение, свойства, методы получения, применение, генетические связи неметаллов и их соединений;
- решать задачи на основе свойств/методов получения/применения неметаллов/их соединений;
- экспериментально исследовать: методы получения, физические и химические свойства кислорода, водорода, оксида углерода (IV); общие свойства кислот; реакции идентификации анионов, иона аммония;
- аргументировать причинно-следственные связи: в генетическом ряду неметаллов; в корреляции: кислотные оксиды, кислоты — вещества-загрязнители — кислотные дожди — защита окружающей среды — общее/личное влияние;
- исследовать проблемные ситуации, связанные со свойствами и методами получения неметаллов/соединений неметаллов;
- формулировать персональные выводы о пользе/негативных последствиях применения неметаллов и их соединений.

6.1. Общая характеристика неметаллических элементов

Все неорганические вещества делятся на:

- | | | |
|-----------------------|---|---------|
| • металлы | } | простые |
| • неметаллы | | |
| • бинарные соединения | } | сложные |
| • основания | | |
| • кислоты | | |
| • соли | | |

Мы приступаем к обобщению знаний о металлах, неметаллах и их соединениях.

Неметаллические элементы располагаются в Периодической системе следующим образом:

а) в короткопериодном варианте — в главных подгруппах правее и выше диагонали бор-астат.

б) в длиннопериодном варианте — в конце справа в группах IVA, VA, VIA, VIIA, VIIIA.

Из всех известных на сегодняшний день химических элементов неметаллических элементов немного — всего 22. Из них 16 активных элементов и 6 инертных газов (табл. 6.1). Однако химия неметаллов богаче, чем химия всех металлов. Неметаллические элементы играют огромную роль в существовании жизни на Земле.

Атомы неметаллических элементов содержат на внешнем уровне от четырех до семи электронов и по восемь электронов у инертных газов, за исключением водорода (один электрон) и гелия (2 электрона). Поэтому их *общее свойство* — *это способность и принимать, и отдавать электроны*, играя роль как окислителей, так и восстановителей:

Окислитель $\text{Э}^0 + n\text{e} \rightarrow \text{Э}^{-n}$ — *восстановление*

Восстановитель $\text{Э}^0 - n\text{e} \rightarrow \text{Э}^{+n}$ — *окисление*

Таким образом, в соединениях неметаллические элементы проявляют как отрицательные, так и положительные степени окисления. Характерные значения валентности и степени окисления неметаллов связаны со строением их внешнего электронного уровня (табл. 6.1).

Так, например, сера может проявлять валентность 2, 4, 6 за счет распаривания электронов:

Объясните, почему хлор может проявлять валентность 1, 3, 5, 7.





Какие закономерности прослеживаются в изменении степеней окисления неметаллов?

Таблица 6.1. Характерные степени окисления неметаллических элементов

Группа	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Валентные электроны	s^1	s^2	s^2p^1	s^2p^2	s^2p^3	s^2p^4	s^2p^5	s^2p^6
Элемент	H						He	
Степень окисления	+1, -1							-
Элемент			B	C	N	O	F	Ne
Степень окисления			+3	+2, +4, -4	+5, +4, +3, +2, +1 -3	-2	-1	-
Элемент				Si	P	S	Cl	Ar
Степень окисления				+4, +2, -4	+5, +3, -3	+6, +4 -2	+1, +3, +5, +7, -1	
Элемент					As	Se	Br	Kr
Степень окисления					+5, +3, -3	+6, +4, -2	+1, +3, +5, +7, -1	+2, +4
Элемент						Te	I	Xe
Степень окисления						+6, +4, -2	+1, +3, +5, +7, -1	+2, +4, +6, +8
Элемент							At	Rn
Степень окисления							+5, +7, -1	-

В природе неметаллы (кроме кислорода, азота, углерода, серы и инертных газов) существуют в виде соединений: сульфидов, оксидов, хлоридов, силикатов, сульфатов, карбонатов, фосфатов различных металлов.



Рис. 6.1. Распространение элементов в земной коре

Марафон знаний

Инертные газы применяют в электротехнической промышленности для заполнения ламп. Аргон в смеси с азотом — в обычных лампах, криптон и ксенон — в лампах, рассчитанных на длительный срок действия. Яркие красные огни реклам дают неоновые лампы, а синие — аргон-неоновые лампы. Посоветуйтесь с учителем физики, поищите ответ на вопрос, почему так светятся эти газы.



*Составьте электронные формулы неметаллических элементов:

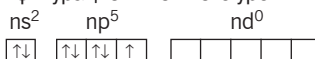
- II периода;
- III периода.

Выделите валентные электроны, начертите схемы их распределения по энергетическим ячейкам. На основании этих схем объясните значения степеней окисления неметаллов, указанные в тексте данного параграфа (табл. 6.1).

- Выбери правильные утверждения:
 - неметаллических элементов меньше, чем металлических;
 - на Земле самым распространенным элементом является неметалл кремний;
 - типичными неметаллами являются галогены;
 - неметаллами являются элементы главных подгрупп.
- Выбери правильные утверждения:
 - высшая положительная степень окисления неметалла всегда равна номеру группы;
 - неметаллы могут проявлять положительную и отрицательную степень окисления;
 - неметаллы могут быть только окислителями;
 - неметалл кислород имеет постоянную валентность, а сера — переменную.

Объясни свой выбор.

- Выбери правильные утверждения:
 - все *p*-элементы являются неметаллами;
 - среди *d*-элементов есть неметаллы;
 - один из *s*-элементов является неметаллом;
 - неметаллы находятся только в главных подгруппах.
 Аргументируй ответы.
- Объясни переменные степени окисления у хлора на основании его электронной формулы $\dots 3s^2 3p^5 3d^0$. Обобщи этот вывод для всех галогенов с электронной конфигурацией внешнего уровня



Какой из галогенов не подчиняется этой закономерности?

- Укажи ряды, в которых неметаллы расположены в порядке возрастания электроотрицательности:
 - C, N, O;
 - Br, Cl, F;
 - As, S, Cl;
 - Cl, O, F.

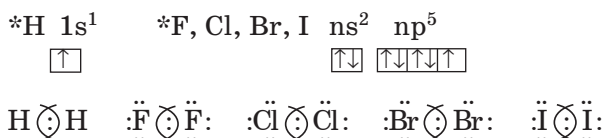
6.2. Строение и свойства неметаллов

Неметаллические элементы в свободном виде существуют в виде простых веществ — неметаллов. Рассмотрим их строение, свойства и применение.

Строение и физические свойства неметаллов

Атомы неметаллов связаны между собой ковалентной связью. Формы существования неметаллов различны.

Водород, фтор, хлор, бром, иод существуют только в виде двухатомных молекул H_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . Причина состоит в том, что у них есть только одна возможность образовать общую пару за счет единственного неспаренного электрона.

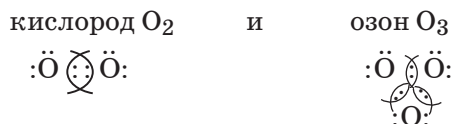


Азот также образует двухатомные молекулы N_2 с тройной связью за счет трех неспаренных электронов:



С увеличением числа неспаренных электронов для элементов появляется возможность образования простых веществ разного состава — **аллотропных** видоизменений. Это **аллотропия** состава.

Так, за счет двух неспаренных электронов у кислорода и серы ($*ns^2 \ np^4$ $\uparrow\downarrow \ \uparrow\uparrow\uparrow\uparrow$) возможны варианты состава. Кислород образует две аллотропные модификации:



Водород H_2 , фтор F_2 , хлор Cl_2 , азот N_2 , кислород O_2 , озон O_3 — довольно легкие неполярные молекулы, которые слабо взаимодействуют друг с другом. Поэтому все перечисленные вещества — газы при обычной температуре. Бром Br_2 — жидкость, а I_2 — твердое ве-

Почему водород и галогены могут образовывать только двухатомные молекулы?

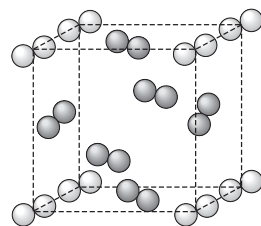


Рис. 6.2. Молекулярная кристаллическая решетка воды I_2

щество. В твердом виде все они имеют *молекулярную кристаллическую решетку*.

**Сера* за счет двух неспаренных p -электронов ($\ddot{\text{S}}\cdot$) образует зигзагообразные цепочки, так как неспаренные p -электроны занимают p -орбитали, расположенные под углом 90° .

При обычных условиях устойчивы восьмичленные цепочки, замкнутые в кольца S_8 . Это ромбическая сера с *молекулярной кристаллической решеткой*. При других условиях (высокие температуры, органические растворители и др.) существуют молекулы серы состава S_6 , S_4 , S_2 , а также пластическая сера с открытой цепью S_∞ .

Почему молекула S_8 выглядит как «корона», а не как «кольцо»?

Атомы фосфора P ($*3s^23p^3$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow$) используют свои три неспаренных электрона на соединение с тремя соседними атомами. При этом образуются четырехатомные молекулы (рис. 6.3) тетраэдрической формы (12 электронов, 6 связей). Эта аллотропная модификация с молекулярной кристаллической решеткой, в узлах которой расположены молекулы P_4 , называется *белым фосфором*, очень активным и ядовитым (рис. 6.3). *Красный фосфор* имеет полимерную структуру из пирамидально связанных атомов (рис. 6.3). *Черный фосфор* имеет атомно-слоистую решетку и является полупроводником.

Почему графит в отличие от алмаза слоится и проводит электрический ток?

Углерод и кремний ($*ns^2np^2$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow$) имеют в возбужденном состоянии четыре неспаренных электрона и образуют различные аллотропные видоизменения. Наиболее устойчива структура типа *алмаза* (C_n , Si_n) с тетраэдрическим расположением связей (рис. 6.4, а).

Каждый атом углерода или кремния связан с четырьмя другими. Это атомная кристаллическая решетка. Алмаз — диэлектрик, а кремний — полупроводник.

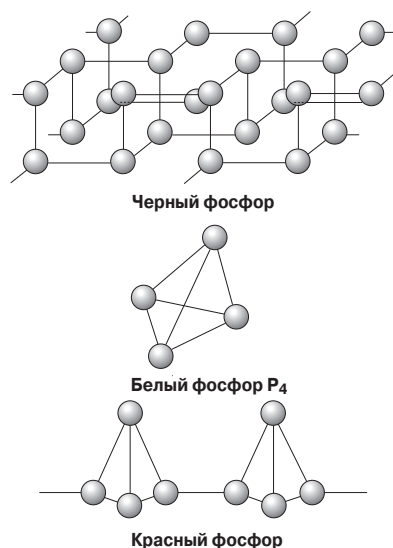


Рис. 6.3. Аллотропные модификации фосфора

В *графите* (рис. 6.4, б) каждый атом углерода соединяется с тремя другими в одной плоскости. За счет этого образуется слоистая атомная кристаллическая решетка.

*Слои связаны между собой π -связями за счет оставшихся неспаренных p -электронов. Эти π -связи легко разрываются, и графит проводит электрический ток.

Карбин, третья модификация углерода, построен из цепочек C_{∞} (рис. 6.4, в).

Простые вещества-неметаллы с молекулярными решетками легко переходят в газообразное состояние, вещества с атомными решетками (C_n , Si_n), твердые и тугоплавкие.

Все неметаллы, как правило, диэлектрики, или полупроводники, не имеют металлического блеска, не проводят тепло, хрупки, имеют низкие температуры плавления и кипения.

Особняком от всех неметаллов стоят инертные, или благородные газы: гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe, радон Rn. Они имеют внешнюю восьмизлектронную оболочку (кроме He) и не могут связываться друг с другом ковалентными связями. Их молекулы одноатомны. Межмолекулярное взаимодействие очень слабое. При обычных условиях все они — бесцветные газы, а в твердом виде — кристаллы с молекулярной кристаллической решеткой. Инертные газы применяют для наполнения ламп и рекламной иллюминации. Неон светится красным цветом, аргон — синим.

Обобщим **физические свойства** неметаллов (взаимосвязь между строением и свойствами неметаллов представлена в табл. 6.2). Фтор F_2 , хлор Cl_2 проявляют сходные физические свойства: это ядовитые газы с резким запахом, причем фтор имеет светло-желтый цвет, а хлор — желто-зеленый. Водород H_2 , кислород O_2 , азот N_2 — газы без цвета и запаха.

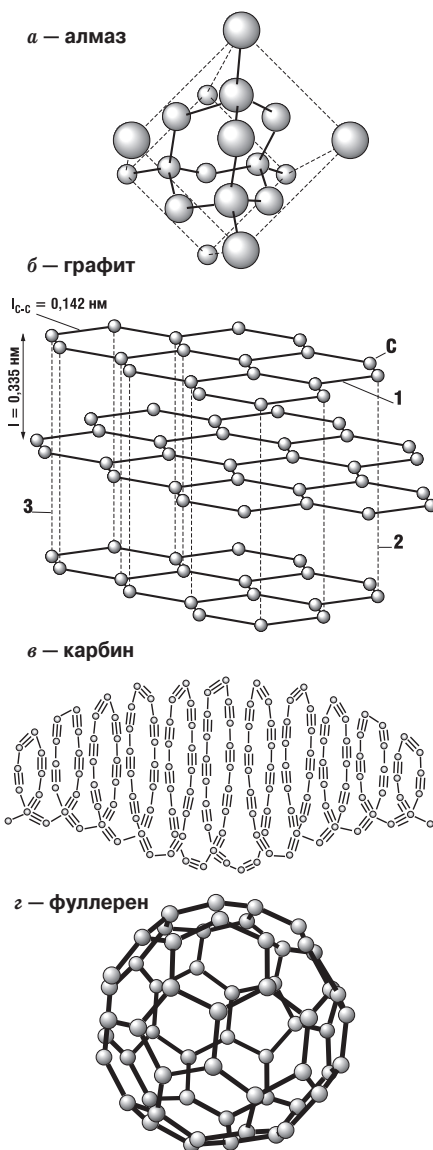


Рис. 6.4. Аллотропные модификации углерода

Объясните, почему F_2 и Cl_2 — газы, Br_2 — жидкость, а I_2 — твердое вещество.

Бром Br_2 — тяжелая жидкость красно-бурого цвета ($\rho = 3,12 \text{ г/см}^3$).

Хлор и бром частично растворимы в воде, их раствор называют хлорной и бромной водой.

Иод I_2 — очень мало растворим в воде, лучше в спирте или других органических растворителях.

Остальные неметаллы (сера, фосфор, углерод, кремний) при обычных условиях — твердые непластичные вещества с молекулярной или атомной кристаллической решеткой, нерастворимы в воде (табл. 6.2).

Таблица 6.2. **Строение и физические свойства твердых неметаллов**

Неметалл	Тип кристаллической решетки	Цвет	Свойства
I_2	молекулярная	черный	металлический блеск
S_8 (кристал.)	молекулярная	желтый	хрупкость
S_∞ (пластич.)	—	коричневый	пластичность
P_4 (белый)	молекулярная	белый	ядовит, чесночный запах
P (красный)	атомная	красно-фиол.	твердость
P (черный)	атомная	серо-черный	проводит электрический ток
C (графит)	атомная	темно-серый	хорошо проводит электрический ток и тепло, жирный на ощупь
C (алмаз)	атомная	бесцветный, прозрачный	самое твердое из всех природных веществ
C (карбин)	атомная	черный	полупроводник
Si	атомная	серый	металлический блеск, полупроводник



Марафон знаний

Это интересно и важно для здоровья!

Содержание йода в организме 20-25 мг. Он сосредоточивается в щитовидной железе, и его недостаток приводит к возникновению тяжелой болезни — зоба. Йод поступает в организм из воды, продуктов питания. Для профилактики болезни щитовидной железы в нашей республике применяют йодированную поваренную соль (10 г иодида калия на 1 кг поваренной соли). Такую соль добавляют во все виды пищи.

Проект

Реальный профиль

От песка до солнечной энергии

Аргумент

Солнечный свет можно напрямую преобразовать в электричество с помощью фотоэлектрических модулей, или косвенно, путем концентрирования солнечной энергии и использования ее для кипячения воды, чтобы полученный пар применить в солнечных тепловых электростанциях, производящих электрическую энергию. Сегодня все чаще обсуждаются возобновляемые источники энергии, альтернативные виды топлива, биотопливо и т. д.

В настоящее время в фотоэлектрических системах используются элементы, преобразующие солнечное излучение в электричество, ячейка которых состоит из двух или более слоев полупроводникового материала.

Сформируйте группу из 2–3 одноклассников и выполните проект по предложенной теме. Внимательно прочитайте опорные направления темы, представленные ниже.

Тематические ориентиры

- Способы применения песка для получения солнечной энергии
- Использование песка для солнечных коллекторов
- Роль кремния в качестве аккумулятора — «микро-солнце» в коробке

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Коллажи
- Реферат/Эссе

Представление

- Каждая группа выберет представителя/представителей и способ презентации
- Презентация проекта — до 8 минут

Критерии оценивания

- Структура проекта;
- Корректность научного содержания работы
- Актуальность содержания работы
- Использованные источники информации
- Соблюдение времени представления проекта

Какие элементы
относят к
неметаллам?

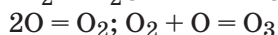
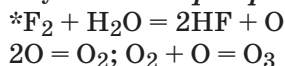


6.3. Химические свойства неметаллов

Неметаллы могут служить в химических реакциях как окислителями, так и восстановителями. Исключение составляет фтор F_2 , который всегда играет роль окислителя. Поэтому все реакции с участием неметаллов являются окислительно-восстановительными.

Рассмотрим отношение неметаллов к воде, металлам, друг к другу, а также к оксидам, кислотам, основаниям и солям. Все неметаллы устойчивы к нагреванию, поэтому большинство их реакций проходит только при высоких температурах.

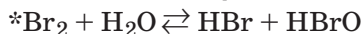
1. С *водой* при обычных условиях активно взаимодействует только *фтор*:



Можно сказать, что вода горит во фторе. При этом образуется сложная смесь веществ, в том числе фториды кислорода OF_2 и O_2F_2 . Хлор и бром взаимодействуют с водой только частично:

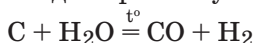


хлорноватистая кислота

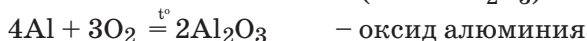
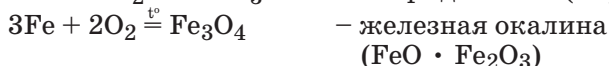


бромноватистая кислота

Растворы хлора Cl_2 и брома Br_2 в воде называют *хлорной* и *бромной водой*. При пропускании водяного пара над нагретым углем образуется водяной газ:



2. *С металлами* взаимодействуют все неметаллы, кроме инертных газов. В результате образуются **бинарные** соединения: оксиды, гидриды, карбиды, нитриды, фосфиды, сульфиды, хлориды, бромиды, иодиды и др.

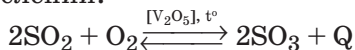


3. *Друг с другом* неметаллы реагируют только при нагревании (кроме фтора), образуя бинарные соединения разного типа.

а) При взаимодействии с кислородом образуются оксиды:



Оксид серы (VI) получают при каталитическом окислении:



Из неметаллов непосредственно с кислородом не реагируют только хлор, бром, иод. Их оксиды получают косвенным путем.

б) При взаимодействии с водородом образуются летучие водородные соединения:



← **Как вы думаете, в чем ценность водяного газа?**

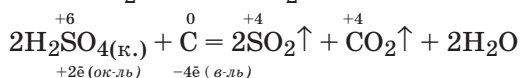
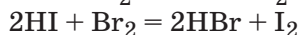
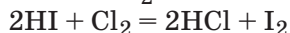
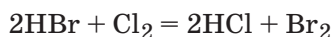


Общим свойством неметаллов является способность их атомов принимать или отдавать электроны, выступая в роли как окислителя, так и восстановителя.

Объясните, почему реакция серы с кислородом экзотермическая, а азота с кислородом эндотермическая.



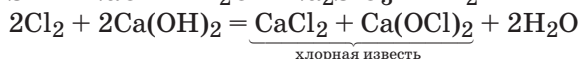
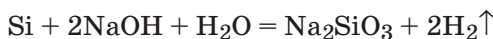
*4. С неметаллами взаимодействуют только **кислоты-окислители** ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$, HNO_3 или **восстановители** (HBr , HI). Галогены вытесняют друг друга из растворов их кислот:



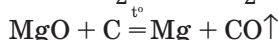
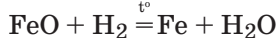
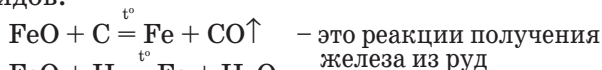
***Сравните реакции взаимодействия хлора с водой и щелочами.**



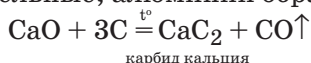
5. С **основаниями неметаллы вступают в реакции редко:



6. С **оксидами** при обычных условиях неметаллы практически не реагируют. При нагревании происходят немногочисленные, но практически важные реакции, например восстановление металлов и неметаллов из оксидов:



*Очень активные металлы: щелочные, щелочно-земельные, алюминий образуют карбиды:



Марафон знаний

Это интересно и полезно!

Каждый хозяин помечает свои вещи. Вы тоже можете пометить своим именем или каким-либо знаком перочинный нож, гаечный ключ от велосипеда или любой другой предмет из сплавов железа или меди с помощью химического травления. Для опыта нужна свечка, аптечный иод (спиртовый раствор иода) и, для начала, какой-то ненужный железный предмет (ключ). Отшлифуйте наждачной бумагой металлическую поверхность. Зажгите свечку и накапайте парафин на предмет. Предварительно слегка нагрейте предмет, тогда парафин растечется по нему тонким слоем. Дайте застыть парафину, а затем процарапайте его до металла любым рисунком. Наберите пипеткой или трубочкой иод и капните на царапины. Через несколько минут иод побледнеет. Капните свежую порцию иода. Через час снимите слой парафина и вы увидите на металле свой рисунок.

Объясните, что происходит, когда иод соприкасается с железом или медью. Имейте в виду, что в продукте реакции железо двухвалентно, а медь одновалентна.

Каковы основные принципы получения неметаллов из соединений?

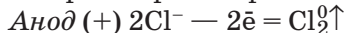
*Объясните, в каких случаях применяется окисление, а в каких — восстановление водорода из исходных веществ.

Составьте электронные уравнения к окислительно-восстановительным реакциям и сделайте вывод об основном процессе, лежащем в основе получения кислорода из соединений.

*Какой процесс лежит в основе получения хлора? Обоснуйте ответ электронными уравнениями.

3. **Окислением** из соединения, в котором неметалл имеет отрицательную степень окисления.

**Например, окисление хлорид-ионов при электролизе раствора или расплава хлорида натрия:



Различают промышленные и лабораторные способы получения неметаллов.

Получение водорода H_2 : в промышленности

- Разложением метана
- Конверсией (превращением) метана или кокса с водяным паром
- **Электролизом насыщенных растворов NaCl или KCl (катодное восстановление H_2O)
- Электролизом воды (в присутствии электролита H_2SO_4)

в лаборатории

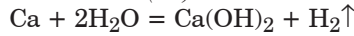
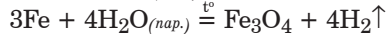
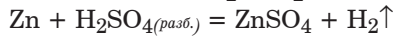
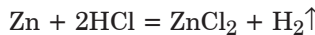
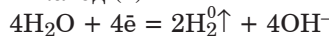
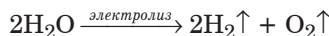
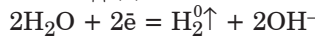
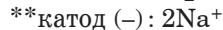
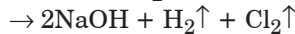
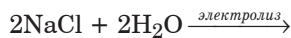
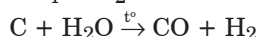
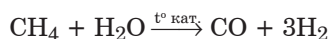
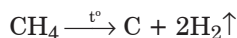
- Действием кислот на цинк в аппарате Киппа
- Вытеснением из воды активными металлами

Получение кислорода O_2 : в промышленности

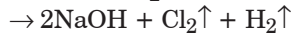
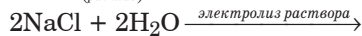
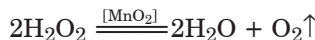
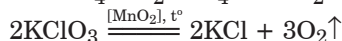
- Отгонкой из жидкого воздуха
- *Разложением солей некоторых кислородсодержащих кислот
- Разложением пероксида водорода

*Получение галогенов: в промышленности

- ** Cl_2 — электролизом расплава или раствора NaCl



Отгоняется при температуре кипения -183°C



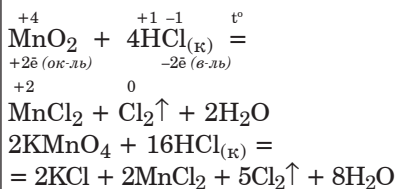
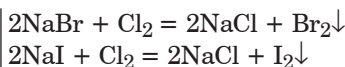
- Br_2, I_2 — вытеснением хлором из бромидов и иодидов в природной воде

в лаборатории

- Cl_2 — действием концентрированной соляной кислоты на твердые окислители MnO_2 , KMnO_4 и др.

Получение азота в промышленности:

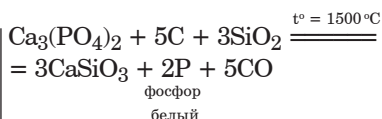
- отгонкой из жидкого воздуха



Отгоняется при температуре кипения -196°C

****Получение фосфора в промышленности**

- Восстановлением в отсутствии воздуха природного фосфорита углем в присутствии песка (SiO_2), который образует легкоплавкий шлак CaSiO_3



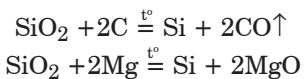
***Получение серы в промышленности:**

- Выплавкой из самородной серы

Под землей серу расплавляют перегретым водяным паром и в жидком виде по трубам выдавливают на поверхность. Затем очищают.

****Получение кремния в промышленности и лаборатории:**

- Восстановлением кремнезема SiO_2 алюминием, магнием или углем



Получение углерода в промышленности:

- *Графит* — из смеси кокса и каменноугольной смолы.
 - *Уголь* — нагреванием древесины без доступа воздуха.
 - *Искусственные алмазы* — из графита при высоком давлении и температуре в присутствии катализатора.
 - Из природных источников алмазов, графита и каменного угля.
- Как видим, фосфор, серу, углерод в лабораториях не получают.

Объясните, что раньше выкипает из жидкого воздуха: кислород или азот.

*Объясните, почему при получении фосфора образуется CO , а не CO_2 .

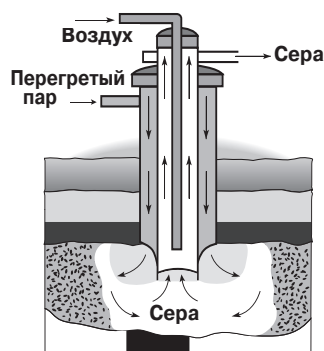


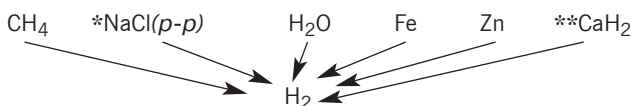
Рис. 6.6. Выплавка серы под землей — метод Марша

Марафон знаний

**Вычислите массу кремния, который мог бы образоваться при нагревании смеси из 6 г песка и избытка магния. Отделяется кремний растворением реакционной смеси в соляной кислоте. Напишите уравнения всех описанных реакций. Учитель подскажет вам, какие еще реакции происходят в этом замечательном опыте, который вмещает в себя большую часть химии кремния и его соединений.

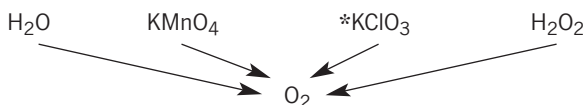
1. Объясни основные принципы получения неметаллов в промышленности и лаборатории.

2. Составь уравнения реакций для следующей схемы получения водорода:



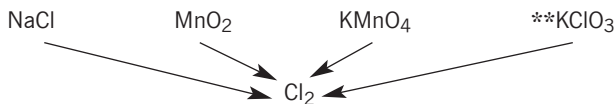
Сравни промышленные и лабораторные способы.

3. Составь уравнения реакций для схемы:



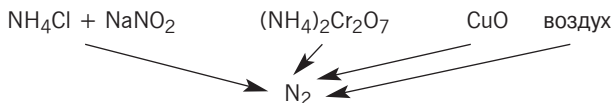
Сравни промышленный и лабораторные способы получения кислорода.

*4. Составь уравнения реакций для схемы:



Вычисли, в каком случае объем хлора будет наибольшим в расчете на 1 г окислителя. Какое вещество выгоднее?

**5. Составь уравнения реакций для схемы:



Сравни промышленный и лабораторные способы получения азота.

**6. Составь уравнения реакций для схемы:



*7. Через раствор, содержащий смесь хлорида и иодида натрия массой 104,25 г, пропустили избыток хлора. Затем раствор выпарили досуха и остаток прокалили. Масса сухого вещества в конце опыта оказалась равной 58,5 г. Определи массовые доли хлорида и иодида натрия в исходной смеси.

**8. Определи газ и вычисли его объем (н. у.), если нагрели 19,2 г нитрита аммония NH_4NO_2 .

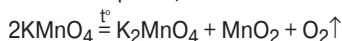
ОЦЕНИВАНИЕ

Получение и свойства неметаллов (кислорода и водорода)

Приборы и реактивы: металлический штатив, штатив с пробирками, газоотводные трубки с пробками (с прямым и загнутым концом), ложечка, пробки, лучинка, уголек, закрепленный на конце проволоки, или лучинка с обугленным концом, спички, спиртовка (или газовая горелка), стакан на 100–200 мл, стеклянная трубка, фарфоровая чашка с мыльным раствором; перманганат калия (крист.), известковая вода, цинк (гранулы), соляная кислота (2:1; 26%), оксид меди (II) (порошок).

Опыт 1. Получение и сбориание кислорода

Кислород в лаборатории получают разложением перманганата калия $KMnO_4$ при нагревании по реакции:



Собириание кислорода методом вытеснения воздуха. (Каждый ученик выполняет работу отдельно.)

Насыпьте в сухую пробирку 1,5 см³ перманганата калия, вставьте пробку с газоотводной трубкой с прямым концом (рис. 6.7).

Закрепите прибор в металлическом штативе так, чтобы конец газоотводной трубки доставал до дна пробирки для собириания газа кислорода. (Почему пробирка должна стоять отверстием вверх?)

Нагрейте пробирку с перманганатом калия: сначала осторожно по всей длине, а потом только ту часть, где находится вещество.

Проверьте, наполнилась ли пробирка кислородом. Поднесите тлеющую лучинку к отверстию пробирки. Если лучинка вспыхнет, можно убрать первую пробирку, закрыть ее пробкой и поставить в штатив. Таким же образом наполните кислородом еще одну пробирку.

Опыт 2. Свойства кислорода

Подожгите лучинку и внесите ее в первую пробирку с кислородом, постепенно опуская до дна (рис. 6.8,а). Сравните горение лучинки на воздухе и в кислороде. Запишите наблюдения. Запомните: кислород обнаруживают по вспыхиванию тлеющей лучинки.

Во вторую пробирку внесите раскаленный уголек на проволоке или лучинку с раскаленным обугленным концом. Постепенно опускайте лучинку или уголек до дна (рис. 6.8,б). Что происходит? Выньте лучинку (или уголек). Запишите наблюдения.

Долейте в эту пробирку немного (≈ 2 мл) известковой воды. Что наблюдается? Какое вещество образуется при горении лучинки (угля) в кислороде? Запишите уравнение реакции сгорания углерода в кислороде.

Сдайте лаборанту отходы веществ ($K_2MnO_4 + MnO_2$). Вымойте посуду.

Опыт 3. Получение и обнаружение водорода

Подберите пробирку к прямой газоотводной трубке с пробкой так, чтобы пробка плотно входила в пробирку от 1/3 до 2/3 своей длины. Налейте в пробирку 1,5 мл (см³) соляной кислоты (2:1), осторожно (по стенке) опустите в нее две гранулы цинка и вставьте прямую газоотводную трубку. Поставьте прибор в штатив для пробирок и наденьте на газоотводную трубку пустую пробирку вверх дном (рис. 6.9,а). (Почему вверх дном?) Через 8-10 секунд снимите пробирку, наполненную водородом, и, не переворачивая ее, поднесите к отверстию горящую

Практическая работа № 3

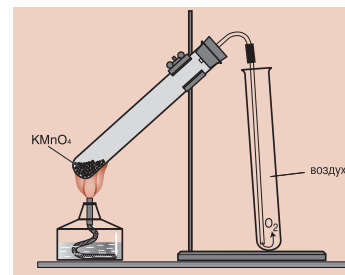


Рис. 6.7. Получение кислорода и собириание его методом вытеснения воздуха

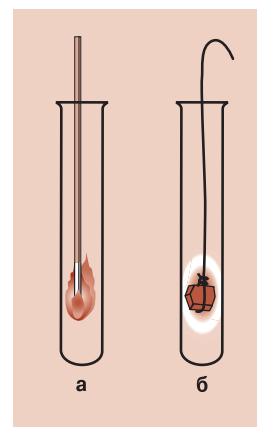


Рис. 6.8. Интенсивное горение в кислороде лучинки (а) и кусочка угля (б)

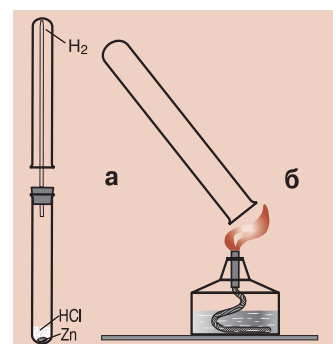


Рис. 6.9. Получение водорода (а) и проверка его на чистоту (б)

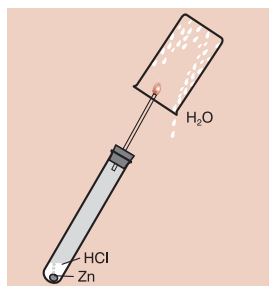


Рис. 6.10. Горение водорода и образование воды

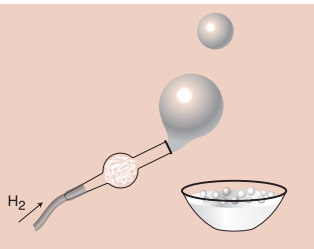


Рис. 6.11. Мыльные пузыри, наполненные водородом, летят вверх

спичку (рис. 6.9,б). Если произойдет спокойный хлопок («паф»!), то водород чистый. Если звук резкий, лающий (взрыв), это означает, что в пробирке была смесь водорода с воздухом.

На газоотводную трубку прибора сразу же после снятия пробирки с водородом наденьте другую пустую пробирку. В нее в течение 20 секунд соберите водород для следующего опыта.

Запишите наблюдения и уравнение реакции получения водорода.

Опыт 4. Горение водорода

Если при поджигании водорода в пробирке хлопок мягкий, то можно приступать к опыту по горению водорода, так как мы фактически проверили водород на чистоту.

Поднесите горящую спичку к оттянутому концу газоотводной трубки. Водород загорается и горит бесцветным пламенем, которое практически не видно. Внесите лучинку или спичку в это невидимое пламя — спичка загорается. Подержите над пламенем (рис. 6.10) сухой холодный стакан. Обратите внимание: стакан запотел, то есть покрылся маленькими капельками воды.

Запишите наблюдения и уравнение реакции горения водорода.

Опыт 5. Образование мыльных пузырей

Освободите прибор (пробирку) от продуктов реакции цинка с соляной кислотой. Налейте в эту пробирку 1,5 мл соляной кислоты (2:1). Опустите в нее по стенке одну гранулу цинка, вставьте изогнутую газоотводную трубку. После начала реакции опустите конец трубки в мыльный раствор (рис. 6.11). Образуются мыльные пузыри, наполненные водородом, которые быстро поднимаются к потолку.

Запишите наблюдения. Объясните наблюдаемые явления.

Опыт 6. Взаимодействие водорода с оксидом меди (II) (восстановительные свойства водорода)

В чистую сухую пробирку вставьте стеклянную трубку (рис. 6.12,а) и подуйте в нее, пока пробирка не запотеет, затем уберите трубку. С помощью ложечки внесите на самое дно этой пробирки немного (со спичечную головку) порошка оксида меди (II). Вращая пробирку, как указано на рис. 6.12,б, распределите порошок равномерно по запотевшим стенкам (на 1/3 пробирки).

Перезарядите прибор для получения водорода: налейте 1,5 мл соляной кислоты (2:1), но цинк пока не добавляйте. Поставьте прибор в штатив для пробирок. Пробирку с оксидом меди хорошо нагрейте в пламени спиртовки в течение 20-30 сек (рис. 6.12,в). После этого добавьте цинк (2 гранулы) в прибор для получения водорода, закройте изогнутой под тупым углом газоотводной трубкой с длинным концом и наденьте пробирку с оксидом меди (II) на этот конец (рис. 6.12,г), не прекращая нагревания! На стенках пробирки образуется блестящая золотистая пленка меди (медное зеркало). Дно пробирки должно быть чуть выше, чем выходное отверстие, чтобы капли образующейся воды не стекали на дно (возможно растрескивание пробирки!). Наблюдайте образование капелек воды у отверстия пробирки.

Запишите наблюдения. Составьте уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель.

Сделайте выводы из проделанной работы.

Приведите в порядок рабочее место. Вымойте посуду. Сдайте все лаборанту или учителю.

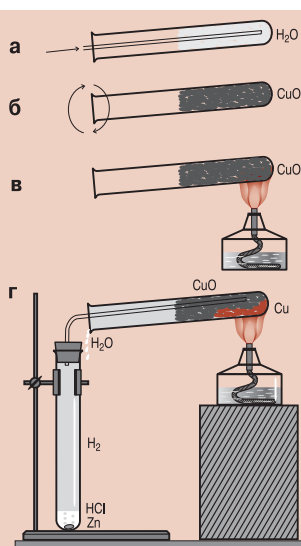


Рис. 6.12. Увлажнение стенки пробирки (а); рассеивание оксида меди по стенкам пробирки (б); образование медного зеркала (в)

6.5 Неметаллы и их соединения — влияние на качество жизни и окружающую среду

Водород (рис. 6.13). Примерно 50 % получаемого в промышленности водорода используется для синтеза аммиака, значительная часть идет на синтез хлороводорода и получение соляной кислоты. Примерно 12 % производимого водорода применяется для очистки нефти от соединений серы. Водород используют в производстве метилового спирта и маргарина.

Галогены. Фтор используется для производства органических веществ: фреонов (жидкости для холодильников); тефлона (стойкие покрытия на сковородах, кастрюлях и т. д.). Фтор — это один из самых эффективных и легких окислителей для ракетного топлива. Фтор применяют для получения фтороводорода и фторидов, которые, в свою очередь, используют как добавки в зубных пастах.

Хлор (рис. 6.14) используют в производстве соляной кислоты, брома, хлорной извести, для очистки и дезинфекции природной воды, отбеливания тканей, древесины, целлюлозы, для производства органических веществ, пластмасс, синтетических волокон. Например, хлорвиниловую пленку через ряд превращений получают из хлороводорода и ацетилен.

Иод широко применяют в медицине. Бромид и иодид серебра используют для получения фотопленки и фотобумаги.

На основе иода, а также на основе смеси водорода с фтором физики создали мощные лазеры.

Рис. 6.13. Применение водорода

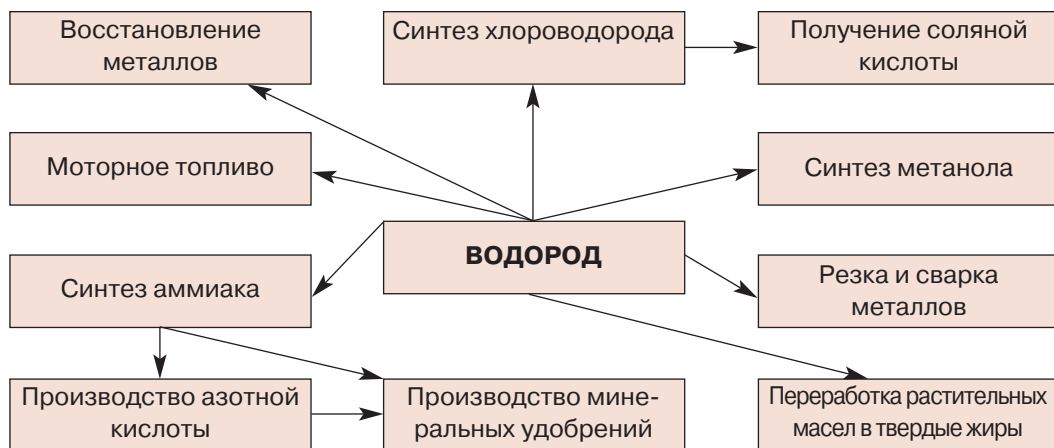




Рис. 6.14. Применение хлора:

1 — для хлорирования воды; 2 — для получения фосгена COCl_2 ; 3 — для получения хлорида олова (IV) и хлорида титана (IV) для дымовой завесы; 4 — производство лекарственных препаратов; 5 — красителей; 6 — растворителей; 7 — синтетического каучука; 8 — синтетического волокна; 9 — средств защиты растений; 10 — пластмасс; 11 — галогенов; 12 — соляной кислоты; 13 — дезинфицирующих средств; 14 — для отбеливания тканей; 15 — для отбеливания бумаги

Азот и фосфор. Азот используют для получения аммиака, минеральных удобрений, азотной кислоты, взрывчатых веществ. Его также применяют для создания инертной атмосферы в электрических лампах и ртутных термометрах. Азотом обрабатывают поверхность стали для придания ей твердости. Фосфор и его соединения используют в производстве спичек и минеральных удобрений.

Кремний. Кремний используют в качестве полупроводника. Из него делают солнечные батареи для электропитания космических кораблей. Повышение содержания кремния в стали увеличивает ее жаростойкость и кислотоупорность.

Кислород широко применяется в промышленности, медицине и других областях (рис. 6.15).

Углерод. Углерод существует в разных формах, благодаря чему области его применения разнообразны (рис. 6.16).

Алмаз обладает высокой твердостью, поэтому его используют для резки стекла, шлифования твердых материалов, изготовления буров. Сильное преломление света обеспечило ему главное место среди драгоценных украше-

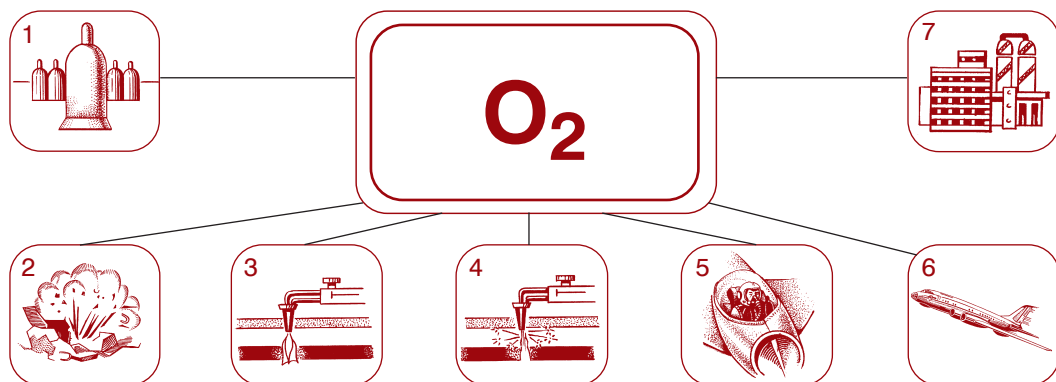


Рис. 6.15. Применение кислорода:

1 — в медицине; 2 — при подрывных работах; 3 — при сварке металлов; 4 — при резке металлов; 5 — для дыхания в авиации; 6 — для моторов в авиации; 7 — в металлургии

ний — отшлифованные специальным образом алмазы становятся бриллиантами.

Графит — благодаря слоистому строению его используют для производства грифелей карандашей, в качестве смазочного материала для трущихся поверхностей. Благодаря электрической проводимости из графита делают дешевые электроды для промышленного электролиза.

Уголь. При нагревании без доступа воздуха углеродистых соединений образуются уголь и ценные летучие продукты. Уголь — это тонко измельченный графит.

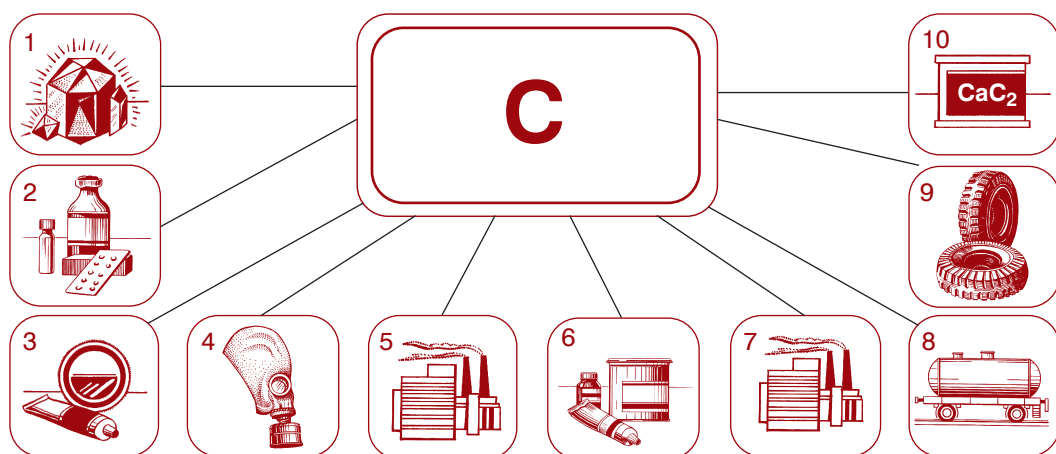


Рис. 6.16. Применение углерода:

1 — для получения искусственных алмазов; 2 — в медицине; 3 — в обувных кремах; 4 — как адсорбент; 5 — при получении сахара; 6 — для получения черной краски; 7 — для получения метилового спирта; 8 — для получения синтетического бензина; 9 — для получения резины; 10 — для получения карбида кальция

Существует несколько сортов угля: кокс, древесный уголь, сажа.

Кокс — получают из каменного угля и применяют в металлургии как самый дешевый восстановитель. Самое нерациональное использование каменного угля — сжигание в печах для обогрева помещений.

Древесный уголь получают из древесины и применяют в металлургии, кузнечных горнах, для получения черного пороха, поглощения газов и вредных веществ.

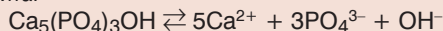
Сажу получают из природного газа, ацетилен и других органических веществ. Применяют при производстве черной резины, изготовлении черных красок, сапожного крема.

Стеклоуглерод — современный материал с высокой механической прочностью, электропроводимостью, тугоплавкостью и устойчивостью. Из этого легкого материала изготавливают аппаратуру, используемую в сильно агрессивных средах, а также в авиации и космонавтике.

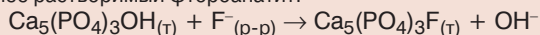
Марафон знаний

В организме человека фтор содержится во всех органах и тканях. Больше всего его в волосах, ногтях, костях и зубах. В местностях, где в питьевой воде низкое содержание фтора, у людей и животных начинают разрушаться зубы, возникает кариес.

Наши зубы состоят на 98 % из нерастворимого в воде гидроксоапатита $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$. Постепенно, особенно в кислой среде, происходит деминерализация зубов, то есть вымывание гидроксоапатита:



При использовании фторированной зубной пасты или фторированной воды происходит превращение гидроксоапатита в сотню раз менее растворимый фтороапатит:



Фтор вводят в состав зубной пасты в виде фторидов NaF , SnF_2 и др.

При избытке фтора в организме возникает другая болезнь — флюороз: зубы покрываются пятнами, легко крошатся, ломаются и стираются до самой десны.

Выясните у учителя химии, каково содержание фтора в воде в вашем селе или городе. В зависимости от этого выбирайте зубную пасту. Не пользуйтесь фторированной зубной пастой, если содержание фтора в воде соответствует норме или завышено.



1. Составь эссе о применении неметаллов по рисункам в данном параграфе (рис. 6.13 – 6.16).
2. Охарактеризуй хлор по схеме:
 - а) положение в Периодической системе;
 - б) строение атома, возможная валентность;
 - в) нахождение в природе;
 - г) простое вещество: строение, получение, физические и химические свойства, применение.
3. Охарактеризуй кислород по плану из задания 2.
4. Охарактеризуй водород по плану из задания 2.
5. Охарактеризуй азот по плану из задания 2.
6. Охарактеризуй фосфор по плану из задания 2, сравни его свойства с азотом.
7. Охарактеризуй серу и сравни ее свойства с кислородом.
8. Дай общую характеристику элементов главной подгруппы VI группы.
9. Клубеньковые бактерии в течение одного года могут связать азот массой до 400 кг на площади 1 гектар. Вычисли объем связанного азота.
10. Поступление фосфора с пищей необходимо для роста. Рассчитай рекомендуемую суточную норму потребления фосфора взрослым человеком, если для этого необходимо съесть 200 г говядины, 200 г картофеля, 100 г белого хлеба, 100 г молока и 100 г яблок. Содержание фосфора в 100 г продуктов следующее: говядина — 0,25 г; картофель — 0,053 г; хлеб белый — 0,087 г; молоко — 0,093 г; яблоки — 0,01 г.

6.6. Водородные соединения неметаллов

6.6.1. Строение, физические свойства и применение

Неметаллы образуют водородные соединения, в которых проявляют валентность по водороду, равную разности «8 — номер группы» и равную этой разности отрицательную степень окисления, например NH_3 (табл. 6.3.)

Связь между атомами неметалла и водородом во всех случаях ковалентная с разной степенью полярности. Полярность связи R–H тем больше, чем больше разница в электроотрицательности этих атомов

Например, связь C: N малополярная, а H F сильнополярная. Межмолекулярное взаимодействие у водородных соединений слабое, поэтому практически все они — газы.

Исключение составляют вода H_2O и фтороводород HF (рис. 6.17), между молекулами которых образуется водородная связь. Именно водородная связь объясняет

Таблица 6.3. Состав водородных соединений

IV группа	V группа	VI группа	VII группа
RH_4	RH_3	H_2R	HR
CH_4 метан	NH_3 аммиак	H_2O вода	HF фтороводород
SiH_4 силан	PH_3 фосфин	H_2S сероводород	HCl хлороводород
—	AsH_3 арсин	H_2Se селеноводород	HBr бромоводород
—	SbH_3 стибин	H_2Te теллуридоводород	HI иодоводород
—	—	халькогеноводороды	галогеноводороды

Почему HF при температуре 10 °С жидкость а HCl — газ?



аномальные свойства этих веществ.

Фтороводород HF — летучая (температура кипения 19,5 °С), ядовитая жидкость с характерным запахом.

Вода H_2O — жидкость без цвета и запаха, температура кипения 100 °С, температура замерзания (плавления) 0 °С. Очень хороший растворитель.

Вода является основой жизни на Земле. Ее применяют для питья, приготовления пищи, без нее не обходится ни одно химическое и пищевое производство. Вода имеет большую теплоемкость, она трудно нагревается и долго удерживает тепло, остывая очень медленно. Поэтому горячую воду применяют для обогрева помещений.

Аммиак легко сжижается при повышенном давлении. При испарении жидкий аммиак поглощает много тепла, поэтому его применяют в промышленных холодильниках в качестве охладителя.

Аммиак сам служит удобрением и его применяют для производства других азотных (NH_4NO_3 , $NaNO_3$) и азотно-фосфорных удобрений ($(NH_4)_2HPO_4$, $NH_4H_2PO_4$).

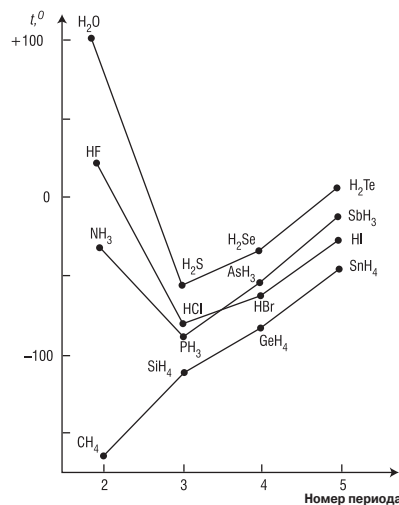


Рис. 6.17. Водородные соединения неметаллов и их свойства



В настоящее время NH_3 является одним из веществ, которые предложено использовать как топливо в двигателях внутреннего сгорания автомобилей.

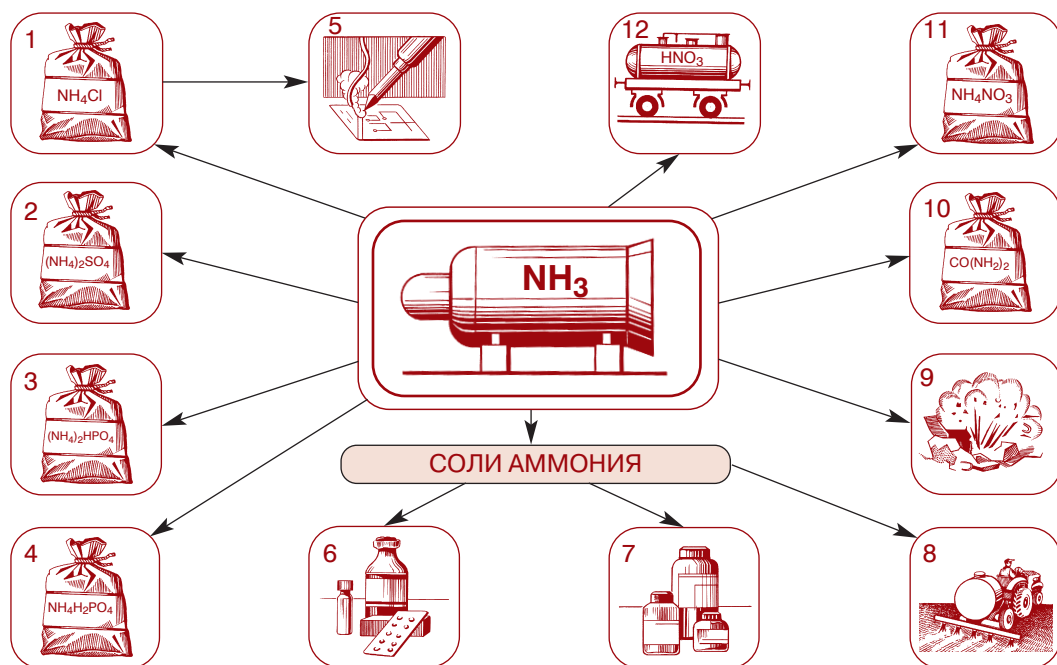


Рис. 6.18. Применение аммиака и солей аммония:

1–4, 8, 10, 11 – при производстве минеральных удобрений; 5 – при пайке металлов; 6 – в медицине; 7 – в повседневной жизни; 9 – при получении взрывчатых веществ; 12 – при получении азотной кислоты

(рис. 6.18).

Общие физические свойства всех водородных соединений неметаллов — бесцветность, неприятный запах (кроме H_2O), ядовитость (кроме H_2O и CH_4). При очень низких температурах все водородные соединения затвердевают и образуют **молекулярные кристаллические решетки**.

← **Какое из веществ будет сжигаться легче: NH_3 или HCl ? Почему?**

6.6.2. Получение водородных соединений неметаллов

Водородные соединения неметаллов получают прямым путем — *синтезом из простых веществ* или косвенным — *из бинарных соединений с металлами* при разложении их *кислотами* или *водой*.

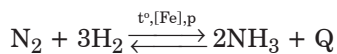
***Получение метана CH_4 :
в промышленности**

- Из природного газа метана.

Газ некоторых месторождений содержит до 95 % метана

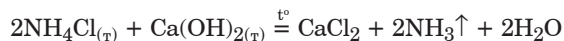
Получение аммиака NH_3 : в промышленности

- Синтезом из водорода и азота при температуре 450° и давлении 30–100 МПа (в 300–1000 раз выше атмосферного), чтобы сместить равновесие вправо; катализатор — губчатое железо



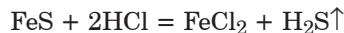
в лаборатории

- Нагреванием смеси порошков хлорида аммония и гидроксида кальция



*Получение сероводорода H_2S в лаборатории:

- Взаимодействием соляной кислоты с сульфидом железа (II) в аппарате Киппа



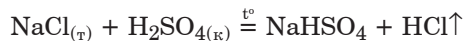
Получение хлороводорода HCl : в промышленности

- Синтезом из водорода и хлора



в лаборатории

- Вытеснением хлороводорода из твердой соли концентрированной серной кислотой при нагревании (раньше так получали в промышленности)



Предельно допустимая концентрация (ПДК) сероводорода в воздухе составляет 15 мг/м^3 , но его запах начинает ощущаться значительно раньше. Для аммиака ПДК составляет $19,7 \text{ мг/м}^3$, но запах ощущается только начиная с 35 мг/м^3 . Можно ли определить опасную концентрацию аммиака по запаху?



Работаем вместе

Из предложенных веществ: N_2 , S, H_2 , Cl_2 , NH_4Cl , $Ca(OH)_2$, CH_3COONa , FeS , $H_2SO_{4(к)}$, CaF_2 , $NaCl_{(крист.)}$, Mg, P, SiO_2 получите известные вам водородные соединения: а) азота; б) хлора; в) *серы; г) *углерода; д) *фосфора (мысленный эксперимент). Напишите уравнения реакций.

1. Выведи общие формулы для водородных соединений элементов главных подгрупп IV, V, VI, VII групп, приведи примеры, назови вещества.
Какие из них имеют жизненно важное значение?
2. Объясни по рис. 6.17 закономерности изменения свойств водородных соединений неметаллов. Установи связи между физическими свойствами и применением этих веществ.
3. Объясни, как можно различить два бесцветных газа аммиак и хлороводород. Обоснуй ответ уравнениями реакций.
- *4. В закрытом сосуде смешали 4 л хлора и 6 л водорода и смесь взорвали. Какой газ образовался, а какой остался в избытке. Вычисли их объемы.
- *5. В лаборатории сероводород получают в аппарате Киппа из сульфида железа (II) и соляной кислоты. Вычисли объем сероводорода (н. у.), который можно получить из 176 г сульфида железа (II). Можно ли заменить сульфид железа (II) сульфидом железа (III)? Будь начеку!

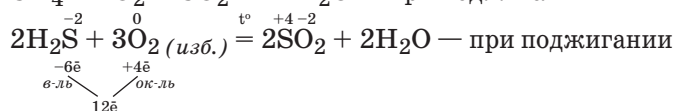


6.6.3. Сравнительная характеристика химических свойств водородных соединений неметаллов

Мы уже знаем, что в водородных соединениях неметаллы проявляют низшую степень окисления. Поэтому в химических реакциях их атомы чаще всего служат *восстановителями*.

*А. Взаимодействие с кислородом

Все реакции с кислородом — это реакции окисления. Когда окисление происходит с выделением тепла и света его называют *горением*. Почти все водородные соединения (кроме H_2O и галогеноводородов) сгорают в кислороде до оксида и воды:



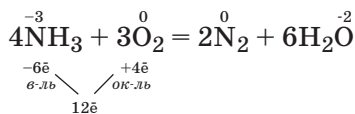
$2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2(\text{недост.}) = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ (неполное сгорание применяют для получения серы в промышленности)

В некоторых случаях получается простое вещество — неметалл, особенно если молекула очень устойчива, как у азота:

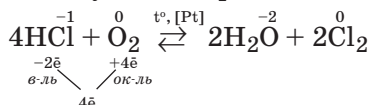


В водородных соединениях неметаллы проявляют низшие степени окисления, поэтому в химических реакциях их атомы являются *восстановителями*.

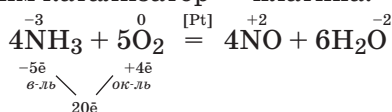
Как вы думаете, почему аммиак сгорает до азота, а не до оксида азота (II)?



или не реагирует с кислородом, как в случае хлора, который получается при окислении хлороводорода:



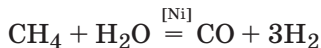
Для окисления аммиака до оксида азота (II) необходим катализатор — платина:



Эта реакция очень важна — она осуществляется при промышленном получении азотной кислоты. Таким образом, в реакциях с кислородом все водородные соединения неметаллов являются восстановителями.

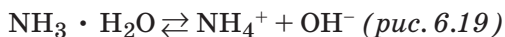
Б. Отношение к воде

Метан CH_4 , силан SiH_4 , фосфин PH_3 при обычных условиях с водой не реагируют и плохо в ней растворяются. При высокой температуре происходит конверсия метана:

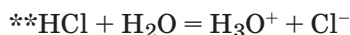
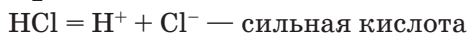
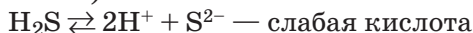


Аммиак очень хорошо растворяется в воде (700 V : 1V) и присоединяет воду химически: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ или NH_4OH

Водный раствор аммиака имеет щелочную реакцию за счет диссоциации образующегося основания:



Халькогеноводороды (H_2S , H_2Se , H_2Te) и **галогеноводороды** (HF , HCl , HBr , HI) растворяются в воде, и их растворы являются кислотами разной силы (табл. 5.2).



Особенно хорошо растворяются в воде галогеноводороды. Так, растворимость HCl в воде 450:1 (по объему). Максимально можно получить 38-процентную соляную кислоту.

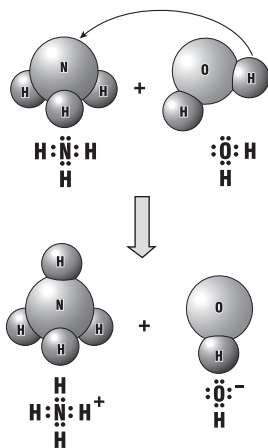


Рис. 6.19. Взаимодействие аммиака с водой

Сероводородная H_2S , селеноводородная H_2Se , теллуриодородная H_2Te — это слабые кислоты. А галогеноводородные кислоты, кроме фтороводородной — сильные кислоты. В обоих рядах сверху вниз по группе с ростом радиуса атома облегчается отрыв иона водорода, поэтому сила кислот возрастает.

В таб. 5.2. (стр. 150) приведены данные по значениям степени диссоциации кислот и оснований, которые определены экспериментально. Для сильных электролитов, ионизированных на 100 %, это так называемые «кажущиеся» степени диссоциации.

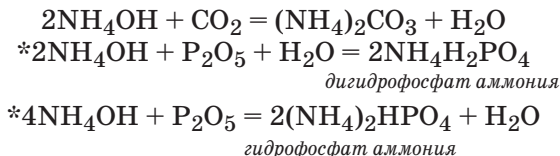
В. Свойства водных растворов водородных соединений неметаллов

I. Аммиак в водном растворе проявляет все свойства оснований:

металл — основной оксид — основание — соль
 неметалл — кислотный оксид — кислота — соль

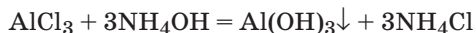
1. **Взаимодействие с кислотами** происходит очень легко: $NH_3 + HCl = NH_4Cl$ (в газовой фазе) и $NH_4OH + HCl = NH_4Cl + H_2O$ (в растворе)

2. **Взаимодействие с кислотными оксидами**



(по водороду находим место воды — слева или справа!)
 Трехзамещенный фосфат аммония не образуется.

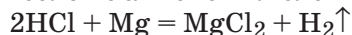
3. **Взаимодействие с солями** приводит к образованию оснований или основных солей:



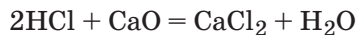
II. **Бескислородные** кислоты (H_2S , H_2Se , H_2Te , HCl , HBr , HI) проявляют все **общие свойства кислот**:

металл — основной оксид — основание — соль
 неметалл — кислотный оксид — кислота — соль

1. **Взаимодействие с металлами**: только с теми, что стоят в ряду напряжений до водорода и не образуют нерастворимых солей с анионом кислоты:



2. **Взаимодействие с основными оксидами**:



Сравните отношения водородных соединений неметаллов к воде.

*Объясните, за счет какой связи образуется ион аммония?

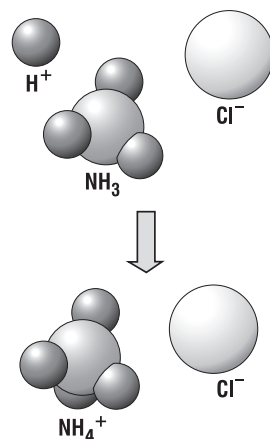


Рис. 6.20. Взаимодействие аммиака с соляной кислотой

Объясните, что определяет общие свойства бескислородных кислот.

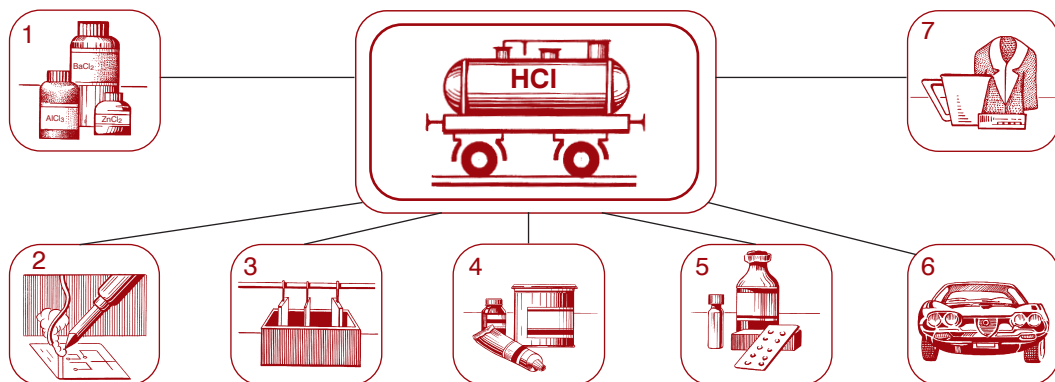


Рис. 6.21. Применение соляной кислоты:

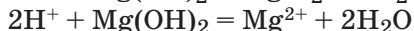
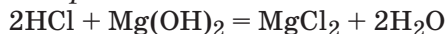
1 — для получения солей; 2 — при пайке; 3 — при обработке поверхности металлов перед нанесением покрытий (гальваностегия); 4 — для получения красителей; 5 — в медицине; 6, 7 — для получения пластмасс и полимеров

3. Взаимодействие с основаниями:

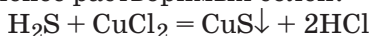
а) растворимыми



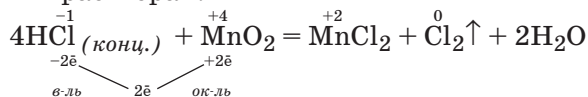
б) нерастворимыми



4. Взаимодействие с солями идет в направлении образования менее растворимых солей:

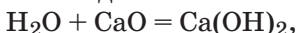


***Особые свойства** этих кислот определяются тем, что в их состав входит ион (атом)-восстановитель (S^{2-} , Cl^- , Br^- , I^-). У галогеноводородных кислот восстановительные свойства проявляются в концентрированных растворах:

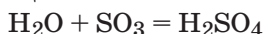


Так получают хлор в лаборатории.

III. **Вода** H_2O — амфотерное соединение. Например, **кислотные свойства** воды проявляются в реакциях с **основными** оксидами:



а **основные** — в реакциях с **кислотными оксидами**:



Таким образом, химические свойства водородных соединений неметаллов меняются от безразличных (CH_4) к основным (NH_3), затем амфотерным (H_2O) и кислотным (H_2S , HCl).

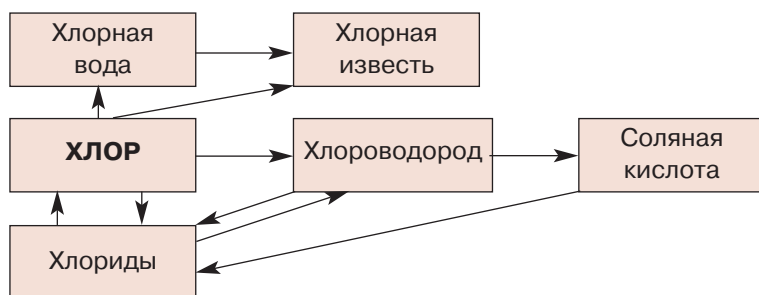


Схема 6.1. Генетическая связь хлора и его соединений

Марафон знаний

Мы уже знаем, что кислую и щелочную среду в растворах определяют с помощью индикаторов. Можно приготовить индикаторы из природного растительного сырья: лепестки цветов ириса синего, розы, тюльпана, анютиных глазок, соков черной смородины, черного винограда, малины, ежевики. Лепестки цветов можно засушить и готовить из них растворы индикаторов перед применением. Немного сырья положите в пробирку, налейте воды. Пробирку поместите в водяную баню. Дома это может быть кружка с водой, которая стоит на огне или плитке. Нагревайте пробирку до тех пор, пока раствор не окрасится. Затем отфильтруйте раствор через вату, поместите его в склянку. Если хранить отвар на холоде, он не испортится несколько дней. Для домашних опытов кислым раствором может служить столовый уксус, а щелочным — раствор стиральной соды (карбоната натрия). (Почему?) Составьте таблицу по образцу:

Индикатор	Цвет раствора		
	исходный	в кисл. среде	в щел. среде
Виноградный сок	темно-красный	красный	зеленый
Синий ирис	ярко-синий	красный	зелено-голубой

В аптеке продается фенофталеин (пурген) в таблетках. Две таблетки разотрите и растворите в 10 мл водки или теплой воды. Отфильтруйте раствор от наполнителя. Этот раствор очень хорош для определения щелочной среды (малиновый цвет).

Дома эти опыты с индикаторами можно применить при стирке. Ткани из хлопка и льна любят щелочную среду, а из шерсти и шелка — нейтральную.

В кухне объемом 10 м^3 происходит утечка природного газа CH_4 или газа из баллона (C_3H_8). Какой объем газа может привести к взрыву? Как предотвратить взрыв?





1. Объясни, какие свойства проявляют водородные соединения неметаллов в реакциях с кислородом.
- *2. Составь уравнения реакций по указанным схемам:

$\left. \begin{array}{l} \text{а) } \text{CH}_4 \\ \text{SiH}_4 \\ \text{PH}_3 \\ \text{H}_2\text{S} \end{array} \right\} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Э}_2\text{O}_n + \text{H}_2\text{O}$	$\left. \begin{array}{l} \text{б) } \text{NH}_3 \\ \text{HCl} \end{array} \right\} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Э}_2 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{в) } \text{NH}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{[\text{Pt}]} ? + \text{H}_2\text{O}$	

Сравни эти схемы и сделай выводы.
3. Составь уравнения реакций и сравни кислотно-основные свойства водородных соединений неметаллов:

$\left. \begin{array}{l} \text{а) } * \text{CH}_4 \\ \text{NH}_3 \\ * \text{HCl} \end{array} \right\} + \text{H}_2\text{O} \begin{array}{l} \rightarrow ? \\ \rightleftharpoons ? \\ \rightarrow ? \end{array}$	$\begin{array}{l} \text{б) } \text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons ? + ? \\ \text{в) } \text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons ? + ? \\ \text{г) } \text{HCl} = ? + ? \end{array}$
---	--
4. Закончи схемы реакций:

$\begin{array}{l} \text{а) } \text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \\ \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \\ \text{NH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \\ \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \end{array}$	$\begin{array}{l} \text{б) } \text{AlCl}_3 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow ? + ? \\ * \text{AgNO}_3 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow ? + \text{NH}_4\text{NO}_3 + ? \\ \text{CuSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow ? \end{array}$
--	---
5. Опиши общие свойства бескислородных кислот на примерах:

$\begin{array}{l} \text{а) } \text{HCl}; \\ \text{используя схему генетических связей.} \end{array}$	$\begin{array}{l} \text{б) } \text{H}_2\text{S}, \\ \text{используя схему генетических связей.} \end{array}$
--	--
6. Составь характеристику водорода, кислорода, азота, серы по схеме:
 - а) положение в Периодической системе;
 - б) строение атома, возможная валентность и степени окисления;
 - в) простое вещество: строение, физические и химические свойства, получение, применение;
 - г) водородное соединение: строение, физические и химические свойства, получение, применение.
7. Объясни, какие свойства проявляет вода в реакциях получения гашеной извести и серной кислоты. Вычисли массу продукта реакции, если прореагировала вода массой 90 кг.
8. Вычисли массовую долю аммиака в растворе, полученном при растворении:

$\text{а) } 700 \text{ мл } \text{NH}_3 \text{ в } 1 \text{ мл воды};$	$\text{б) } 700 \text{ л } \text{NH}_3 \text{ в } 1 \text{ л } \text{H}_2\text{O}.$
--	---
9. Вычисли массовую долю хлороводорода в растворе соляной кислоты, полученном при растворении:

$\text{а) } 450 \text{ мл } \text{HCl} \text{ в } 1 \text{ мл } \text{H}_2\text{O};$	$\text{б) } 450 \text{ л } \text{HCl} \text{ в } 1 \text{ л } \text{H}_2\text{O}.$
--	--
- *10. Аммиачную воду, используемую в качестве жидкого удобрения, готовят растворением аммиака в воде. Один из сортов стандартной аммиачной воды имеет массовую долю NH_3 20%. Вычисли объем аммиака и массу воды, требуемых для получения 1000 м³ аммиачной воды (плотность 20-процентного раствора аммиака 926 кг/м³).

6.7. Оксиды неметаллов и кислородсодержащие кислоты

6.7.1. Классификация, номенклатура, физические свойства оксидов неметаллов

Неметаллы способны образовывать с кислородом два вида оксидов:

а) **кислотные оксиды** — им соответствуют кислородсодержащие кислоты, например оксид серы (VI) SO_2 — H_2SO_4 — серная кислота;

б) **безразличные оксиды**, которым не соответствуют кислоты. Это оксид углерода (II) CO и оксид азота (II) NO — бесцветные газы, плохо растворимые в воде. Особенно опасен CO — *очень ядовит!*

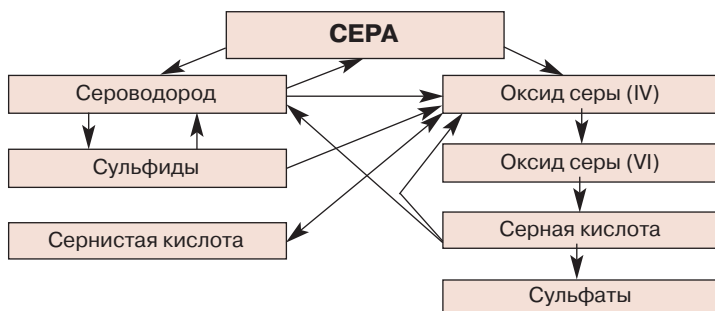
В таб. 6.4 приведены состав и физические свойства кислотных оксидов и соответствующих им кислот.

Таблица 6.4. Оксиды неметаллов и их кислоты

Оксид и кислота	Агрегатное состояние	Цвет	Особенности
CO_2	Газ	Бесцветный	Не поддерживает горение, растворим в воде
H_2CO_3	1-процентный раствор	Бесцветный	Легко разлагается при обычных условиях
SiO_2 H_2SiO_3	Твердый Коллоидный р-р	Бесцветный Бесцветный	Тугоплавкий, не растворяется в воде Превращается в гель, разлагается при стоянии и нагревании
N_2O_5	Твердый	Бесцветный	Разлагается при обычных условиях, взаимодействует с водой
HNO_3	Жидкость	Желтая	Разлагается на свету и при нагревании
$\text{P}_2\text{O}_5(\text{P}_4\text{O}_{10})$ H_3PO_4	Твердый Вязкая жидкость или твердое в-во	Белый Бесцветная	Гигроскопический, не разлагается Растворяется в воде, не разлагается
SO_2 H_2SO_3	Газ Раствор	Бесцветный Бесцветный	Резкий запах, взаимодействует с водой Разлагается при обычных условиях
SO_3 H_2SO_4	Жидкость или твердое вещество Жидкость	Бесцветная Бесцветная	Гигроскопическое, взаимодействует с водой Растворяется в воде, не разлагается

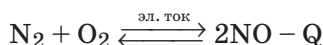
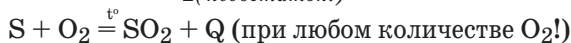
Как видно из таблицы, кислоты H_2SO_4 , H_3PO_4 существуют в виде индивидуальных веществ, а остальные — только в растворе.

Схема 6.2. Генетическая связь серы и ее соединений

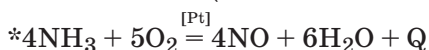
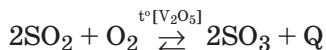


6.7.2. Получение оксидов неметаллов

а) Сжигание простых веществ в кислороде (кроме галогенов!):



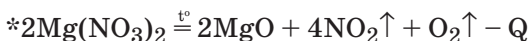
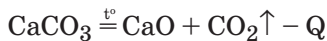
б) Сжигание или окисление сложных газообразных веществ:



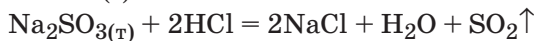
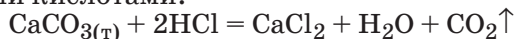
*в) Обжиг твердых сложных веществ:



г) Разложение при прокаливании некоторых солей:



д) Взаимодействие солей неустойчивых кислот с сильными кислотами:



Это лабораторные способы получения CO_2 и SO_2 .

6.7.3. Химические свойства оксидов неметаллов

А. Безразличные оксиды способны окисляться до кислотных оксидов:



Они также могут восстанавливать металлы:

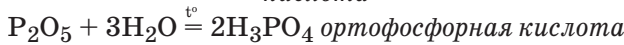
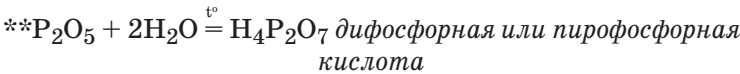
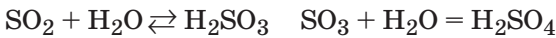
Докажите,
что реакции
горения и
обжига —
это ОВР.



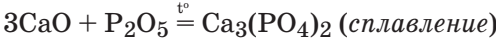
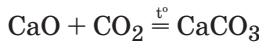
$\text{CO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{FeO} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{CO} + \text{FeO} \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe} + \text{CO}_2 \uparrow$
 эти реакции происходят в доменных печах при выплавке чугуна.

Б. Кислотные оксиды взаимодействуют:

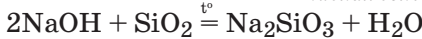
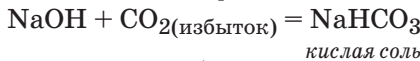
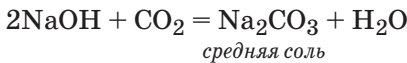
а) с водой с образованием кислот



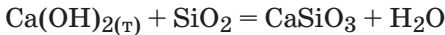
б) с основными оксидами:



в) с щелочами реакции идут в растворе:



*г) с нерастворимыми основаниями — при сплавлении:



*д) с солями кислотные оксиды реагируют редко и только при сплавлении:

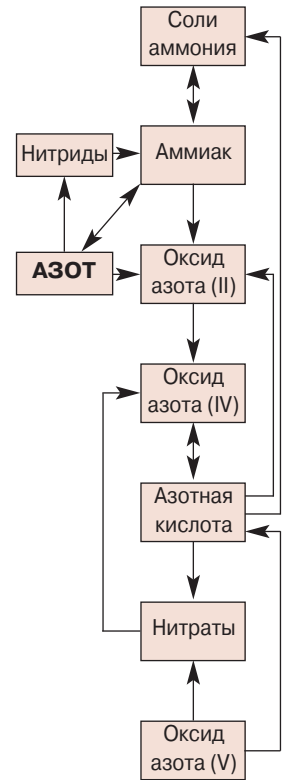
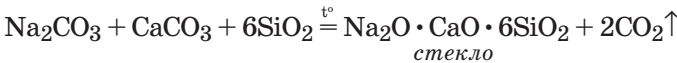
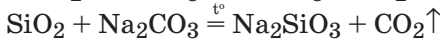
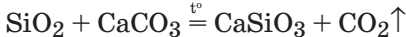


Схема 6.3. Генетическая связь азота и его соединений

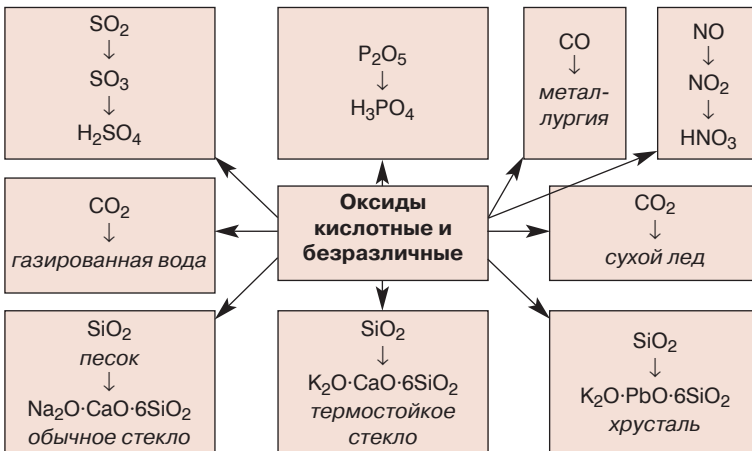


Рис. 6.22. Применение оксидов неметаллов

Эта реакция происходит при получении стекла, условная формула представлена в виде суммы оксидов, хотя на самом деле — это сплав силикатов и песка (SiO_2).

Оксиды получили широкое применение (рис. 6.22). Из оксидов SO_3 , P_2O_5 , NO_2 получают серную, фосфорную и азотную кислоты. Углекислым газом CO_2 насыщают минеральную и сладкую воду, в твердом виде CO_2 — «сухой лед», хороший охладитель. Оксид кремния SiO_2 — это песок, кварц. Применяется в производстве стекла, бытовой и химической посуды.

Практическая работа

№ 4*

Получение и свойства оксида углерода (IV)

Приборы и реактивы: кусочки мрамора, раствор соляной кислоты, лакмус, известковая вода, пробка с газоотводной трубкой (угол 90°), штатив металлический, штатив с пробирками, спиртовка, держатель для пробирок.

1. Налейте в одну пробирку известковую воду, а в другую — дистиллированную с каплей лакмуса.
2. В пробирку поместите 2–3 кусочка мрамора размером с горошину.
3. Прилейте 1 мл раствора соляной кислоты и быстро закройте пробкой с газоотводной трубкой, как показано на рис. 6.23. Опустите газоотводную трубку в пробирку с дистиллированной водой и лакмусом. Следите за окраской раствора. Что происходит? Объясните наблюдаемое явление.
4. Нагрейте этот раствор до кипения (осторожно!) Что наблюдается?
5. Опустите конец газоотводной трубки в пробирку с известковой водой и пропускайте газ до появления мути. Продолжайте пропускание углекислого газа до исчезновения мути.
6. Запишите наблюдения, составьте уравнения всех реакций (5), происходящих в этом опыте. Сделайте вывод. Свойства каких классов неорганических соединений вы изучили в этом опыте?
7. Какая из проведенных реакций может считаться качественной реакцией на карбонаты?
8. Приведите в порядок рабочее место.

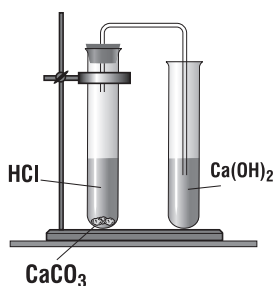


Рис. 6.23. Получение оксида углерода (IV)

Марафон знаний

Можно сделать шипучую воду дома. К подслащенной воде добавьте немного пищевой соды (на кончике ножа), выжмите туда дольку лимона. Напиток готов! Наслаждайтесь на здоровье!

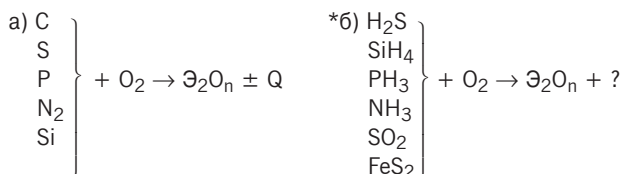
За счет какой химической реакции выделяется углекислый газ? Запишите ее уравнение в ионном виде. Для этого не нужно знать формулу лимонной кислоты.

Бесцветный газ А с резким характерным запахом (применяется для окуривания погребов с целью уничтожения плесени) окисляется кислородом в присутствии катализатора в соединение В (летучая жидкость, в условиях реакции — газ). Вещество В с негашеной известью образует вещество С. Установите вещества А, В, С и составьте уравнения всех реакций.



1. Объясни, какой характер могут иметь оксиды неметаллов:
а) кислотный; б) амфотерный; в) основной; г) безразличный.
Приведи примеры.

2. Составь уравнения реакций по схемам:



Укажи условия проведения реакций. Сделай вывод о способах получения оксидов неметаллов.

3. В лаборатории оксид углерода (IV) — углекислый газ получают в аппарате Киппа взаимодействием соляной кислоты с мрамором (CaCO_3). В данном случае нельзя использовать карбонат натрия, так как он: а) не реагирует с соляной кислотой; б) растворим в воде; в) бурно реагирует с соляной кислотой; г) реакция идет очень медленно. (Выбери правильный ответ).

4. В обычном огнетушителе стальной баллон заполнен концентрированным раствором гидрокарбоната натрия с примесью пенообразователей. Чем заполнена стеклянная ампула, которая находится в верхней части огнетушителя и разбивается при переворачивании баллона, когда его приводят в действие на пожаре?

а) $\text{NaOH}_{\text{конц}}$, б) $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}}$, в) $\text{NaCl}_{\text{конц}}$, г) $\text{Ca(OH)}_{2\text{конц}}$.

Составь уравнение реакции, аргументируй ответ.

5. Вычисли объем углекислого газа (н. у.), который можно получить из мрамора массой 1 г.

6. Вычисли объем оксида азота (II), который образуется из аммиака объемом 224 л (н. у.).

7. Выбери вещества, из которых можно получить оксид серы (IV):

а) S б) H_2S в) FeS г) CuS д) CuSO_4 е) FeS_2

Составь уравнения реакций обжига.

Запомни — все они имеют практическое применение в производстве серной кислоты.

8. Осуществи превращения по генетической связи:

а) серы и ее соединений (схема б.2); б) азота и его соединений (схема б.3). Составь цепочку превращений и напиши уравнения реакций.

9. Опиши химические свойства кислотных оксидов на примере:

а) CO_2 б) SO_2 в) P_2O_5 г) SO_3

ОЦЕНИВАНИЕ

Проект

Гуманитарный профиль

Промышленные и экологические аспекты взаимодействия кислотных оксидов с водой**Аргумент**

Кислотные оксиды играют важную роль в промышленности, но в то же время они могут оказывать негативное воздействие на окружающую среду. Вам известно важное значение оксида кремния как составной части стекла или силикатов, а также его наиболее распространенная форма — кварц.

Не менее важно использование оксида серы (VI) для производства серной кислоты и оксида азота (IV) — для получения азотной кислоты. В то же время, в природе всё чаще встречается такое явление, как кислотные дожди, оказывающие негативное влияние на экологию и наше здоровье.

Сформируйте группу из 2–3 одноклассников и выполните проект по предложенной теме. Внимательно прочитайте опорные направления темы:

Тематические ориентиры

- Описание кислотных оксидов, используемых в промышленности, и их воздействия на окружающую среду
- Составление уравнений химических реакций с водой и объяснение влияния этих взаимодействий
- Описание положительных эффектов взаимодействия кислотных оксидов с водой
- Предотвращение негативных эффектов при взаимодействии кислотных оксидов с водой и т. д.

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Коллажи
- Реферат/Эссе

Представление

- Каждая группа выберет представителя/представителей и способ презентации
- Презентация проекта — до 8 минут

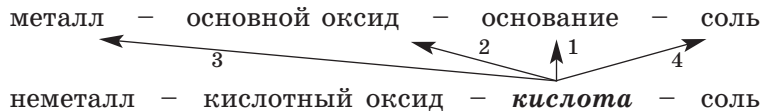
Критерии оценивания

- Структура проекта;
- Корректность научного содержания работы
- Актуальность содержания работы
- Использованные источники информации
- Соблюдение времени представления проекта

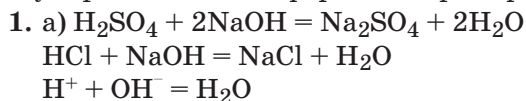
6.8. Сравнительная характеристика химических свойств кислородсодержащих кислот

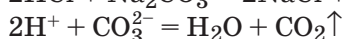
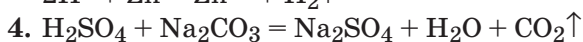
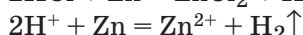
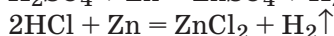
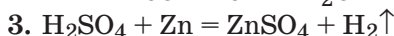
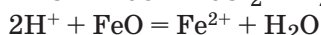
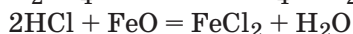
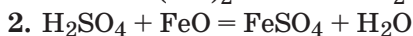
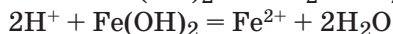
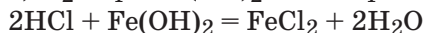
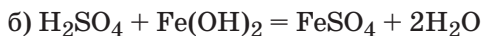
Общие свойства кислородсодержащих кислот такие же, как у бескислородных. Это взаимодействие с основаниями (1), основными оксидами (2), металлами (3), с солями (4).

Что определяет общие химические свойства кислородсодержащих кислот?



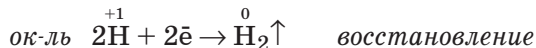
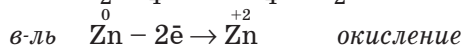
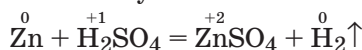
Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме. Например:





* *Специфические свойства кислородсодержащих кислот* особенно проявляются во взаимодействии с металлами.

При проявлении кислотами общих свойств окислителем выступает ион H^+ кислоты:



Исключение составляют азотная кислота любой концентрации и концентрированная серная кислота. В этих кислотах окислителем является центральный атом неметалла $\overset{+5}{\text{N}}$ и $\overset{+6}{\text{S}}$ — это их специфическое свойство (§§ 4.5, 4.6).

По примеру в начале параграфа составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, характеризующих общие химические свойства кислородсодержащих кислот:

а) серной кислоты (разбавленной);

б) азотной кислоты (разбавленной).

Какое из общих свойств других кислот не присуще азотной кислоте?

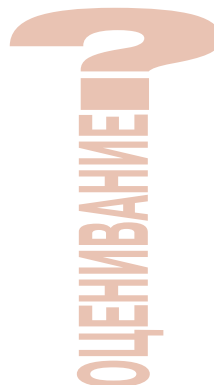
*1. а) Составьте уравнения реакций взаимодействия разбавленной и концентрированной азотной кислоты с магнием и серебром.

б) Вычислите массу азотной кислоты, необходимой для получения 1 моль солей.

в) Какую кислоту, разбавленную или концентрированную, выгоднее взять для получения солей?

*2. Провели опыт. В пробирку с концентрированной серной кислотой поместили кусочек цинка. Началось слабое выделение бесцветного газа с резким запахом. При нагревании газ сначала выделялся интенсивнее, чем при комнатной температуре, затем его выделение прекратилось и на стенках пробирки появился желтый налет, а при дальнейшем нагревании появился запах тухлых яиц. Составьте уравнения трех реакций, происшедших в одной пробирке при разных температурах.

Напишите уравнения химических реакций металлов с HNO_3 и концентрированной H_2SO_4 .

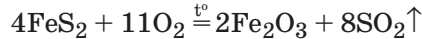


6.9. Получение кислородсодержащих кислот

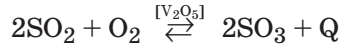
В промышленности большинство кислородсодержащих кислот получают взаимодействием соответствующих оксидов (ангидридов) с водой. Оксиды получают из природного сырья.

Серная кислота. Получают ее в три стадии из пирита FeS_2 :

I стадия. Получение оксида серы (IV) SO_2 :



II стадия. Каталитическое окисление SO_2 до SO_3 :



III стадия. Растворение SO_3 в воде, а точнее в 96% -й серной кислоте:



Концентрированная серная кислота нелетуча, поэтому вытесняет все остальные кислоты из их солей. Это один из способов получения как кислородсодержащих, так и бескислородных кислот.

Применение серной кислоты показано на рис. 6.24.

***Азотная кислота.** Получают из аммиака.

I стадия. Каталитическое окисление аммиака:

Можно ли получить серную кислоту по реакции обмена из ее соли?

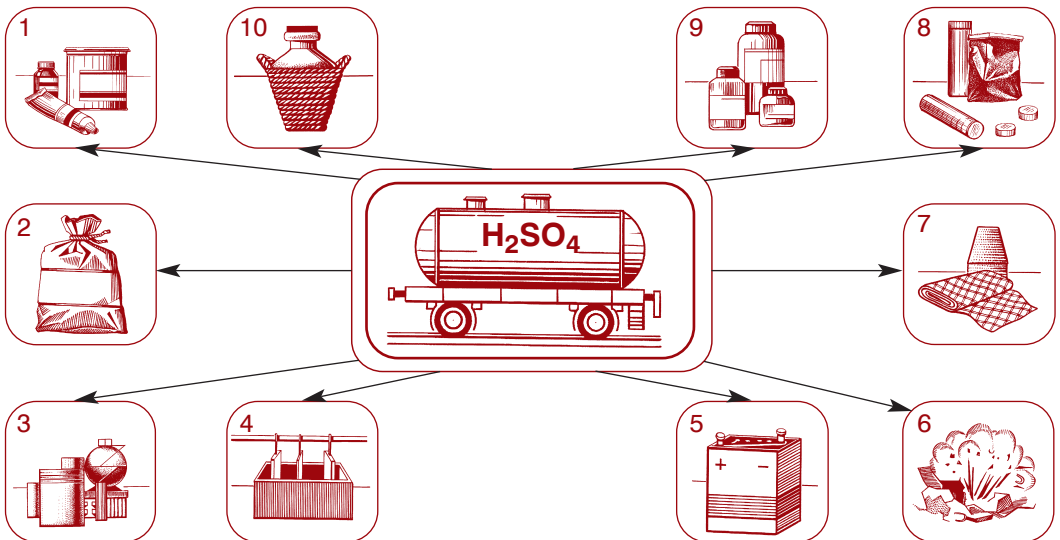


Рис. 6.24. Применение серной кислоты: 1 – получение красителей; 2 – производство минеральных удобрений; 3 – очистка нефтепродуктов; 4 – получение и очистка меди электролизом; 5 – получение электролита в автомобильном аккумуляторе; 6 – производство взрывчатых веществ; 7 – производство искусственных волокон; 8 – получение глюкозы; 9 – получение солей; 10 – получение кислот

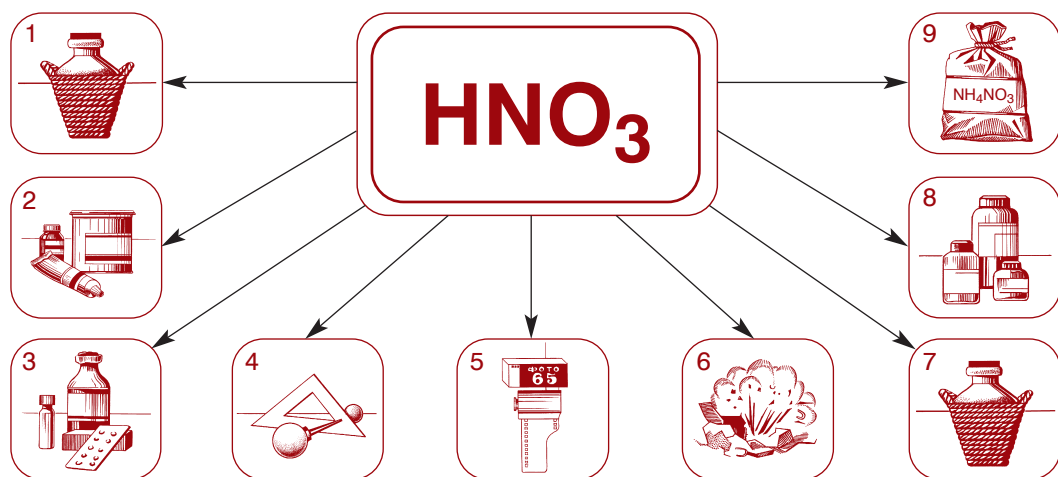
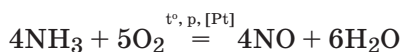
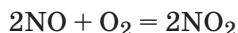


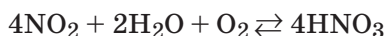
Рис. 6.25. Применение азотной кислоты для получения: 1 – коллодия; 2 – красителей; 3 – лекарств; 4 – целлюлоза; 5 – фотопленки; 6 – взрывчатых веществ; 7 – царской водки; 8 – минеральных удобрений



II стадия. Окисление NO до NO₂:



III стадия. Растворение NO₂ в воде в присутствии избытка кислорода:



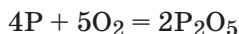
Применение азотной кислоты показано на рис. 6.25. Дымящую концентрированную азотную кислоту получают вытеснением ее из солей с помощью концентрированной серной кислоты:



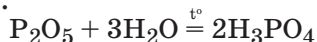
Азотную кислоту отгоняют и собирают.

Фосфорная кислота. Чистую фосфорную кислоту получают из оксида фосфора (V) P₂O₅.

I стадия. Сжигание фосфора:



II стадия. Растворение оксида фосфора (V) в воде при нагревании:



Более старый способ — это обработка фосфорита Ca₃(PO₄)₂ концентрированной серной кислотой:



Жидкую фосфорную кислоту отделяют от осадка.

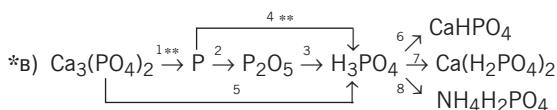
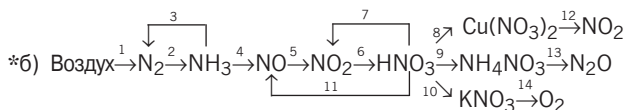
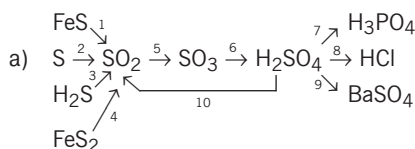
Применение фосфорной кислоты связано главным образом с получением минеральных удобрений.

Марафон знаний

Уровень развития технической цивилизации страны до недавнего времени определяли объемом производства железа (чугуна и стали) или серной кислоты.

Серную кислоту называют *хлебом химической промышленности*.

1. Охарактеризуй общие способы получения кислородсодержащих кислот в промышленности.
2. Составь уравнения реакций для следующих превращений:



Выполни задание до солей. Закончи упражнение после изучения параграфа 7.8 «Соли».

- *3. Допустимая концентрация азотной кислоты в сточных водах составляет 30–35 мг/л. Определи массу азотной кислоты в сточных водах массой 1000 кг.

6.10. Реакции идентификации анионов (качественные реакции)

Химические реакции, которые характеризуют особые свойства веществ и по которым их можно отличить от других (идентифицировать), называются *качественными реакциями* или *реакциями идентификации*.

В таблице 6.5 представлены качественные реакции на анионы, входящие в состав кислот и солей.

ОЦЕНИВАНИЕ

Таблица 6.5. Реакции идентификации анионов

Анион	Реактив	Реакция	Характерные признаки
Cl^-	Раствор нитрата серебра AgNO_3	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$	Белый творожистый осадок, нерастворимый в воде и HNO_3
Br^-	AgNO_3	$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr}\downarrow$	Светло-желтый осадок, нерастворимый в воде и HNO_3
I^-	AgNO_3	$\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI}\downarrow$	Желтый осадок, нерастворимый в воде и HNO_3
SO_4^{2-}	Раствор соли бария (BaCl_2)	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$	Белый осадок, нерастворимый в воде и HNO_3
CO_3^{2-} , HCO_3^-	Сильная кислота (HCl , H_2SO_4 , HNO_3) и известковая вода $\text{Ca}(\text{OH})_2$	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	Газ без цвета и запаха, от которого мутнеет известковая вода
PO_4^{3-} , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^-	Раствор нитрата серебра с предварительным добавлением щелочи к раствору гидрофосфатов	$3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$	Желтый осадок, растворимый в HNO_3
NO_3^-	Концентрированная серная кислота и медная стружка при нагревании	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3$ $4\text{HNO}_3 + \text{Cu} \xrightarrow{t^\circ} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	Бурый газ , голубая окраска раствора
S^{2-}	Раствор соли свинца	$\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS}\downarrow$	Черно-бурый осадок

*1. При нагревании каких из перечисленных веществ одним из продуктов реакции является оксид: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; AgNO_3 , CaCO_3 , NaHCO_3 , Na_2CO_3 , CuSO_4 , NH_4NO_3 ?

Напиши уравнения реакций, назови и классифицируй полученные оксиды.

*2. Как различить вещества, находящиеся в трех разных пробирках: Na_2SO_4 , Na_3PO_4 , NaCl ?

Запиши ход рассуждений в виде таблицы, составь уравнения качественных реакций на соответствующие анионы.

3. Дай полную характеристику элементам:

а) сере; б) азоту; в) углероду; г) фосфору; д) кремнию по схеме:

- (1) положение в ПС;
- (2) строение атома, возможная валентность и степени окисления;
- (3) простое вещество;
- (4) водородное соединение: строение, свойства, получение, применение.
- (5) оксиды и гидроксиды: строение, характер, свойства, получение, применение.

Это задание можно выполнить в виде реферата, используя дополнительную литературу.





ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 9*

Реакции идентификации анионов SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , $\text{CO}_3^{2-}/\text{HCO}_3^-$, Cl^- и катиона NH_4^+ .

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, держатель для пробирок, растворы солей: NaCl , BaCl_2 , AgNO_3 , Na_2SO_4 , Na_3PO_4 , Na_2CO_3 ; соль аммония, известковая вода, фенолфталеин, лакмус.

Задание: в отдельные пробирки налейте по 0,5 мл растворов, которые содержат перечисленные анионы и катион NH_4^+ . В каждую пробирку по каплям добавляйте соответствующий реактив для идентификации этих ионов.

Запишите наблюдаемые изменения в каждой пробирке и составьте уравнения соответствующих реакций.

Результаты лабораторного опыта могут быть оформлены в виде таблицы:

Определяемый ион	Реактивы для идентификации	Наблюдения	Уравнения реакций (МУ, ПИУ, СИУ)
1. Cl^-	1. AgNO_3	1.	1.
2. SO_4^{2-}	2. BaCl_2	2.	2.
3. PO_4^{3-}	3. AgNO_3	3.	3.
4. $\text{CO}_3^{2-}/\text{HCO}_3^-$	4. HCl (H_2SO_4)	4.	4.
5. NH_4^+	5. NaOH , (t°)	5.	5.

Сформулируйте выводы. Приведите в порядок рабочее место.

6.11. Генетическая связь неметаллов и их соединений

Генетический ряд неметаллов, показывающий взаимосвязь между неметаллом и соединениями, которые он образует, вам хорошо знаком:



Рассмотрим генетический ряд фосфора:



При горении *неметалла* фосфора получается *кислотный оксид* P_2O_5 , который при взаимодействии с водой образует ортофосфорную *кислоту* H_3PO_4 .

Следующее превращение — получение соли ($\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), можно осуществить разными способами, основываясь на свойствах кислот: при взаимодействии кислоты с металлом, оксидом металла, основанием или солью.

Если же соль надо получить из оксида фосфора (V) ($\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), то, исходя из свойств кислотных оксидов, можно

осуществить реакцию P_2O_5 с основанием $Ca(OH)_2$ или основным оксидом CaO .

Для неметаллов, образующих бескислородные кислоты, можно составить следующий ряд:



В этом случае кислоту получают, растворяя в воде газ, образованный при взаимодействии неметалла с водородом. Соль такой кислоты можно получить не только реакцией обмена, но и из простых веществ — металла и неметалла ($Cl_2 \rightarrow CuCl_2$).

Так знания о химических свойствах и генетической связи между веществами помогают подбирать рациональные способы получения различных соединений неметаллов.

Составьте уравнения реакций ко всем превращениям, описанным в параграфе.

- Опираясь на генетический ряд неметаллов, аргументируй причинно-следственные связи в корреляции: кислотные оксиды, кислоты — вещества-загрязнители — кислотные дожди — защита окружающей среды — общее воздействие.
- Напиши уравнения реакций получения предлагаемых веществ в соответствии с указанным типом:
 - реакция разложения $\dots = CO_2 + \dots$
 - реакция соединения $\dots + \dots = MgCO_3$
 - реакция замещения $\dots + \dots = H_2 + \dots$
- Неметаллы и их соединения являются основными компонентами атмосферы и гидросферы Земли. Напиши по одному уравнению реакции для каждого предложенного примера взаимодействия:
 - неметалл + неметалл
 - оксид неметалла + основной оксид
 - оксид неметалла + вода
 - кислота + основание
 - кислота + основной оксид
 - неметалл + основной оксид

ОЦЕНИВАНИЕ

Неметаллы и их соединения

Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы и их соединения»

Примечание. Работа может быть выполнена по вариантам, составленным учителем.

Оборудование и реактивы: набор химических реактивов, спиртовка, пробирки, держатель для пробирок.

Тип задач: Получение веществ.

Опыт 1. Получение иода. Из предложенных реактивов: растворов KCl , KI , хлорной воды (или других по усмотрению учителя) выберите те, с

Практическая работа № 5*

помощью которых можно получить иод.

В одну пробирку слейте два выбранных раствора (по 1 мл каждого). Отметьте изменение цвета. Закройте пробирку пробкой. Докажите, что получен иод. Для этого добавьте немного раствора, содержащего иод, в пробирку с крахмалом или смочите полученным окрашенным раствором крахмальную бумажку или срез картофеля. Иод с крахмалом дают синее окрашивание.

Запишите наблюдения и составьте уравнение реакции. Сделайте вывод.

Тип задач: Качественные реакции неорганических веществ^а.

Опыт 2. Качественные реакции галогенид-ионов

Реактивы: растворы HCl, HNO₃, NaCl или KCl, NaBr или KBr, NaI или KI, AgNO₃ или Pb(NO₃)₂.

Налейте в одну пробирку раствор соляной кислоты, во вторую — раствор хлорида, в третью — раствор бромиды, в четвертую — раствор иодида по 0,5 мл (2-3 капли). Добавьте в каждую по несколько капель раствора AgNO₃ или Pb(NO₃)₂.

Отметьте цвет осадков, испытайте их на растворимость в азотной кислоте. Запишите наблюдения. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Сделайте выводы.

Опыт 3. Качественная реакция сульфат-иона.

Реактивы: растворы H₂SO₄, Na₂SO₄, K₂SO₄, Al₂(SO₄)₃, BaCl₂.

В одну пробирку налейте 0,5 мл раствора серной кислоты, а во вторую — раствор любого сульфата. Добавьте столько же раствора хлорида бария. Запишите наблюдения, составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 4. Качественная реакция фосфат-ионов.

Реактивы: растворы Na₃PO₄, Na₂HPO₄, NaH₂PO₄, AgNO₃, NaOH.

В одну пробирку налейте 0,5 мл раствора фосфата Na₃PO₄, во вторую — гидрофосфата Na₂HPO₄ и несколько капель раствора щелочи, в третью — дигидрофосфата и щелочи. Во все пробирки добавьте несколько капель раствора нитрата серебра AgNO₃.

Запишите наблюдения. Составьте сначала уравнения реакций дигидрофосфата и гидрофосфата со щелочью. Какой ион вступает в реакцию с ионом серебра Ag⁺ во всех трех случаях? Сделайте вывод.

Опыт 5. Качественная реакция катиона аммония.

Реактивы: растворы соли аммония (NH₄Cl или др.), NaOH, фенолфталеиновая или лакмусовая бумажка.

В пробирку налейте 1 мл раствора соли аммония и добавьте столько же раствора щелочи. Слегка нагрейте и поднесите смоченную в воде индикаторную бумажку к отверстию пробирки. Ощутите специфический запах. Запишите наблюдения. Составьте уравнения реакций. Сделайте вывод.

Тип задач: Распознавание веществ, доказательство их состава.

Опыт 6. В трех пробирках без этикеток содержатся: хлорид натрия, сульфат натрия, фосфат натрия. Определите эти вещества.

Сформулируйте выводы. Приведите в порядок рабочее место.

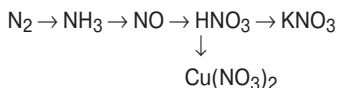
^а Эти опыты проводятся в случаях, если ранее их не выполняли, или для напоминания, как выглядят качественные реакции анионов, чтобы правильно решать задачи по распознаванию веществ и доказательству их состава.

ТЕСТ СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ

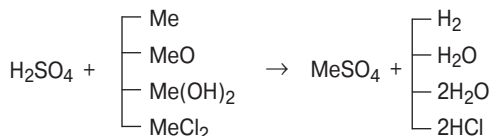
по единице обучения «Неметаллы
и их соединения»

- I. Обведи правильный ответ:
- 1.1. Наиболее сильные окислительные свойства проявляет:
а) фтор; б) хлор; в) бром; г) иод.
 - 1.2. Неметаллические свойства в ряду C – Si – Ge – Sn
а) возрастают; б) уменьшаются; в) не изменяются;
г) уменьшаются, затем возрастают.
 - 1.3. В каком из соединений сера проявляет отрицательную степень окисления:
а) H₂SO₄; б) H₂S; в) SO₂; г) SO₃?
 - 1.4. Кислотные свойства оксидов в ряду N₂O₃ – P₂O₃ – As₂O₃ – Bi₂O₃
а) возрастают; б) уменьшаются; в) не изменяются;
г) возрастают, затем уменьшаются.
- *1.5. В реакции $3\text{Cu}^0 + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- = 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ восстанавливается:
а) NO; б) NO₃⁻; в) H⁺; г) Cu⁰.

- *II. Осуществи превращения, составив уравнения реакций:

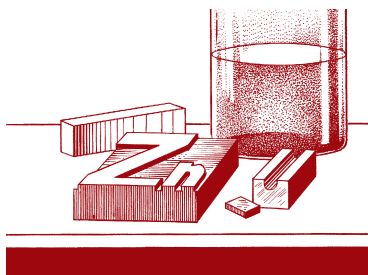


- III. Располагая только H₂, O₂, S, Na (металлический), получи три соли. Составь соответствующие уравнения реакций.
- IV. Вычисли объем аммиака, который можно получить из азота объемом 10 л (н. у.) и водорода.
- V. Напиши уравнения реакций по схеме, используя двухвалентный металл:



- *VI. Долгое время иод не находил применения в медицине. Только в 1904 г. русский военный врач Филончиков ввел в практику спиртовые растворы иода для обработки краев свежих ран. Вычисли объем раствора иода (в спирте) с массовой долей иода 5%, который можно приготовить, имея в своем распоряжении иод массой 10 г. Плотность раствора 0,950 г/мл.

(7) **Металлы и их соединения**



После изучения этой единицы обучения ты будешь способен/способна:

- объяснять и оперировать понятиями: распространение металлов в природе, биологическая роль металлов/их соединений; получение, области применения металлов/их соединений; применение сплавов;
- характеризовать и сравнивать строение, свойства, методы получения, применение, генетические связи металлов и их соединений;
- экстраполировать и применять алгоритмы решения задач для определения состава смеси;
- экспериментально исследовать общие свойства основных оксидов, оснований и солей; реакции идентификации катионов;
- аргументировать причинно-следственные связи между применением металлов и сплавов, физическими свойствами, типом химической связи и кристаллической решетки;
- исследовать свойства и методы получения металлов/их соединений в реальных контекстах;
- формулировать персональные выводы о пользе/негативных последствиях применения сплавов, металлов и их соединений.

7.1 Металлы — основные компоненты современных технологий и биологических систем

Открытие металлов коренным образом изменило человечество. Металлы были известны с древних времен. В средние века было известно о существовании семи металлов: золота, серебра, меди, олова, свинца, железа и ртути.

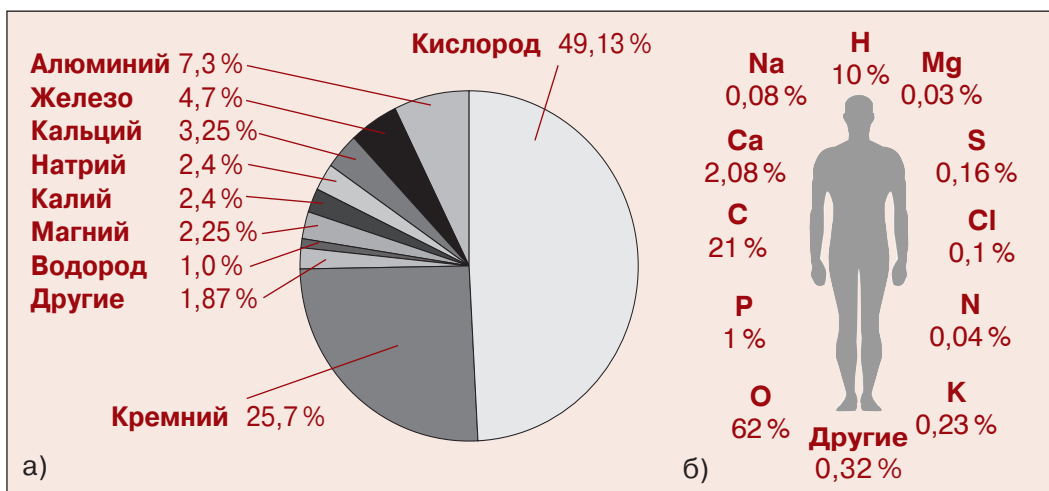
Сегодня наиболее распространенным в природе металлом является алюминий, за ним следуют железо, кальций, натрий, калий, магний. Большинство металлов химически активны, в природе находятся в виде соединений (рис. 7.1). Только благородные металлы (серебро, золото, платина) встречаются в свободном состоянии в виде включений в некоторых минералах (кварц, пирит) или в виде отдельных самородков.

Для промышленного производства металлов используют минералы, которые также называют природными *рудами*.

Если рассмотреть более подробно области применения металлов, можно убедиться в том, что чистые металлы имеют ограниченные области применения. В большей степени их используют в электротехнике. Чем выше степень чистоты металла, тем выше его электропроводность. По этой причине медные и алюминиевые провода производят из чистых металлов, из чистого железа изготавливают сердечники электромагнитов. Гораздо более широкое применение находят смеси металлов, называемые *сплавами*.

Люди начали использовать сплавы еще в древности, обнаружив, что при смешивании двух или более металлов в расплавленном состоянии можно получить новые материалы.

Рис. 7.1. Содержание металлов и неметаллов: а) в земной коре; б) в организме человека



Из всех известных элементов природа отобрала примерно 50, которые входят в состав живой материи. Приспособление их к потребностям живых организмов происходило в процессе эволюции жизни на Земле по схеме: *яды – допустимые примеси – необходимые элементы – важнейшие элементы*. В каждом живом организме находится постоянно 40–43 элемента, называемых *биоэлементами*. Из них 25 — это важнейшие элементы для построения и функционирования организмов.

Эти элементы часто встречаются и в земной коре. Так естественный отбор избавляет организмы от зависимости от менее доступных элементов. *Шесть* из двадцати пяти важнейших элементов (*C, N, H, O, P, S*) — это главные элементы, которые составляют *основу* живой органической материи (белки, гликоген, крахмал, жиры и нуклеиновые кислоты).

Одиннадцать элементов (*H, C, N, O, Na, Mg, P, S, Cl, K, Ca*) составляют 99,99% от всех атомов организма человека, из них только 4 являются металлическими (*Na, K, Mg, Ca*). Легкие ионы K^+ и Mg^{2+} находятся в составе клеток, а Na^+ и Ca^{2+} в окружающей их плазме вместе с главными анионами Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} . Данные 7 ионов обеспечивают электронейтральность клеток, играя важнейшую роль в поддержании соответствующего объема крови и других жидкостей организма.

Однако следует подчеркнуть, что некоторые химические реакции в живых организмах невозможны без участия ионов тяжелых и переходных металлов (*Zn, Cu, Mn, Mo, Co, Cr, Fe, V*).

Важнейшие характеристики этих ионов, такие как малые размеры (объем и радиус), сложная электронная структура, большая атомная масса, высокая и переменная степень окисления (заряд), окислительно-восстановительный потенциал, объясняют их крайнюю необходимость для биологических процессов, особую важность этих ионов для жизненных процессов. Эти ионы находятся в организме человека в микроколичествах 10^{-6} г или 10^{-9} г на грамм массы, а в больших дозах — являются ядами. Поэтому их называют *важнейшими микроэлементами*. Они находятся в организме в форме комплексных соединений, образующих гигантские молекулы, называемые *макромолекулами* или *макроциклическими* системами, такие как белки, жиры, углеводы. Эти металлы (*Zn, Cu, Mn, Mo, Co, Cr, Fe, V*) входят в состав металлоферментов или являются активаторами ферментов.

Элемент можно считать важнейшим для организма, если:

1. Он присутствует во всех тканях живой материи в концентрациях, практически постоянных от организма к организму.



11 элементов — 99,99% человека.

ГЛАВНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ

C
N
H
O
P
S

ОСТАЛЬНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Cl
Na
K
Mg
Ca

2. Отсутствие его приводит к одинаковым физиологическим и структурным модификациям независимо от изучаемого вида.

3. Его включение в рацион предупреждает и устраняет возникающие симптомы и исправляет биохимические изменения, произошедшие в его отсутствие.

В основном, биологические активные комплексы этих важнейших микроэлементов участвуют в:

- синтезе и распаде важнейших биологических молекул;
- блокировании или стабилизации некоторых функциональных групп;
- переносе кислорода в тканях;
- клеточных окислительно-восстановительных реакциях;
- переносе энергии.

По своему содержанию и значению в металлоферментах металлы могут быть выстроены в ряд:



Ионы двухвалентных легких металлов являются активаторами в ферментах, а ионы более тяжелых микроэлементов в высшей степени окисления — ингибиторами.

Необходимо отметить, что изменение концентрации некоторых микроэлементов в результате действия многих факторов (питания, внешней среды, активного или пассивного удаления) может стать причиной некоторых заболеваний. Например, замечено повышение уровня ионов меди и снижение уровня ионов цинка в случае инфаркта миокарда, атеросклероза, гипертонии, цирроза печени, лейкемии.



Исследование образцов металлов.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, держатель для пробирок, ложечка или шпатель, спиртовка, вещества (Fe, Zn, Ag, Hg — ртутный термометр).

Задания:

1. Рассмотрите указанные вещества.
2. Исследуйте свойства веществ: агрегатное состояние, цвет, твердость, вес.

Заполните таблицу:

Вещество	Fe	Zn	Ag	Hg
Агрегатное состояние				
Цвет				
Запах				

Сформулируйте выводы.

Приведите в порядок рабочее место!



Марафон знаний

Мы знаем, что металлы практически не горят на воздухе. Однако можно получить железо, самовоспламеняющееся на воздухе, — пиррофорное железо. Для этого смешаем водные растворы любой соли железа (II), например FeSO_4 , и щавелевую кислоту $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ или ее соль $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Желтый осадок оксалата железа (II) отфильтруем и поместим в пробирку, но не более чем на одну пятую часть! Пробирку закрепим в штативе или будем держать наклонно, отверстием вниз, чтобы могла стекать вода. Нагреем вещество. Капли воды будем снимать жгутом из фильтровальной бумаги или ватой. Когда оксалат разложится и превратится в черный порошок, закроем пробирку и охладим ее.

Понемногу и осторожно будем высыпать порошок пиррофорного железа на металлический лист. Сразу появятся мелкие искры. Это сгорает железо.

Пиррофорное железо нельзя хранить! Остатки железа в пробирке зальем соляной кислотой. Объясните, почему на воздухе загорается пиррофорное железо и не загорается железный гвоздь даже при прокаливании в пламени. Что влияет на скорость реакции железа с кислородом? Покажите опыт в классе. Желаем успеха!



1. Опиши место металлов в Периодической системе химических элементов.
2. Назовите элементы, входящие в состав ферментов.
3. Почему некоторые металлы встречаются в природе только в виде соединений?
4. Приведи примеры металлов, которые встречаются в свободном состоянии.
5. Объясни биологическую роль металлов.
- *6. С помощью промышленных бактерий можно извлекать из земли железо, цинк, кобальт, никель, титан, алюминий. Для одного из видов бактерий любимым лакомством служат сульфиды. Такие бактерии в затопленных шахтах заброшенных медных рудников переводят в растворимое состояние сульфидную медную руду в шесть раз быстрее, чем химическим способом. Предложи способ выделения чистой меди из такого раствора.

7.2. Общая характеристика металлов

Из всех элементов, известных на сегодняшний день, более 90 — металлы.

Вы уже достаточно осведомлены о металлах, чтобы самостоятельно дать им общую характеристику по вопросам, указанным ниже.

I. Охарактеризируйте *положение металлов в Периодической системе* элементов Д. И. Менделеева.

II. Охарактеризируйте *строение атомов металлов*. Назовите металлы, у которых на внешнем уровне: а) один электрон; б) два электрона (Будьте внимательны!); в) три электрона; г) четыре электрона; д) пять электронов; е) шесть электронов.

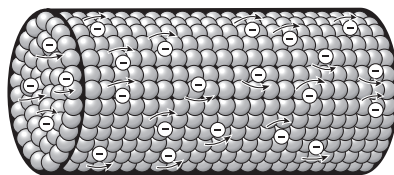


Рис. 7.2. Металлическая связь и электрическая проводимость металлов

III. Сравните число металлических элементов с одним и двумя электронами на внешнем уровне с остальными. Сделайте вывод.

IV. Объясните, какой *вид химической связи* осуществляется между атомами в кристаллических решетках металлов (рис. 7.2).

V. Охарактеризируйте *физические свойства* металлов на основе знаний о строении металлов.

В дополнение к данной вами характеристике физических свойств можете познакомиться с информацией о том, какой металл «Самый-самый...»

Самый легкоплавкий металл — ртуть. Ее температура плавления -39°C . При обычных условиях ртуть — жидкость. Невысокие температуры плавления (до 100°C) имеют натрий, калий, рубидий, цезий, галлий. Цезий ($t_{\text{пл.}} = 28^{\circ}\text{C}$) и галлий ($t_{\text{пл.}} = 30^{\circ}\text{C}$) можно расплавить на ладони.

Самый тугоплавкий металл — вольфрам (3410°C).

Самый ковкий и пластичный металл — золото. Золотую фольгу можно сделать толщиной всего 3 мкм.

Лучше всего проводит электрический ток серебро. Далее идут медь, золото, алюминий.

Самый твердый металл — хром (царапает стекло).

Самые мягкие металлы — щелочные (режутся ножом).

Самый тяжелый металл — осмий. Его плотность $22,6 \text{ г/см}^3$, осмий в 22,6 раза тяжелее воды.

Самый легкий металл — литий. Его плотность $0,539 \text{ г/см}^3$, почти в два раза легче воды.

Металлы, плотность которых больше 5 г/см^3 , называют тяжелыми, меньше 5 г/см^3 — легкими. Большинство металлов серого цвета. Однако есть исключения: медь — красная, серебро, никель, хром, ртуть — серебристо-белые; золото — желтое.

Объясните, где можно применить металлы, зная, что «металл самый...»



Марафон знаний

Ряд напряжений металлов

Li
K
Cs
Rb
Ba
Sr
Ca
Na
Mg
Be
Al
Mn
Zn
Cr
Fe
Co
Ni
Sn
Pb
H
Cu
Hg
Ag
Pt
Au

Металлическую нить в электрической лампочке изготавливают из вольфрама (W). Его температура плавления очень высока (3410 °С), а температура кипения еще выше (5850 °С). Но ничто не вечно. Вольфрам испаряется, и лампочка перегорает. Иногда можно увидеть внутри перегоревшей лампы черный налет — это осел вольфрам, испарившийся из нити. Как ты думаешь, чем лучше заполнить лампу: воздухом, азотом или аргоном. Объясни свой выбор. Какие свойства вольфрама, физические или химические, проявляются в этом явлении?

7.3. Химические свойства металлов

Обобщим наши знания о химических свойствах металлов. Выполним задания.

I. Все химические реакции с участием металлов являются ... При этом металлы всегда ... электроны $M^0 - n\bar{e} \rightarrow M^{n+}$ и проявляют себя ...

Активность металлов в химических реакциях, протекающих в водных растворах, определяется их положением в электрохимическом ряду напряжений. Химическая активность (восстановительная способность) металлов уменьшается от начала к концу ряда напряжений. Самый активный металл ...





Химическая активность (окислительная способность) ионов изменяется в обратном порядке. Самый сильный окислитель из ионов металлов — это ион Au^{3+} .



II. Изучите химические свойства металлов в колонке Б, назовите это свойство и внесите название в колонку А (отношение к водороду, кислороду, неметаллам, оксидам, кислотам, основаниям, солям). Закончите и уравняйте все приведенные реакции.

Колонка А

Колонка Б

Химические св-ва	Уравнения реакций (определите соответствующие коэффициенты!)
?	<p>При обычных условиях с водой реагируют металлы от лития до магния: $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2\uparrow$ $Ca + H_2O \rightarrow ? + H_2\uparrow$</p> <p>При небольшом нагревании магний и алюминий, освобожденный от оксидной пленки: $Mg + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2\uparrow$ $*Al + H_2O \rightarrow ? + H_2\uparrow$</p> <p>При температурах выше 100 °С (перегретый пар) все металлы, стоящие до водорода в ряду напряжений, реагируют с водой: $Fe + H_2O \xrightarrow{t^\circ} Fe_3O_4 + H_2\uparrow$ $Zn + H_2O \xrightarrow{t^\circ} ZnO + H_2\uparrow$</p> <p>Металлы, стоящие после водорода, с водой не реагируют. Сравните продукты реакций, проведенных при нагревании и без него.</p>

	<p>Металлы взаимодействуют практически со всеми неметаллами (кроме инертных газов) с образованием бинарных соединений (составьте соответствующие формулы).</p> $\text{Li} + \text{H}_2 \rightarrow \text{LiH} \qquad \text{Mg} + \text{Si} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \overset{\text{II}}{\text{Mg}}\overset{\text{IV}}{\text{Si}}$ $\text{Mg} + \text{P} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \overset{\text{II}}{\text{Mg}}\overset{\text{III}}{\text{P}} \qquad \text{Fe} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ[\text{H}_2\text{O}]} \overset{\text{III}}{\text{Fe}}\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$ $\text{Al} + \text{C} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \overset{\text{III}}{\text{Al}}\overset{\text{IV}}{\text{C}} \qquad \text{Sn} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \overset{\text{IV}}{\text{Sn}}\overset{\text{IV}}{\text{Cl}}$ $\text{Ca} + \text{N}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \overset{\text{II}}{\text{Ca}}\overset{\text{III}}{\text{N}} \qquad \text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \overset{\text{II}}{\text{Fe}}\overset{\text{II}}{\text{S}}$ <p>Назовите продукты реакций.</p>
	<p>На воздухе металлы медленно окисляются с образованием оксидной пленки:</p> $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \qquad \text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO}$ <p>Только золото и платина не взаимодействуют с кислородом. Остальные металлы горят в чистом кислороде:</p> $\text{Cu} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{CuO} \qquad * \text{Na} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Na}_2\text{O}_2$ $\text{Fe} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Fe}_3\text{O}_4 \qquad * \text{Ba} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{BaO}_2$ <p>Что означает значок t° в уравнении реакции, если все реакции с кислородом экзотермические (идут с выделением тепла)?</p>
	<p>При высокой температуре более активные металлы вытесняют (восстанавливают) менее активные металлы из их оксидов. На этом основан способ получения металлов — металлотермия. Используют металлы — восстановители: алюминий (алюмотермия), магний (магнийтермия) и некоторые другие.</p> $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{Al} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Q}$ <p>Магнийтермию используют для восстановления неметаллов из их оксидов:</p> $* \text{CO}_2 + \text{Mg} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{MgO} + \text{C} \qquad * \text{SiO}_2 + \text{Mg} \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{MgO} + \text{Si}$
	<p>Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, вытесняют водород из кислот:</p> $\text{Zn} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$ <p>Подберите молекулярные уравнения, которые соответствуют данному ионному.</p> <p>*Исключение составляют азотная кислота разбавленная и концентрированная и серная концентрированная:</p> $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \dots$ $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ <p>Железо (Fe) и алюминий (Al) пассивируются в концентрированной серной кислоте и не взаимодействуют с ней.</p> <p>Железо (Fe), алюминий (Al), кобальт (Co), хром (Cr), никель (Ni) пассивируются концентрированной азотной кислотой.</p> <p>В железной таре перевозят концентрированную серную кислоту, а в алюминиевой — концентрированную азотную.</p>

	<p>**Золото и платина не взаимодействуют с кислотами, они растворяются только в «царской водке» — смеси азотной концентрированной и соляной концентрированной кислот, взятых в соотношении по объему 1:3.</p> <p>Упрощенное уравнение реакции: $\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AuCl}_3 + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$</p>
	<p>*Только некоторые металлы — амфотерные — взаимодействуют с основаниями, причем только со щелочами: Zn, Al, Be, Pb, Sn. Железо и хром в отличие от своих амфотерных оксидов Fe_2O_3 и Cr_2O_3 и гидроксидов $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и $\text{Fe}(\text{OH})_3$, со щелочами не реагируют: $\text{Fe} + \text{NaOH} \neq$; $\text{Cr} + \text{NaOH} \neq$</p> <p>$\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\uparrow$ или ** $\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$</p> <p>$\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\uparrow$ или ** $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$</p> <p>Сравните эти реакции с взаимодействием неметалла кремния со щелочами: $\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\uparrow$</p>
	<p>Более активные металлы вытесняют менее активные из растворов их солей в соответствии с положением металла в ряду напряжений.</p> <p>$\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$</p> <p>Подберите молекулярные уравнения, которые соответствуют данному ионному.</p> <p>*Металлы вытесняют друг друга также из расплавов солей, но не в соответствии с рядом напряжений. Так, алюминий вытесняет щелочно-земельные металлы: $2\text{Al} + 3\text{CaCl}_2(\text{расплав}) = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{Ca}$</p> <p>$\text{Na} + \text{KCl}(\text{расплав}) = \text{NaCl} + \text{K}$ $3\text{K} + \text{AlCl}_3(\text{расплав}) = 3\text{KCl} + \text{Al}$</p> <p>**Некоторые соли окисляют металлы, например, при травлении печатных плат, покрытых медью, хлорид железа (III) протравливает «дорожки» в меди по реакции: $\text{Cu} + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{CuCl} + \text{FeCl}_2$</p>
	<p>Сделайте выводы о химических свойствах металлов и применении химических реакций, в которых они участвуют.</p>



Марафон знаний

Вы можете убедиться сами и убедить других, что металлы — это кристаллические вещества, получив кристаллы меди.

Положите на дно сосуда (банки, стакана) немного кристаллов медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, засыпьте их мелкой поваренной солью, которая служит «тормозом» реакции. Прикройте кристаллы кружком фильтровальной бумаги, который должен касаться стенок сосуда. Сверху, прямо на бумагу, положите железный кружок (или пластинку), заранее очищенный наждачной бумагой и промытый водой.

Налейте в банку насыщенный раствор поваренной соли, чтобы железо было покрыто полностью. Через несколько дней в банке образуются крупные кристаллы меди.

Форма и размеры кристаллов могут меняться в зависимости от размеров сосуда, кристаллов медного купороса, толщины слоя поваренной соли, температуры опыта. Поэкспериментируйте! Не забывайте мыть руки после опыта, ведь медный купорос ядовит!

Полученные кристаллы промойте водой и поместите в пробирку с раствором серной кислоты. Они хорошо сохраняются. Почему? Какая химическая реакция с участием металлов происходит в этом опыте?

*7.4. Реакции идентификации (качественные реакции) катионов металлов

Как мы уже знаем, для распознавания веществ используются качественные реакции (реакции идентификации). Мы познакомились с качественными реакциями на анионы различных кислот. В таб. 7.1 представлены реактивы, реакции и характерные признаки качественных реакций на катионы металлов и аммония.

Таблица 7.1. Реакции идентификации катионов

Катион	Реактив, условия	Реакция	Характерные признаки
Li ⁺	Пламя спиртовки	–	Карминово-красная окраска пламени
Na ⁺	Пламя спиртовки	–	Желтая окраска пламени
K ⁺	Пламя спиртовки через синее стекло	–	Фиолетовое окрашивание пламени
Ca ²⁺	Пламя спиртовки	–	Кирпично-красная окраска пламени
Ba ²⁺	а) Пламя спиртовки б) Растворимые сульфаты, серная кислота	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$	а) Желто-зеленая окраска пламени б) Белый осадок, нерастворимый в H ₂ O и HNO ₃
Ag ⁺	Раств. хлориды, соляная кислота	$Ag^+ + Cl^- = AgCl \downarrow$	Белый творожистый осадок, нерастворимый в H ₂ O и HNO ₃
NH ₄ ⁺	Раствор щелочи при нагревании	$NH_4^+ + OH^- \stackrel{t^\circ}{=} NH_3 \uparrow + H_2O$	Резкий специфический запах аммиака. Покраснение влажной фенолфталеиновой бумажки
Al ³⁺	Раствор щелочи	$Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3 \downarrow$	Белый осадок, растворимый в кислотах и щелочах
**Mg ²⁺	Раствор щелочи	$Mg^{2+} + 2OH^- = Mg(OH)_2 \downarrow$	Белый осадок, растворимый в кислотах, нераств. в щелочах
Fe ²⁺	Раствор щелочи	$Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2 \downarrow$	Осадок белый аморфный
Fe ³⁺	а) Раствор щелочи б) раствор тиоцианата аммония или калия	$Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3 \downarrow$ $Fe^{3+} + 3SCN^- \rightleftharpoons Fe(SCN)_3$ <i>тиоцианат или роданид железа(III)</i>	Осадок бурый аморфный Кроваво-красное окрашивание раствора
Cu ²⁺	Раствор щелочи с последующим нагреванием	$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$ $Cu(OH)_2 \stackrel{t^\circ}{=} CuO + H_2O$	Ярко-голубой студенистый осадок, чернеющий при нагревании



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ

№ 11*

Идентификация катионов: Ba^{2+} , Ca^{2+} , Al^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} .

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, растворы $CaCl_2$, $BaCl_2$, $AlCl_3$, $FeCl_3$, $CuSO_4$, $FeSO_4$, KOH , H_2SO_4 , $KSCN$, $H_2C_2O_4$.

Ход работы:

1. В отдельные пробирки налейте по 0,5 мл раствора, содержащего соответствующие ионы.
2. В каждую пробирку добавьте по каплям соответствующий реактив для идентификации.
3. Запишите наблюдения для каждого случая и напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме.
4. Результаты лабораторного опыта представьте в тетради в виде таблицы:

Идентифицируемый ион	Реактив	Наблюдения	Уравнения реакций (МУ, ПИУ, СИУ)
Ba^{2+}	H_2SO_4		
Ca^{2+}	$H_2C_2O_4$		
Al^{3+}	KOH		
Fe^{2+}	KOH		
Fe^{3+}	$KSCN$		
Cu^{2+}	KOH		

Сформулируйте выводы.

Приведите в порядок рабочее место!

1. В трех пробирках без этикеток содержатся соли хлорид бария, нитрат серебра и хлорид кальция. Приведи качественные реакции на каждый из катионов, составь схему мысленного эксперимента по распознаванию этих солей.
2. В трех пробирках без этикеток даны бесцветные растворы хлорида аммония, хлорида алюминия, хлорида магния. Как, располагая только раствором щелочи, распознать эти вещества?
3. Осуществи превращения:

$$Fe_2O_3 \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3$$

$$\downarrow$$

$$FeCl_3$$
4. Объясни, в какие цвета окрасится фейерверк, если в состав веществ будут входить соли лития, натрия, калия, кальция, бария.
5. Докажи состав следующих солей:
 а) $AgNO_3$ б) $BaCl_2$ в) $(NH_4)_2SO_4$ г) $FeSO_4$ д) $FeCl_3$

ОЦЕНИВАНИЕ?

6. В чистом виде золото и серебро — мягкие металлы. Для повышения механической прочности их сплавляют с медью. Число частей (граммов) золота или серебра, приходящееся на 1000 частей сплава, называется пробой. Определи:
- массу золота в сплаве массой 500 г, 583 пробы;
 - массу серебра в сплаве массой 400 г, 875 пробы.
7. Объясни, как можно различить растворы хлорида алюминия и хлорида натрия:
- по цвету;
 - с помощью индикатора;
 - действием раствора щелочи;
 - по окраске пламени.

7.5. Общие методы получения металлов

Металлы получают различными способами.

Большинство металлов (кроме щелочных и алюминия) получают восстановлением их из оксидов при помощи угля, оксида углерода (II), водорода или алюминия при нагревании.

Руды — природное сырье, из которого в промышленности получают металлы, чаще всего бывают оксидные, сульфидные, карбонатные. Сульфидные и карбонатные руды предварительно обжигают:

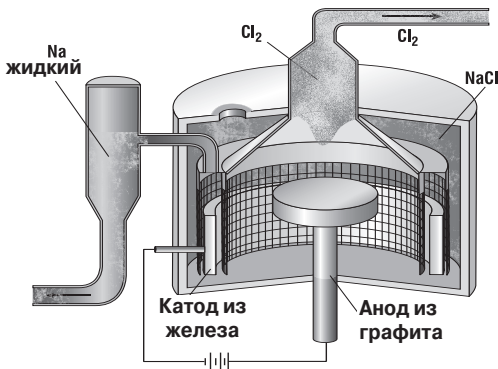
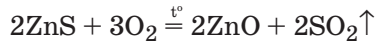
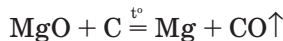
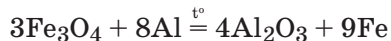
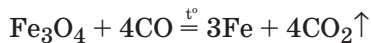
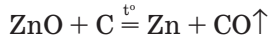


Рис. 7.3. Получение натрия и хлора

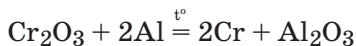


Затем оксиды восстанавливают:

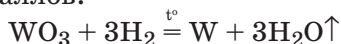


В тех случаях, когда металл нельзя восстановить углем, оксидом угле-

рода (II) или водородом из-за образования карбидов или гидридов, в качестве восстановителя используют **алюминий**:

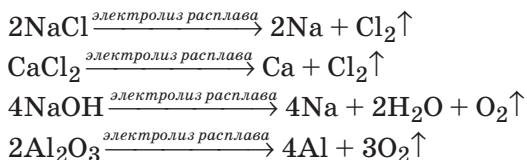


Водородом пользуются для получения особо чистых металлов:



***Электролитическое восстановление** металлов проводят из **расплавов** солей, оксидов и гидроксидов для получения щелочных, щелочноземельных металлов и алюминия:

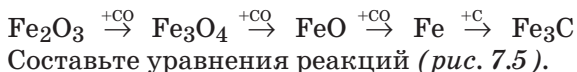
***Докажите с помощью электронных уравнений, что во всех способах получения металлов происходит их восстановление.**



****Составьте электронные уравнения процессов, протекающих при рафинировании меди с медным анодом.**

Чистую медь получают электролизом раствора сульфата меди с медным анодом.

Восстановление оксидов углем или оксидом углерода (II). Железо, а точнее его сплав с углеродом — чугун получают, восстанавливая оксидные руды оксидом углерода (II) или углем в доменных печах по схеме:



Составьте уравнения реакций (рис. 7.5).

Чугун содержит от 2 до 4,5 % углерода, 1–3 % марганца, 0,02–2,5 % фосфора и до 0,08 % серы.

Чугун переделывают на сталь, выжигая из него углерод, фосфор, серу.

Сталь содержит от 0,3 до 1,7 % углерода.

Чугун хрупок и не поддается ковке и прокатке. Он применяется для литья плит, тяжелых частей машин и передела на сталь.

Из стали, особенно легированной, содержащей добавки хрома, никеля, молибдена, вольфрама, марганца, меди, кремния, изготавливают почти все, что нас окружает.

Для защиты стали от коррозии применяют добавки из хрома и никеля, при этом получают *нержавеющие стали*. Кроме добавок широко применяют покрытия из цинка, никеля, хрома, меди, серебра, золота. Пока на поверхности стального изделия есть хоть немного цинка, железо не будет разрушаться. (Почему?)

Цветные металлы образуют много ценных сплавов.

Бронза — сплав олова и меди, известен почти шесть тысяч лет. Бронзовые орудия были значительно тверже и прочнее медных. Древние художественные изделия из бронзы высоко ценятся и в наши дни. Бронза обычная — это 90 % Cu, 10 % Sn, однако существуют бронзы с другими добавками. Например, из бериллиевой бронзы в современном самолёте изготовлено более 1000 деталей.

Латунь — сплав меди (60 %) и цинка (40 %). При изменении соотношений цвет сплава меняется от крас-

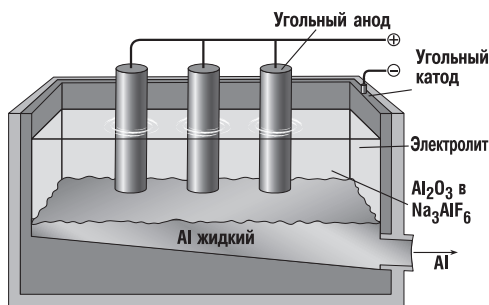


Рис. 7.4. Получение алюминия



Рис. 7.5. Получение чугуна в доменной печи



Железо и его сплавы - чугун и сталь - называются черными металлами, а остальные металлы — цветными.



*Способ защиты железа от коррозии с помощью цинкового покрытия называют иногда «жертвенным», потому что цинк «приносит себя в жертву». Вырази это на химическом языке.

новатого до светло-желтого. Добавка алюминия придает латуни золотистый цвет, поэтому ее используют для изготовления знаков отличий и художественных изделий.

Мельхиор — сплав меди (80 %) и никеля (20 %). Применяется для изготовления столовых приборов.

Нейзильбер — сплав меди (65 %), цинка (20 %), никеля (15 %). По виду очень напоминает серебро и служит его заменителем.

Сплавы магния с алюминием, цинком, марганцем, литием очень прочные, легкие, устойчивые к коррозии, из них изготавливают глубоководные скафандры, а также строительные конструкции.



Исследование образцов сплавов.

Оборудование и реактивы: образцы сплавов (чугун, сталь, дюралюминий и т. д.).

Задания:

1. Исследуйте предлагаемые образцы сплавов (агрегатное состояние, внешний вид, твердость, вес и т. д.).
2. Заполните таблицу:

Сплав	Сталь	Чугун	Дюралюминий
Агрегатное состояние			
Внешний вид, цвет			
Твердость			
Вес			

Сформулируйте выводы.

Приведите в порядок рабочее место!

1. Еще в Средние века была известна загадочная болезнь олова — «оловянная чума». Оловянные тарелки теряли блеск, покрывались серыми пятнами и наростами, но главное, при соприкосновении с ними другой оловянной посуды появлялись признаки этой болезни. В начале XX века английский путешественник Роберт Скотт погиб на обратном пути с Южного полюса, потому что весь керосин вытек из железных банок, запаянных оловом. Солдатские ложки и пуговицы из олова на морозе превращались в серый порошок. Анализ по-

казывал, что серый порошок — тоже олово. Объясни, какое явление, физическое или химическое, происходит при «оловянной чуме», если ниже 13 °С кристаллическое белое олово переходит в аморфное серое. Где нужно хранить олово для паяния, если ты занимаешься этим дома?

- *2. При обработке образца латуни массой 16,25 г соляной кислотой выделился газ объемом 2,24 л (н. у.). Вычисли массовые доли меди и цинка в сплаве.
- *3. Получение меди из медного блеска Cu_2S можно выразить следующей цепочкой превращений: $\text{Cu}_2\text{S} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$. Вычисли массу сульфида меди (I), необходимого для получения одной тонны меди. Вычисли массу серной кислоты, которую можно получить в качестве дополнительного продукта.
- **4. В железной руде магнетите массовая доля Fe_3O_4 составляет 65 %. Вычисли массу чугуна, с массовой долей углерода 4%, который можно получить из 100 кг этой руды.



7.6. Оксиды и гидроксиды металлов

Систематизируем наши знания об оксидах и гидроксидах металлов в самостоятельной работе. Ответим на следующие вопросы и выполним задания.

I. Сравните предложенные оксиды: Na_2O , CO_2 , Al_2O_3 , SO_3 , ZnO .

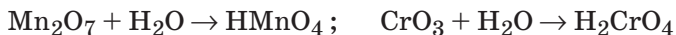
Разделите их на три группы по известной вам классификации оксидов, обоснуйте это разделение.

Сделайте вывод о преимущественном характере оксидов металлов.

II. Составьте уравнения реакций для следующих способов получения оксидов металлов:

- а) окисление простых веществ кислородом;
- б) окисление сложных веществ кислородом (обжиг);
- в) разложение нерастворимых оснований;
- г) разложение солей (карбонатов, нитратов).

***III.** Объясните на основании уравнений реакций, какой характер проявляют оксиды металлов в высокой степени окисления:

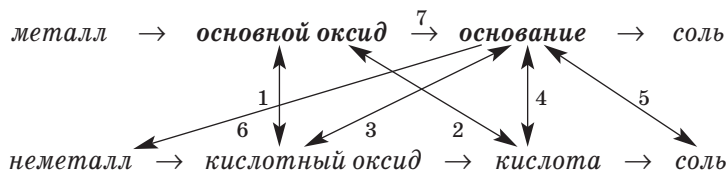


Уравняйте реакции, составьте примеры формул соответствующих солей.

IV. Из предложенных веществ выберите гидроксиды металлов: H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_3PO_4 , NaOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Что общего между этими гидроксидами? Разделите их на две группы по известной вам классификации.

*Выберите из них гидроксиды с двойственными свойствами. Докажите двойственность уравнениями реакций.

V. Выведите и проиллюстрируйте уравнениями реакций *химические свойства основных оксидов и оснований* по схеме генетической связи:



Приведите уравнения дополнительных реакций оксидов и оснований, не отмеченных в схеме.

VI. Вспомните *области применения оксидов и гидроксидов металлов*. Не забудьте об их нахождении в природе!



Экспериментальное исследование общих химических свойств основных оксидов и оснований.

Оборудование и реактивы: вещества: CaO , Ca(OH)_2 , HCl , CO_2 .

Задания:

1. В отдельные пробирки поместите оксид и гидроксид кальция.
2. В каждом случае добавьте соответствующие реагенты, с которыми взаимодействуют оксид и гидроксид кальция.
3. Запишите изменения, происходящие в каждой пробирке и составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме.
4. Результаты лабораторного опыта занесите в таблицу:

Основной оксид и основание	Реактивы	Наблюдения	Уравнения реакций (МУ, ПИУ, СИУ)
CaO	H_2O		
CaO	HCl		
Ca(OH)_2	HCl		
CaO	CO_2		
Ca(OH)_2	CO_2		

Сформулируйте выводы.

Приведите в порядок на рабочее место!



Марафон знаний

... Оксид бериллия, еще недавно малоизвестного редкого элемента, теперь благодаря высокой огнеупорности и химической стойкости служит атомной технике в качестве оболочек тепловыделяющих элементов атомных реакторов, стекол, пропускающих все лучи от ультрафиолетовых до инфракрасных, служит исходным сырьем для создания искусственных изумрудов.

... Основой титановых белил является оксид титана (IV). Такие белила вытесняют традиционные свинцовые, потому что они не ядовиты и ими можно покрасить значительно большую поверхность.

... Оксид хрома (III) добавляют к оксиду алюминия и получают красные рубины. Искусственные рубины используются не только для украшений, основная их работа — это рождение лазерного луча, который легко режет металлы, прodelывает отверстия в любых самых твердых материалах.

Попытайтесь осуществить экспериментально:

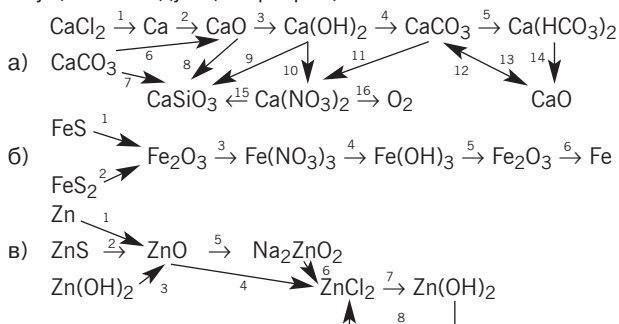
Алюминий белый матовый. Растворите 20 г гидроксида натрия в литре горячей воды. Внесите в раствор алюминиевый предмет и подержите, пока алюминий не приобретет белый матовый цвет. Затем промойте предмет большим объемом воды, высушите и покройте бесцветным нитролаком из пульверизатора.

Алюминий золотистый. В 500 мл горячей воды растворите 13 г сульфида калия, затем проведите опыт, как описано выше.

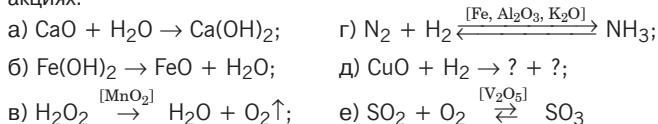
Зеленая бронза. В 200 мл 9-процентного уксуса растворите 200 г сахара и 200 г хлорида натрия. Покрасьте медный предмет несколько раз этой смесью, пока не получите зеленый оттенок, затем высушите этот предмет и покройте лаком.



*1. Осуществи следующие превращения:



2. Объясни, какую роль играют оксиды металлов в следующих реакциях:



Уравняй реакции.

ОЦЕНИВАНИЕ

3. Какие оксиды встречаются в природе:
- а) K_2O ; в) CaO ; д) FeO ; ж) Li_2O ;
 б) Cu_2O ; г) Fe_2O_3 ; е) Al_2O_3 ; з) ZnO ?
- **4. Вычисли массовые доли оксида железа (III) и оксида меди (II) в смеси, если при восстановлении 63,8 г этой смеси водородом образовалась вода массой 9 г. Вычисли массы обоих полученных металлов.
- *5. Космический корабль потерпел аварию и совершил посадку на неизвестную планету. В распоряжении космонавта оказались яблоко, малахитовая шкатулка и немного известковой воды. Он попытался установить состав атмосферы и выяснил, что разрезанное яблоко не изменяется в атмосфере планеты, известковая вода не мутнеет, а при нагревании малахита образуется красный порошок. К какому выводу пришел космонавт?

*7.7. Амфотерность алюминия и его соединений

Вспомним из гимназического курса, что основными природными соединениями алюминия являются:

каолинит или глина — $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$

боксит — $Al_2O_3 \cdot nH_2O$

корунд — Al_2O_3

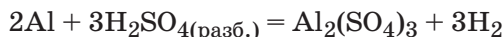
криолит — $3NaF \cdot AlCl_3$

По степени распространенности в земной коре алюминий занимает третье место после кислорода и кремния.

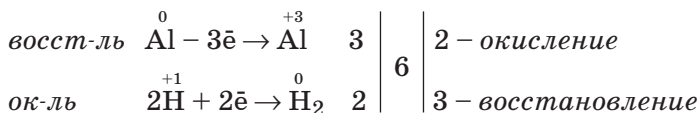
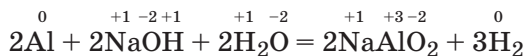
Алюминий является химически активным металлом. При нагревании взаимодействует с неметаллами.

Будучи активным металлом, алюминий легко реагирует с кислотами, но со еще легче взаимодействует щелочами.

а) *Взаимодействие с кислотами:*



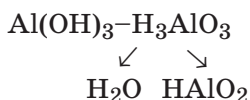
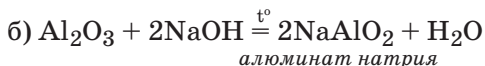
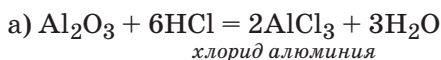
б) *Взаимодействие со щелочами:*



Важнейшие соединения алюминия также являются амфотерными — это оксид алюминия Al_2O_3 и, соответственно, гидроксид алюминия $Al(OH)_3$.

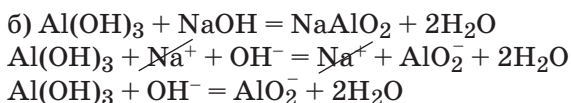
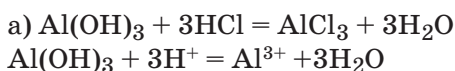
Оксид алюминия, как амфотерный оксид, взаимодействует как с кислотами, так и со щелочами, проявляя и основные и кислотные свойства.

Запишем уравнения реакций:



Гидроксид алюминия Al(OH)_3 — это нерастворимый аморфный порошок белого цвета. Проявляя амфотерные свойства, вступает в реакции и с кислотами, и со щелочами.

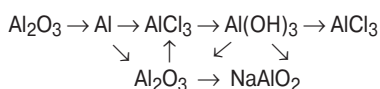
Запишем уравнения соответствующих химических реакций в молекулярной и ионной форме:



*1. Опиши алюминий по положению в Периодической системе по предложенному алгоритму:

1. Химический знак	2. Порядковый номер
3. Относительная атомная масса	4. Период
5. Группа, подгруппа	6. Заряд ядра
7. Число протонов в ядре	8. Число нейтронов в ядре
9. Общее число электронов	10. Число энергетических уровней
11. Схема строения атома	12. Тип элемента (металлический/неметаллический)
13. Возможные валентности	14. Возможные степени окисления

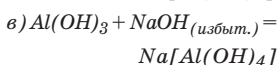
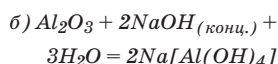
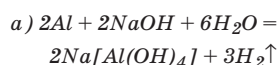
- Объясни два метода получения алюминия.
- Составь уравнения реакций в соответствии со схемой превращений:



- Укажи, какие физические и химические свойства алюминия обусловили его широкое применение в технике.
- Докажи амфотерный характер оксида и гидроксида алюминия.



При взаимодействии алюминия и его соединений с раствором щелочи образуется комплексная соль — тетрагидроксоалюминат:





ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 14*

Экспериментальное исследование амфотерных свойств гидроксида алюминия.

Оборудование и реактивы: растворы AlCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaOH , KOH , HCl , H_2SO_4 , набор пробирок.

Задания:

1. Получите $\text{Al}(\text{OH})_3$.
2. Полученный осадок разделите на две пробирки.
3. В одну из пробирок добавьте разбавленную серную кислоту.
4. Во вторую пробирку добавьте раствор KOH .
5. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме.
6. Сформулируйте выводы.
7. Приведите в порядок рабочее место.

7.8. Соли

Соли — это вещества, которые состоят из катиона металла и аниона кислотного остатка.

Все соли — твердые вещества с ионными кристаллическими решетками. Они по-разному растворимы в воде. Все соли азотной и уксусной кислот растворимы в воде, в остальных случаях растворимость зависит от катиона. Все соли аммония и щелочных металлов растворимы в воде.

Кислые соли лучше растворяются в воде, чем средние и основные. Соли тугоплавки, но некоторые из них, например карбонаты, нитраты, сульфиты, разлагаются при нагревании.

Окраска солей зависит и от аниона, и от катиона.



Все соли азотной и уксусной кислот растворимы в воде. Все соли аммония и щелочных металлов растворимы в воде.

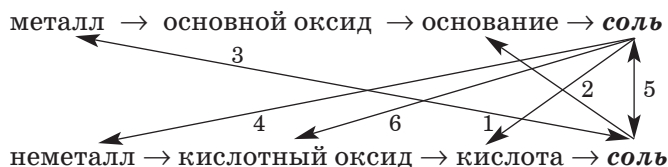


Окраска солей зависит и от аниона и от катиона.

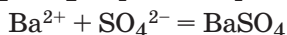
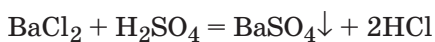
AgCl , BaSO_4 , AgNO_3 , CaCO_3 , CuSO_4	белые
AgBr	светло-желтый
AgI , Ag_3PO_4 , PbI_2	желтые
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	голубой
CuS , FeS , Ag_2S , PbS	черные
KMnO_4	черно-фиолетовый

7.8.1. Химические свойства солей с точки зрения генетических связей

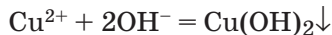
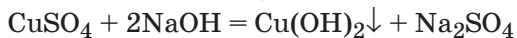
Общие свойства солей легко вывести из генетической связи классов неорганических соединений:



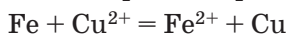
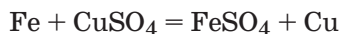
1) *Взаимодействие с кислотами:*



2) *Взаимодействие со щелочами:*

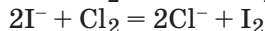
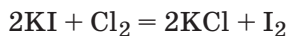


3) *Взаимодействие с металлами:*

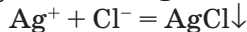
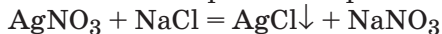
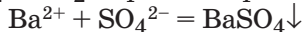
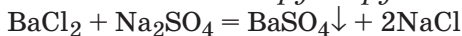


В растворах реакции идут в соответствии с положением металла в ряду напряжений.

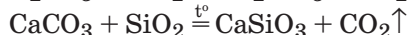
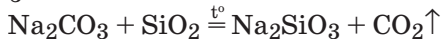
*4) *Взаимодействие с неметаллами:*



5) *Взаимодействие солей друг с другом:*



*6) *Взаимодействие солей с кислотными оксидами* происходит только в расплаве с вытеснением более летучего оксида. Эта реакция применяется при получении стекла сплавлением избытка белого песка SiO_2 , соды Na_2CO_3 и известняка:



Состав стекла выражают суммой оксидов:

$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Замена соды на поташ K_2CO_3 приводит к образованию тугоплавкого стекла, а одновременная замена CaO на PbO — к образованию хрустала. При добавлении солей меди, кобальта, хрома получают цветные стекла.

*Рассмотрим некоторые *особые свойства солей* кислородсодержащих кислот:

Отношение солей к нагреванию.

а) *нитраты* разлагаются по схеме:

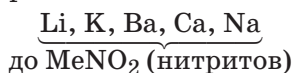
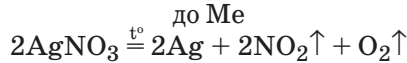
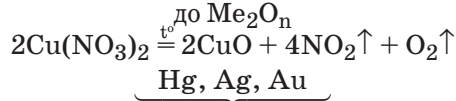
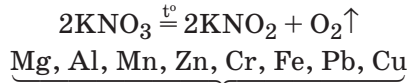


Рис. 7.6. Изделия из стекла



Соли кислородсодержащих кислот разлагаются при нагревании по-разному, в зависимости от положения металла в ряду напряжений и типа соли (нитраты, карбонаты, сульфаты).



б) **карбонаты** (за исключением щелочных металлов, кроме Li_2CO_3) разлагаются на основной оксид и кислотный CO_2 :



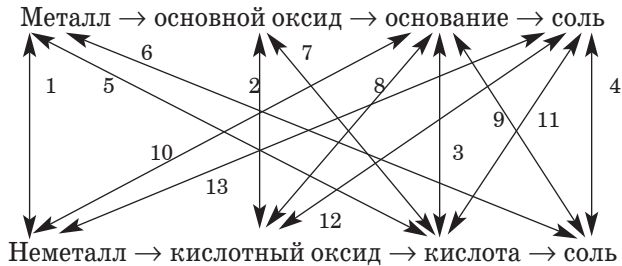
в) **сульфаты** (кроме щелочных и щелочно-земельных металлов) до оксида металла, оксида серы (IV) и кислорода:

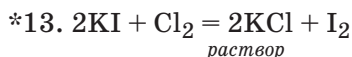
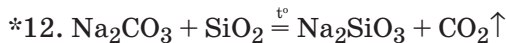
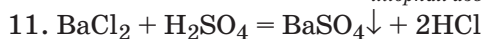
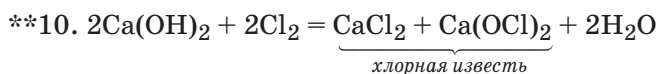
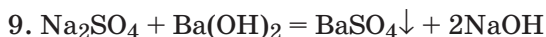
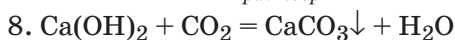
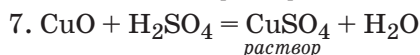
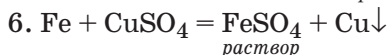
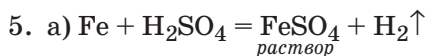


г) Большинство фосфатов, а также силикаты, хлориды, сульфиды плавятся без разложения.

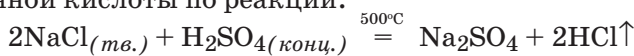
7.8.2. Получение солей

Можно вывести способы получения солей из схем генетической связи на основании того, что каждое взаимодействие двух рядов заканчивается образованием соли:

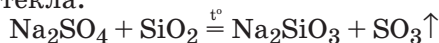




Не каждую соль можно получить всеми описанными способами. В промышленности соли иногда получают как побочный продукт. Например, в производстве соляной кислоты по реакции:



в качестве побочного продукта получают сульфат натрия, который можно использовать вместо соды в производстве стекла:



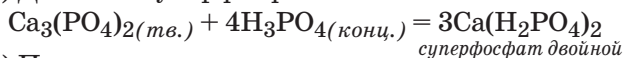
**Рассмотрим в качестве примера получение фосфорных удобрений.

Химические реакции, лежащие в основе производства **фосфорных удобрений** из природного фосфорита $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, следующие:

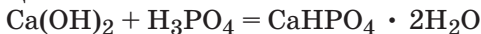
а) Простой суперфосфат:



б) Двойной суперфосфат:



в) Преципитат:



7.8.3. Применение солей

Фосфаты. В природе встречается фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, гидроксо- и фтор-апатиты $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ и $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$. Они нерастворимы в воде и не могут применяться в качестве фосфорных удобрений. После переработки получают растворимый дигидрофосфат кальция $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ или суперфосфат (см. выше).

← Назовите соли, полученные в приведенных реакциях (13).

← Найдите в дополнительных источниках больше информации о фосфорных удобрениях и их применении.

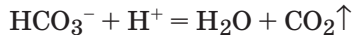
Найдите в дополнительных источниках сведения о химических реакциях, лежащих в основе получения соды пищевой NaHCO_3 и технической Na_2CO_3 .

Найдите и опишите области применения этих веществ.

Опишите области применения NaCl по рис. 7.8.

Карбонаты. **Карбонат натрия** Na_2CO_3 , техническое название — сода кальцинированная, или безводная, — получаемая при прокаливании кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Применяют в производстве стекла, мыла, бумаги, в качестве моющего средства в домашнем обиходе.

Гидрокарбонат натрия NaHCO_3 — питьевая или пищевая сода. Применяют для зарядки огнетушителей и в медицине для снижения кислотности при изжоге за счет реакции, связывающей ионы H^+ :



В кондитерском деле пищевую соду применяют в качестве разрыхлителя:



Карбонат калия K_2CO_3 , или поташ, содержится в золе растений. Используют в производстве жидкого мыла, тугоплавкого стекла, пигментов.

Карбонат кальция CaCO_3 — это мел, мрамор, известняк, исландский шпат. Опишите области применения этих веществ.

Силикаты как вещества сложного строения представляют в виде суммы оксидов:

Силикаты натрия и калия $\text{Na}_2\text{O} \cdot n\text{SiO}_2$, $\text{K}_2\text{O} \cdot n\text{SiO}_2$ называют *растворимым стеклом*, а их водные растворы — *жидким стеклом*. Жидкое стекло применяют при изготовлении бетона, замазок, канторского клея, для пропитки тканей, дерева и бумаги, чтобы придать им огнестойкость и водонепроницаемость.

В природе силикаты входят в состав глины:

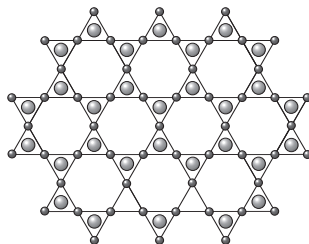


полевого шпата $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ и др.

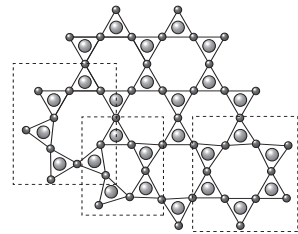
Хлориды. **Хлорид натрия** NaCl хорошо вам известен как поваренная соль.

Хлорид калия KCl — ценное калийное удобрение.

****Гипохлориты** кальция $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ — хлорная известь — и натрия NaOCl входят в состав отбеливающих



Кристаллический материал



Аморфный материал

Рис. 7.7. Силикаты в природе

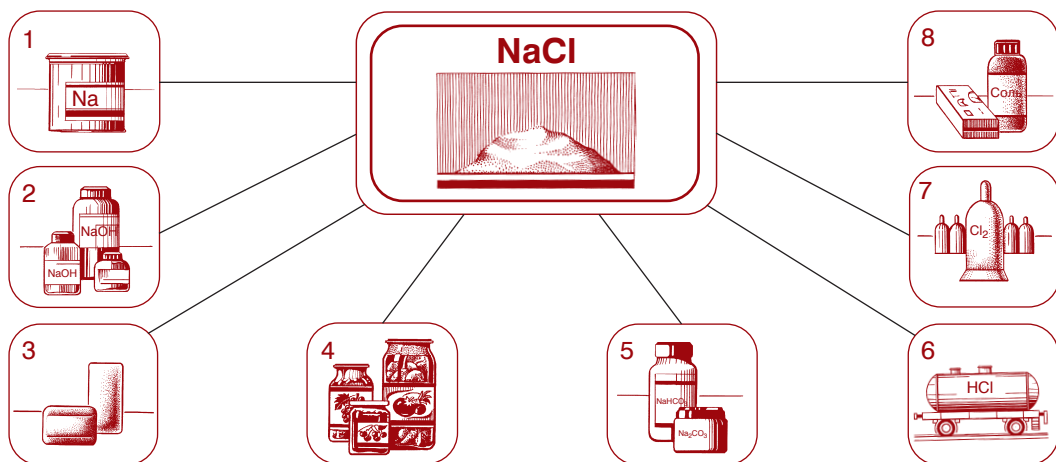
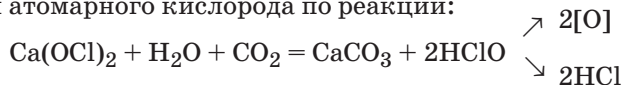


Рис. 7.8. Применение хлорида натрия: 1 — для получения натрия; 2 — для получения гидроксида натрия (каустической соды); 3 — для производства мыла; 4 — для консервирования овощей; 5 — при производстве стиральной и пищевой соды; 6 — для получения соляной кислоты; 7 — при получении хлора; 8 — в пищевых приправах

средств. Их отбеливающее действие основано на образовании атомарного кислорода по реакции:



Эта реакция происходит на воздухе в присутствии воды. Атомарный кислород разрушает красители и убивает бактерии. Поэтому все эти средства применяются также для дезинфекции.

Марафон знаний

Основа костей человека и животных — это фосфорит — упрощенно фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Он практически нерастворим в воде. Чтобы в домашних условиях получить немного растворимого удобрения суперфосфата $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, нужно проделать следующее: кости, оставшиеся после приготовления мясных блюд, хорошо прокаливают, чтобы выгорели все органические вещества. Затем их дробят молотком и растирают. Полученный порошок (50 г) смешивают с мелом (3–5 г) и к этой смеси добавляют при энергичном помешивании 20 г 70-процентной серной кислоты (очень осторожно!). Смесь разогревается, превращается в пасту, а затем в сухой белый порошок — смесь CaSO_4 и $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Этот порошок растворяют в воде (CaSO_4 не растворяется полностью) и раствором подкармливают растения. Если есть возможность, сравните свое удобрение с заводским по действию на растения.

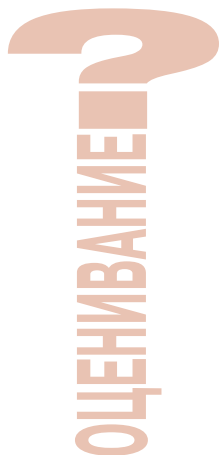
Получите всеми возможными способами:

- а) NaCl ; б) Na_2SO_4 ; в) CuSO_4 ; г) KCl .

Напишите уравнения реакций.

Сравните число способов для каждого конкретного варианта.





1. Исходя из оксида бария, воды, сульфата натрия, получи NaOH.
- **2. Вычисли массу хлорной извести, которую можно получить из 100 кг известняка. Составь цепочку превращений, соответствующие уравнения реакций, краткую схему и проведи вычисления.
3. Вычисли массу аммиачной селитры, которую можно получить при нейтрализации 163 кг азотной кислоты с массовой долей HNO_3 60 % раствором гидроксида аммония.
- *4. При среднем урожае пшеницы за один сезон с 1 гектара поля выносятся 75 кг азота. Вычисли массу аммиачной селитры, которая возместит эту потерю, если учесть, что 20 % азота, необходимого для питания растений, вносится в почву в результате естественных процессов.
- *5. Монокристаллы дигидрофосфата калия используют в промышленности для изготовления миниатюрной радиоаппаратуры. Определи массу гидроксида калия и фосфорной кислоты, необходимых для получения дигидрофосфата калия массой 13,6 кг.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 15*

Исследование образцов солей и минералов.

Оборудование и реактивы: вода, вещества (в твердом состоянии) KCl , NaHCO_3 , CaSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaNO_3 , штатив с пробирками.

Задания:

1. Изучите цвет, агрегатное состояние, растворимость в воде указанных солей.
2. Внесите наблюдения в таблицу:

Вещество	KCl	NaHCO_3	CaSO_4	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	NaNO_3
Агрегатное состояние					
Цвет					
Растворимость в воде					

Сформулируйте выводы.

Приведите в порядок рабочее место.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 16*

Экспериментальное исследование общих химических свойств солей.

Оборудование и реактивы: растворы CuSO_4 , NaOH , AlCl_3 , CuCl_2 , AgNO_3 , FeCl_3 , NaCl , H_2SO_4 , BaCl_2 , Fe , штатив с пробирками.

Задания:

1. В пробирки налейте по 0,5 мл растворов указанных солей согласно записям в таблице.
2. В каждую из пробирок добавь соответствующий реактив.
3. Запишите наблюдения и составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах.
4. Результаты экспериментов внесите в таблицу:

Соли	Реактивы	Наблюдения	Уравнения реакций (МУ, ПИУ, СИУ)
1. NaCl	AgNO ₃		
2. BaCl ₂	H ₂ SO ₄		
3. CuCl ₂	NaOH		
4. CuSO ₄	Fe		

Сформулируйте выводы.

Приведите в порядок рабочее место.

Проект

Металлы, которые изменили историю человечества

Аргумент

Из уроков истории вы узнали, что к концу каменного века люди научились добывать и обрабатывать металлы. Поэтому следующий исторический период назвали Эпохой Металлов. Именно в этот период начала расти численность населения и появились племена — первый шаг социальной организации.

Сформируйте группу из 2–3 одноклассников и выполните проект по предложенной теме. Внимательно прочитайте опорные направления темы, представленные ниже.

Тематические ориентиры

- Определение металлов, повлиявших на человечество
- Выявление областей, в которых использование металлов изменило качество жизни
- Описание основных соединений металлов, способствовавших развитию цивилизации
- Значение металлов в XXI веке и др.

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Коллажи
- Реферат/эссе

Представление

- Каждая группа выберет представителя/представителей и способ презентации
- Презентация проекта — до 8 минут

Критерии оценивания

- Структура проекта
- Корректность научного содержания работы
- Актуальность содержания работы
- Используемые источники информации
- Соблюдение регламента времени презентации



Металлы и их соединения

Решение экспериментальных задач

Примечание. Работа может быть выполнена по вариантам, составленным учителем.

Приборы и реактивы: набор химреактивов, спиртовка, пробирки.

Тип задач: Получение веществ

Опыт 1. Получение металлов. Определите, какие металлы можно получить из предложенных веществ: железный гвоздь или другой предмет, кусочки цинка (из отработанной батарейки), раствор сульфата меди, сульфата железа (II), нитрата свинца, нитрата цинка. Получите один из металлов по вашему выбору. Оставьте пробирку до конца урока, наблюдайте образование металла во времени.

Составьте уравнение реакции. Запишите наблюдения.

Тип задач: Качественные реакции неорганических веществ

Опыт 2. Качественная реакция иона Fe^{3+} .

Реактивы: растворы хлорида железа (III), тиоцианата калия или аммония $KCNS(NH_4CNS)$. Смешайте в пробирке по несколько капель соли железа и реагента ($KCNS$ или NH_4CNS). Перемешайте раствор.

Запишите наблюдения. Составьте уравнение реакции. Назовите продукт реакции. Сделайте вывод.

Тип задач: Идентификация веществ, доказательство их состава

Опыт 3. В трех пробирках без этикеток содержатся сульфат меди, сульфат железа (II)^a, сульфат алюминия. Определите эти вещества.

Опыт 4. Докажите состав следующих солей: а) NH_4Cl ; б) $BaCl_2$; в) $FeSO_4$; г) $FeCl_3$; д) $CuSO_4$; е) $(NH_4)_2SO_4$.

Опыт 5. Докажите, что реактив железный купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ содержит примесь $Fe_2(SO_4)_3$.

Опыт 6. В трех пробирках без этикеток содержатся хлорид алюминия, хлорид бария, хлорид железа (III). Определите эти вещества.

Тип задач: Получение веществ

Опыт 7. Используя предложенные реактивы: $CuSO_4$, $NaOH_{(разб.)}$, $NaOH_{(конц.)}$, HCl или H_2SO_4 , получите гидроксид меди (II) и испытайте его отношение к раствору кислоты и концентрированному раствору щелочи. Объясните наблюдаемые явления, составьте уравнения реакций, сделайте выводы.

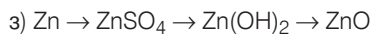
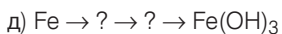
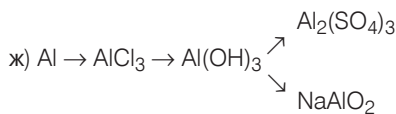
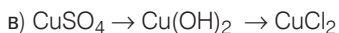
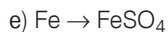
Опыт 8. Получите гидроксид алюминия из сульфата или хлорида алюминия. Испытайте отношение $Al(OH)_3$ к кислоте и разбавленной щелочи. Объясните наблюдаемые явления, составьте уравнения реакций, сделайте выводы.

^a Если в кабинете нет солей железа (II), растворите кусочек железа в соляной или разбавленной серной кислоте, слейте раствор и используйте его. Успех обеспечен! Соль железа (III) легко получить, если к кусочку железа добавить разбавленной азотной кислоты и слегка нагреть. В растворе образуется $Fe(NO_3)_3$.

Опыт 9. Получите гидроксид цинка из соли цинка. Испытайте отношение $Zn(OH)_2$ к кислоте и разбавленной щелочи. Объясните наблюдаемые явления, составьте уравнения реакций, сделайте выводы.

Опыт 10. Получите гидроксиды железа (II) и железа (III) из сульфата железа (II) и хлорида железа (III). Сравните их отношение к кислоте и концентрированной щелочи. Сделайте вывод. Составьте уравнения всех реакций.

Опыт 11. Осуществите превращения:



Напишите уравнения соответствующих реакций.

Сформулируйте выводы. Приведите в порядок рабочее место.

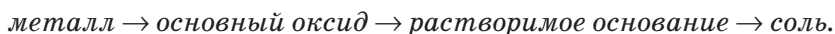
7.9. Генетическая связь металлов и их соединений

Вам уже известно, что генетическую связь металлов и их соединений можно выразить схемой, называемой генетическим рядом металла:

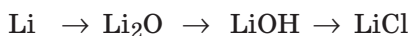


Однако, в зависимости от активности металла, порядок взаимосвязей в генетическом ряду может отличаться.

Привычный вам генетический ряд характерен для активного металла, который способен к образованию растворимого основания — щелочи. Тогда ряд металла можно записать в следующем виде:



Например, литий:



В случае металла менее активного, образующего нерастворимый гидроксид, из оксида нельзя напрямую получить основание, так как оксид с водой не реагирует. Тогда порядок веществ в генетическом ряду будет несколько отличаться:

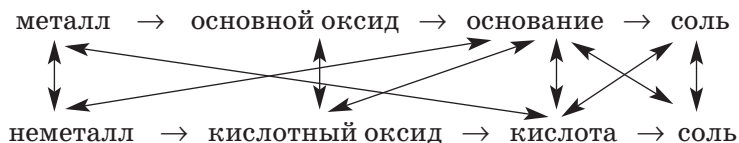


Например:

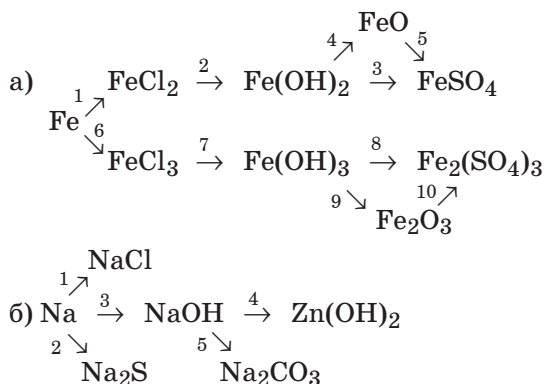


Нерастворимые основания при нагревании разлагаются (в отличие от щелочей), поэтому цепочку можно продолжить: $Zn(OH)_2 \downarrow \rightarrow ZnO$.

Для многих металлов (каких?) возможно прямое превращение в соль из простого вещества (например, $Zn \rightarrow ZnCl_2$), восстановление металла из соли или оксида (вспомни, какими способами), а также другие превращения, которые можно вывести из схемы генетической связи между классами неорганических соединений:



Выполни следующие превращения на основе генетических связей металлов и их соединений:



- Докажите, что при растворении в воде смеси Na, NaOH, Na₂O образуется раствор одного вещества. Напишите уравнения соответствующих реакций.
- Даны следующие вещества: Ca(OH)₂, Al₂O₃, CaCl₂, CO₂, Ca, HCl, CaO, H₂SO₄. Выполни задания:
 - выбери вещества, составляющие генетический ряд;
 - напиши уравнения соответствующих химических реакций.
- Магний называют антистрессовым элементом. Напишите уравнения реакций взаимодействия металлического магния с:
 - неметаллом;
 - кислотой;
 - солью;
 - водой.
- Химически чистое железо может быть получено из его оксидов восстановлением водородом. Вычисли, хватит ли 22,4 л (н. у.) водорода для полного восстановления железа из оксида железа (III), полученного в результате разложения гидроксида железа (III) массой 428 г. Определи массу полученного железа.

7.10. Металлы и их соединения — применение и влияние на качество жизни и окружающую среду

В начале этой главы мы уже обращались к вопросу о биологической роли металлов. Давайте обсудим, как металлы и их соединения влияют на качество жизни и окружающую среду.

Алюминий используется в повседневной жизни для изготовления посуды. Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ применяется для нейтрализации желудочного сока при повышенной кислотности.

Кальций является «строительным материалом» для костей и зубов. При пониженном содержании ионов кальция в крови ухудшается ее свертываемость на воздухе, поэтому даже самая маленькая рана может стать смертельной из-за больших кровопотерь.

Железо в виде ионов Fe^{2+} входит в состав гемоглобина, а также выполняет ряд других полезных функций:

- предотвращает анемию;
- повышает сопротивляемость организма;
- способствует снижению возможности инфекционных заболеваний слизистой оболочки кишечника.

Свинец и его соединения оказывают негативное влияние на нервную и репродуктивную системы, приводя к возникновению анемии.

Калий (K^+) — это элемент, который регулирует кровяное давление, способствует преодолению усталости и стресса.

Натрий (Na^+) играет важную роль внутри клетки, регулирует функции нервной и мышечной ткани и поддерживает кислотно-щелочной баланс организма.

Цинк (Zn^{2+}) содержится в крови, печени и поджелудочной железе. Его ионы входят в состав ферментов, помогающих в синтезе инсулина и компонентов крови.

Важное значение солей в повседневной жизни и окружающей среде мы также обсуждали в теме «Соли».

1. В данном параграфе говорилось о важности металлов для организма человека. Как вы думаете, к чему приведет чрезмерное употребление этих металлов?
2. Как можно предотвратить отравления свинцом и его соединениями?
3. Составьте «CV» следующих веществ:
а) ZnO б) NaHCO_3 в) MgSO_4 .

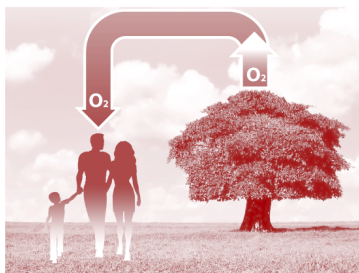


ТЕСТ СУММАТИВНОГО
ОЦЕНИВАНИЯ
по единице обучения
«Металлы и их соединения»

- I. *1.1. Элемент с электронной формулой $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$:
а) натрий; б) кальций; в) алюминий; г) железо.
- 1.2. Все металлы находятся при обычных условиях:
а) в твердом состоянии; б) в твердом состоянии, за исключением ртути — жидкости; в) находятся во всех трех агрегатных состояниях.
- *1.3. Определи, в каком ряду возрастает активность металлов по отношению к воде:
а) $Cs < Mg < Al < Na < K$ г) $Na < K < Cs < Mg < Al$
б) $Mg < Al < Na < K < Cs$ д) $Al < Mg < Na < K < Cs$
в) $Al < K < Na < Cs < Mg$
- 1.4. Выбери выражения, характеризующие металлическую связь:
а) связь, которая реализуется через обобществление электронов внешних уровней;
б) связь, в основе которой лежит перенос электронов между различными атомами;
в) связь, которая реализуется через поступление в общее пользование электронов от двух одинаковых атомов;
г) связь, которая реализуется через поступление в общее пользование электронов от двух различных атомов.
- *1.5. Металлические s-элементы проявляют следующие свойства:
а) являются сильными окислителями;
б) являются сильными восстановителями;
в) обладают низкой электроотрицательностью;
г) проявляют низкую твердость.
- II. Внимательно прочти приведенные ниже выражения. Обведи букву **В** для правильных выражений и букву **Н** — для неправильных.
- В Н** *С ростом степени окисления металлов основные свойства их оксидов усиливаются.*
- В Н** *Металлы, стоящие в ряду напряжений после водорода, замещают водород в кислотах.*
- В Н** *Металлы не проводят электрический ток и тепло.*
- III. Составь уравнения реакций для следующих превращений:

$$\begin{array}{c} \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 \xrightarrow{*} \text{CuO} \\ \downarrow \\ \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} \end{array}$$
- *IV. Вычисли массу железа, которое можно получить из оксида Fe_3O_4 массой 23,2 г и алюминия массой 23,76 г алюмотермически.
- V. Получи оксид кальция двумя способами. Составь уравнения реакций. Укажи 2-3 области применения оксида кальция.
- VI. Ежегодно автомобиль расходует до 4 т кислорода. Какую массу оксида ртути (II) HgO необходимо разложить для получения годовой нормы кислорода для автомобиля?

(8) Неорганические вещества в жизни общества



После изучения этой единицы обучения ты будешь способен/способна:

- формулировать личные выводы о роли неорганических веществ в деятельности человека;
- решать контекстные задачи, связанные с применением неорганических веществ в повседневной деятельности;
- разрабатывать и представлять проекты, связанные с проблемой взаимоотношений *человек – вещество – процесс – окружающая среда*;
- прогнозировать профессиональные области, проблемные контексты, связанные с применением неорганических веществ.

8.1. Вещества и химические реакции в повседневной деятельности человека

Химия, с помощью веществ и химических реакций, позволяет людям продлить жизнь, уменьшить боли, вызванные различными заболеваниями, облегчить их труд и улучшить жилищные условия.

В этом учебном году вы изучили множество неорганических соединений и множество химических реакций, с помощью которых их можно производить, чтобы впоследствии использовать эти вещества в медицине, в пищевой и химической промышленности, фармацевтике, сельском хозяйстве и др.

Товары для дома значительно улучшают качество нашей жизни. Среди основных хозяйственных химических продуктов находятся хозяйственное мыло, моющие и чистящие средства.

Мыла и синтетические моющие средства содержат в своем составе натриевые или калиевые соли органических кислот, которые мы будем изучать в следующих классах лица.

Сегодня мы уже не можем представить свою жизнь без продуктов **гигиены и косметики**. Основная характеристика любого моющего средства — щелочность. Чем более щелочной является среда раствора мыла или шампуня, тем лучше очищается кожный жир, но в то же время растворы щелочей сушат кожу и разрушают волосы. Следовательно, цель химиков и косметологов заключается в решении сложной задачи — получить эффективные чистящие средства, но в то же время избежать тех негативных эффектов, которые они могут оказать на здоровье людей. Для правильного применения моющих средств (шампуня, стиральных порошков, кремов и т. д.) надо учитывать показатель pH.

Основными компонентами зубных паст, которые представлены в настоящее время на рынке, являются антисептики, фторсодержащие соли, соединения кальция. Некоторые зубные пасты также содержат абразивные вещества (фосфат кальция) или анестетики.

Для предотвращения кариеса в зубных пастах используют фториды натрия, олова, кальция, монофторфосфата натрия $\text{Na}_2\text{PO}_3\text{F}$.

Поваренная соль NaCl также является продуктом, без которого мы не можем обойтись при пригото-



Практически все современные электронные устройства, от смартфонов до электромобилей, работают за счет литий-ионных аккумуляторов. В основе работы этих накопителей энергии лежат электрохимические реакции окисления металлического лития в составе анода. Создатели литий-ионных батарей (Джон Гуденаф, Стэнли Уиттингем, Акира Есино) были удостоены Нобелевской премии по химии за 2019 год.

лении пищи, а пищевую соду NaHCO_3 или карбонат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ часто используют для выпечки различных хлебобулочных и кондитерских изделий.

Сплавы железа — чугун и сталь, благодаря твердости и стойкости, остаются по-прежнему такими же важными для развития техники, как и изначально, когда были открыты. Из этих сплавов можно отливать различные детали автомобилей. Широко применяют также нержавеющую сталь (нержавейку), например, для производства столовых приборов.

Многочисленные открытия в области химии непосредственно способствовали развитию *средств коммуникации*, облегчая, тем самым, получение, хранение и распространение информации. Химия кремния и высокоэффективных полимеров сделала возможным появление микропроцессоров и аккумуляторов для телефонов. Благодаря получению кремниево-германиевых полупроводников сегодня обеспечена эффективная работа компьютеров и различных средств связи. Созданием сплавов металлов, пластмасс и других материалов, а также электронных компонентов приборов и необходимого топлива, химия внесла значительный вклад в процесс запуска первого спутника связи.

1. Вспомните, каков состав сплавов — чугуна и стали.
2. Изучи этикетки косметических, хозяйственных, медицинских, пищевых продуктов, имеющихся дома. Определи, какие неорганические вещества содержатся в их составе. Какова их роль в исследуемых продуктах?
3. Проанализируй и обозначь негативные воздействия химических соединений, описанных в этом параграфе.
4. Составь «CV» соединения Na_2CO_3 .
5. Рассчитай массу сульфата аммония, необходимую для внесения 0,5 т азота в почву на площади 1 га.
6. Предлагается ряд веществ: Na , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Na_2CO_3 , Fe , HCl , CuCl_2 , H_2O . Используя в качестве реагентов только вещества из данного ряда, напиши уравнения реакций для получения следующих соединений:
а) NaOH б) BaCl_2 в) CO_2 г) FeCl_2 .
7. Мел, которым мы пишем на доске, получают путем прессования порошков карбоната кальция и сульфата кальция в соотношении 40 % к 60 %. При более высоком содержании карбоната кальция продукт становится слишком хрупким, а при избытке сульфата кальция — слишком твердым и будет царапать доску.

Смесь карбоната кальция и сульфата кальция массой 75 г обработали избытком соляной кислоты. В результате выделился газ объемом 3,36 л (н.у.). Вычисли массовую долю каждого компонента в смеси. Аргументируй, будет ли соответствовать такой состав смеси качеству школьного мела.



Проект**Карбонат кальция: от жемчуга до жевательной резинки****Аргумент**

Жемчуг — это сочетание карбонатов кальция (арагонит, кальцит) — кристаллов, обуславливающих, благодаря явлению интерференции, блеск жемчуга — и сложного белкового органического вещества, называемого *конхин* или *конхиолин*. Слово жемчуг часто используется как метафора, говоря о чем-то чрезвычайно редком, очень хорошем, достойном восхищения и особенно ценном.

Натуральный жемчуг также пользуется спросом и благодаря его различным лечебным свойствам. Измельчением жемчуга получается богатая натуральным кальцием, очень высокого качества «жемчужная пудра», которая используется фармацевтической промышленностью в составе различных кремов для ухода за кожей.

В традиционной китайской медицине жемчужная пудра считается естественным источником морских минералов, богатых микроэлементами, которые питают кожу и замедляют процессы ее старения за счет улучшения обмена веществ и поддержания гидратации. В торговой сети существует широкий ассортимент косметических средств, содержащих жемчужную пудру: шампуни, крема, соли для ванн и т. д.

В то же время, карбонат кальция содержится и в жевательной резинке.

Сформируйте группу из 2–3 одноклассников и выполните проект по предложенной теме. Внимательно прочитайте опорные направления темы, представленные ниже.

Тематические ориентиры

— Описание веществ, входящих в состав упомянутых продуктов (жемчуг, жевательная резинка)

- Природное состояние жемчуга и получение упомянутых продуктов
- Реакции, лежащие в основе производства жемчуга, жевательной резинки
- Применение и отрицательные эффекты и т. д.

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Коллажи
- Реферат/Эссе

Представление

- Каждая группа выберет представителя/представителей и способ презентации
- Презентация проекта — до 8 минут

Критерии оценивания

- Структура проекта
- Корректность научного содержания работы
- Актуальность содержания работы
- Используемые источники информации
- Соблюдение времени представления проекта

8.2. Вещества и химические реакции с жизненно важным и промышленным значением

В атмосфере, в морях и океанах, в глубинах земли, в живых клетках постоянно происходят химические процессы, что и обеспечивает миру существование.

Благодаря производству веществ, проведению химических реакций и их применению в различных сферах, жизнь людей стала легче и комфортнее. С помощью

химии стало возможным получение промышленным способом множества необходимых людям материалов, которые нельзя извлечь из естественных источников.

На примере некоторых неметаллов и металлов, а также их соединений, далее мы рассмотрим жизненно важное и промышленное значение различных неорганических веществ.

Например, кислород незаменим для жизни с биологической точки зрения. Вы уже знаете о значении кислорода воздуха, который, в процессе дыхания животных, реагирует с гемоглобином крови, образуя оксигемоглобин, который, в свою очередь, транспортирует кислород к тканям. Кислород, в сочетании с оксидом углерода (IV), используется в медицине в окситерапии, при отравлении вредными газами.

В химической и сталелитейной промышленности кислород используется при получении серной кислоты, азотной кислоты, чугуна и стали.

Сера является жизненно важным элементом для всех живых организмов, но чаще всего встречается в виде серосодержащих органических соединений или сульфидов металлов, и очень редко — в свободном состоянии.

В небольших количествах сера используется в производстве спичек, инсектицидов и фунгицидов.

В мировом масштабе большая часть добываемой серы и ее соединений используется для производства серной кислоты.

Серную кислоту также называют «хлебом» или «кровью» химической промышленности за особые свойства и невысокую стоимость. Серная кислота используется в производстве взрывчатых веществ, красителей, в нефтеперерабатывающей, медицинской промышленности и других областях.

Калий в виде ионов участвует в регуляции ритма сердечных сокращений и кровяного давления, необходим для работы мышц и передачи импульсов нервной системы.

Хлорид калия — это соль, которая широко используется не только в сельском хозяйстве в качестве минерального удобрения, но и как защитное покрытие для сплавов.

Бромид калия — соль бромоводородной кислоты, оказывающая седативное и противосудорожное действие, поэтому в конце XIX — начале XX века применялась как медицинский препарат.

Перманганат калия — сильный окислитель, часто используемый в лаборатории, который также имеет применение в медицине, являясь средством для лечения некоторых форм дерматита и для промывания ран.

Человеческий организм — это живая лаборатория, поскольку содержит практически все химические элементы, встречающиеся в природе. Как минимум 14 микроэлементов и 11 макроэлементов, являющихся основой живой материи, необходимы для нормального функционирования организма человека. Избыток или недостаток некоторых из них непосредственным образом влияет на наше здоровье.

Опишите области промышленного применения алюминия и его соединений.

Рассмотрим значение некоторых элементов для организма человека.

Алюминий встречается во всех тканях и органах, особенно в печени, легких, костях и мозге. В медицине соединения алюминия применяются при лечении бронхита и гастрита.

Серебро обладает дезинфицирующими свойствами, и с давних времен широко применялось в этих целях. Напитки, обработанные большим количеством ионов серебра, считались хорошим средством от головной боли, головокружения и т. д.

Азот, с точки зрения биологии, является более ценным, чем благородные металлы. Вместе с вдыхаемым воздухом он поступает в организм, не оказывая на него непосредственного воздействия, но при повышенном давлении может вызвать наркоз, а быстрое снижение давления приводит к кессонной болезни, известной аквалангистам. Многие неорганические соединения азота — оксид азота (IV), оксид азота (III) токсичны и в результате реакции с оксидом серы (IV) могут вызвать удушье.

Опишите 2–3 области применения в повседневной жизни кислорода и водорода.

Медь является главным компонентом 11 ферментов. Она участвует в образовании гемоглобина, активируя железо, аккумулированное в печени, и обеспечивает усвоение железа и витамина С. В былые времена с помощью соединений этого элемента лечили паразитарные заболевания, холеру, менингит. Медь является хорошим средством против радикулита.

Фтор входит в состав крови и мозга, присутствует в костях, зубах и ногтях. Соединения фтора укрепляют костную систему и зубную эмаль, стимулируют работу мозга и нервной системы.

Из изученного ранее материала выделите 2–3 жизненно важных направления использования кальция и его соединений.

Мы обсудили значение для нашей жизни лишь некоторых химических элементов. По окончании учебного года тебя ждут каникулы, во время которых ты сможешь найти больше информации о других важных химических элементах.



Марафон знаний

В крови уставших и обессиленных людей содержится меньше магния, чем в крови людей активных и полных энергии.

У нервных, легко возбудимых людей имеющийся в организме магний «сгорает», что приводит к снижению сердечной функции.



1. Углеродные токсины — это свободный углерод в форме сажи и оксид углерода (II), называемый также угарным газом. При концентрации угарного газа в воздухе 0,4 % человек может погибнуть, так как этот газ легко соединяется с гемоглобином крови, лишая ее способности переносить кислород к тканям.

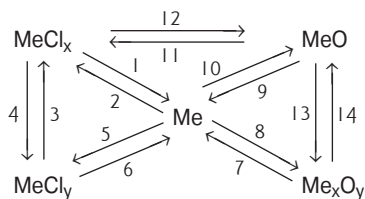
Другой оксид углерода, углекислый газ, также способен негативно воздействовать на организм человека (особенно курящего). Он вызывает сужение периферийных кровеносных сосудов, подавляет дыхательный центр и т. д.

Сравни строение и свойства этих двух оксидов и заполни таблицу:

	Оксид	Оксид углерода (II)	Оксид углерода (IV)
Характеристика			
Молекулярная формула			
Структурная формула			
Уравнения реакций получения при сжигании топлива			
Физические свойства			
Проявление окислительных или восстановительных свойств			

2. Для дезинфекции склада плодоовощной продукции от плесени и некоторых насекомых применяют оксид серы (IV), получаемый путем сжигания серы, содержащей 5 % примесей. Вычисли количество оксида серы (IV), необходимое для «окуривания» склада объемом 45 м^3 , если по нормативам требуется 1,6 г оксида серы (IV) на 1 м^3 пространства помещения.
- *3. Даны два сосуда: один содержит хлорид железа (III), а другой — хлорид натрия. Предложи план-схему распознавания содержимого каждого сосуда и составь уравнения соответствующих реакций.
- *4. Химический элемент с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ является исключительно важным для организма, помогает повысить сопротивляемость заболеваниям и предупреждает утомляемость. С помощью периодической системы определи:
- название элемента;
 - вид образуемых им ионов; в) формулы оксидов и гидроксидов, которые он образует.
- Назови 3-4 наиболее важных области применения соединений этого химического элемента.
5. Реакция разложения карбоната кальция лежит в основе получения негашеной извести.
- Эта реакция является эндотермической и обратимой.
- напиши уравнение соответствующей реакции;
 - вычисли массу оксида кальция, образующегося при разложении карбоната кальция массой 150 кг;
 - назови 2-3 наиболее значимые области применения кальция и его соединений.

- *6. Определи металл, который участвует в нижеследующих превращениях. Напиши уравнения соответствующих реакций.



7. Составь уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:
- $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 - $\text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}$
 - $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuCl}_2$
 - $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
 \downarrow
 Ag_3PO_4

8.3. Химия и защита окружающей среды

Наука и новые технологии позволили человечеству понять структуру материи, подчинить энергию атома и проникнуть в тайны живой клетки.

В прошлом веке произошел впечатляющий прогресс в области защиты здоровья, особенно в вопросах предотвращения эпидемий инфекционных заболеваний благодаря открытию антибиотиков и иммунизации (вакцинации) детей.

Развитие современных средств передвижения и телекоммуникации сократило расстояния, способствуя мобильности человека и быстрому распространению информации и знаний.

С другой стороны, все эти и многие другие прогрессивные достижения порождают и новые проблемы. Цивилизация вступила в конфликт с окружающей средой как в вопросах использования природных источников энергии, сырья и продуктов питания, так и в ухудшении состояния окружающей среды — воды, воздуха, почвы.

Если животные и растения бессознательно адаптируются к условиям окружающей среды, человек старается окружающую среду подчинить собственным потребностям и потребностям общества. Очевидно, что новые отношения *человек — окружающая среда* являются творением человека, которые подчиняются не столько законам природы, сколько собственным интересам людей.

Нарушения равновесия в окружающей среде, такие как **разрушение озонового слоя** в стратосфере и повышение температуры в атмосфере, приводят к изменениям в природных экосистемах. Чрезмерное использование природных ресурсов оказывает негативное воздействие на запасы пресной воды,

леса, пастбища, почву, атмосферу, биологические системы и биологическое разнообразие в природе.

Одним из последствий индустриализации является *парниковый эффект*, возникший как следствие повышения уровня углекислого газа в атмосфере по причине широкого применения ископаемых видов топлива (угля, нефти, природного газа) и уменьшения площадей лесных массивов. Это вызвало процесс нагревания атмосферы, имеющий негативные последствия: засухи, ураганы и наводнения, крупные лесные пожары.

В Республике Молдова интенсивное применение, без научной основы, пестицидов и минеральных удобрений в ущерб применению органических удобрений спровоцировало загрязнение вредными веществами почв, наземных и подземных вод. В результате более 70 % пахотных земель перенасыщены нитратами, фосфатами, соединениями калия, фтора и т. д.

Самым используемым пестицидом в сельском хозяйстве является «бордоская жидкость» — смесь медного купороса с гашеной известью, которая используется в виноградарстве для борьбы с грибом, называемым «милдью». Этот пестицид используется уже более 100 лет во всех регионах, где выращивают виноград. Но только в нашей стране в почве обнаружены кристаллы малахита (основного карбоната меди), что означает превышение количества применяемой «бордоской жидкости». Из аппаратов, которые распыляют раствор этого пестицида, на зараженных листьях задерживается лишь 30–40 % препарата, а остальное попадает в землю и в воздух. А из тех 30–40 % большая часть смывается дождями, достигая в конечном итоге почвы. Таким образом, химический продукт, потенциально полезный для виноградной лозы, становится загрязнителем почв. Целесообразно было бы усовершенствовать инструменты для распыления пестицидов, а не обвинять химию в загрязнении окружающей среды. Химические продукты, применяемые рационально и по назначению, приносят пользу и человеку, и окружающему миру. Однако они могут нанести значительный ущерб, если пренебречь правилами их применения.

В настоящее время ученые заняты проблемой *детоксикации почв* с помощью процессов окисления и гидролиза, которые фактически протекают в почвах естественным путем, но нуждаются в стимулировании и ускорении.

Для восстановления плодородия почв, деградировавших в результате их чрезмерного орошения недоброкачественной водой, на эти земли вносят гипс, известь и соли калия. Этот элемент вытесняет из обменного комплекса

Перечислите, какие действия предпринимаются для защиты озонового слоя в мировом масштабе.

Как мы можем уменьшить парниковый эффект?



В 1995 году Нобелевская премия по химии была присуждена ученым Полю Крутзону, Марио Молино и Фрэнку Шервуду Роулэнду за их работы по изучению химии земной атмосферы и реакций образования и разложения озона.

почв натрий, оказывающий пагубное воздействие как на сельскохозяйственные земли, так и на сами растения.

Таким образом, использование соответствующих химических препаратов позволяет восстановить плодородие почв и увеличить их продуктивность.

Особую опасность для окружающей среды представляют отходы и мусор, имеющие промышленное, энергетическое, сельскохозяйственное, транспортное, бытовое происхождение. Технологические процессы, используемые человеком в настоящее время, не лишены отходов, остатков и мусора. Количество специфического городского мусора (бытового и промышленного) варьирует в разных странах в пределах 0,5–1,0 кг на каждого жителя в день, или 180–350 кг на жителя в год.

В настоящее время сбор, перевозка, переработка и конечная утилизация отходов и мусора различного происхождения является одной из самых острых проблем человечества.

В Республике Молдова практикуют систему валового хранения мусора и отходов (на поверхности почвы, в ямах, без специальных приспособлений). Территории, на которых хранятся эти отходы, со временем становятся исключительно опасными зонами в результате выделения в атмосферу неприятных запахов и летучих токсичных соединений, а также из-за утечки различных вредных веществ в наземные воды и проникновения их в подземные воды.

В развитых странах используются технологии кремации (сжигания) мусора, основанные на химических процессах, управление которыми требует глубоких знаний процессов горения, нейтрализации продуктов и т. д.

Промышленные отходы, состоящие из смесей солей тяжелых металлов, цианидов, пестицидов и других токсичных химических продуктов подвергаются стабилизации путем смешивания с цементом и полимерным жидким стеклом. После затвердевания их размещают на близлежащих территориях, которые находятся под постоянным контролем.

Химические процессы используются и в технологиях **очистки сточных вод**. Для осаждения и удаления взвешенных в воде частиц применяются растворы коагулянтов (солей железа и алюминия). Дезинфекция использованных вод и окисление находящихся в них органических примесей производится методами озонирования и хлорирования.

Приведенные примеры представляют нам лишь некоторые аспекты проблем защиты окружающей среды.

Проведите исследование касательно утилизации/складирования отходов в вашем населенном пункте и о мерах, которые предпринимаются властями для уменьшения негативных последствий для здоровья живых организмов в связи с этим.

Какие действия вы можете предпринять в своем городе/селе для предупреждения загрязнений почвы?

Преимущества, предоставляемые химией человечеству, могут быть значимыми и полезными, если мы будем с большей осторожностью и заботой использовать химические вещества в нашей жизни.



Марафон знаний

... Лес площадью 1 км² производит ежедневно 9 тонн кислорода, что почти в 10 раз больше, чем сельскохозяйственный участок такой же площади.

... За один час дуб возрастом в 100 лет выделяет в атмосферу 1,7 кг чистого кислорода, что составляет суточную норму кислорода для трех человек. Для замещения столетнего дуба и выделения такого же количества кислорода необходимо пересадить 2500 саженцев.

... Один гектар леса поглощает 50–70 тонн пыли.

... Одна лесная полоса шириной только 30 м снижает интенсивность шума на 8–11 %.

... Первые работы по высаживанию лесов в нашей стране проведены в 1497 году Штефаном чел Маре в Кодрах Козмина.

1. Вода, величайшее богатство человечества, от которого зависит в конечном счете жизнь человека, непрерывно загрязняется, несмотря на неминуемые последствия. Каковы источники загрязнения воды?
2. Какие методы очистки воды ты знаешь?
3. Назови методы очистки газообразных выбросов.
4. В чем заключается рациональное использование удобрений и пестицидов в сельском хозяйстве и лесоводстве?
5. Приведи примеры технологии переработки и вторичного использования отходов.
6. Как ты оцениваешь качество воды, воздуха и почв в Республике Молдова?
7. Опиши значение трех соединений химического элемента с порядковым номером 15.
8. Даны следующие оксиды: CO, NO, NO₂, SiO₂. Для каждого из этих оксидов укажи область применения и напиши по одному уравнению реакции, которая отражает его химические свойства.
9. Даны гидроксиды: NaOH, Ca(OH)₂, Al(OH)₃. Для каждого из них напиши уравнение реакции нейтрализации серной кислотой и укажи область применения.
10. Даны вещества: H₂O, ZnCl₂, H₂SO₄, NH₃, Mg(OH)₂, Al. Напиши по одному уравнению реакции для каждого из указанных типов, используя в каждом случае в качестве реактива одно из веществ предложенного ряда:
 - а) реакция соединения, б) реакция разложения, в) реакция замещения, г) реакция обмена.
- *11. Оксид цинка эффективно отражает ультрафиолетовые лучи. Косметические кремы, содержащие 20–25 % этого соединения, имеют максимальный фактор защиты от солнца, обозначаемый SPF 50.

Осадок, полученный при взаимодействии раствора карбоната натрия объемом 300 мл и молярной концентрацией Na₂CO₃ 1,5 моль/л с раствором хлорида цинка массой 272 г и массовой долей ZnCl₂ 10 %, подвергли реакции разложения. Вычисли массу полученного оксида цинка.

ОЦЕНИВАНИЕ

ТЕМАТИЧЕСКОЕ ИССЛЕДОВАНИЕ Натуральные удобрения и супербактерии

«Пастбища на площади всей Европы загрязнены опасными количествами антибиотиков, которые давали животным на фермах», — сообщает журнал «New Scientist». Ежегодно в Европейском союзе и Соединенных Штатах Америки этим животным дается более 10 000 тонн антибиотиков для стимулирования роста и предупреждения заболеваний.

«Последние исследования демонстрируют, что существует тесная связь между растущим применением медикаментов для животных на фермах и появлением устойчивых к антибиотикам бактерий, которые могут заразить людей», — утверждают в журнале.

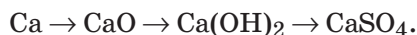
«Лекарства из навоза, вносимого на вспахиваемых площадях в качестве натурального удобрения, могут попасть в наши продукты питания и питьевую воду... [и] могут загрязнять сельскохозяйственные культуры, которые впоследствии попадут к потребителям».

Вопросы для обсуждения:

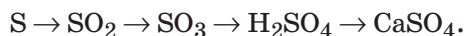
- а) выявите причины загрязнения окружающей среды;
- б) приведите аналогичные примеры загрязнений в Республике Молдова;
- в) предложите меры по предупреждению загрязнений в данной ситуации.

8.4. Генетическая связь между классами неорганических соединений

Между простыми и сложными неорганическими веществами (оксидами, основаниями, кислотами и солями) существует генетическая связь, с помощью которой можно объяснить возможности их взаимных превращений. Например, кальций, простое вещество-металл, в результате соединения с кислородом превращается в оксид кальция, который, в свою очередь, взаимодействуя с водой, образует гидроксид кальция. При взаимодействии гидроксида кальция с кислотой образуется соль. Все эти превращения можно представить в виде схемы:



Конечный продукт — сульфат кальция, можно получить и другим путем, исходя из неметалла, например, серы:

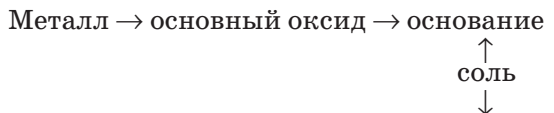


Таким образом, одна и та же соль получена двумя путями.

Известны и обратные превращения: из соли можно получить вещества других классов или простые вещества. Например, соль сульфат меди (II) можно «превратить» в медь по схеме:



Взаимосвязь между классами неорганических веществ может быть представлена как *схема генетической связи* основных классов неорганических соединений:

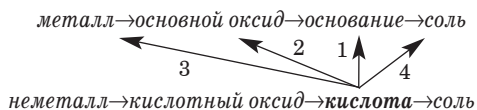


С помощью генетической связи можно выводить химические свойства каждого класса неорганических соединений.

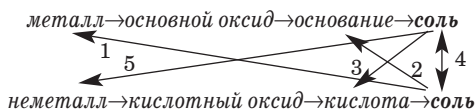
Химические свойства оксидов



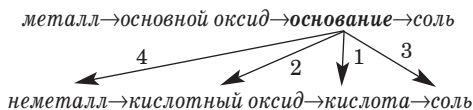
Химические свойства кислот



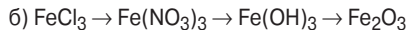
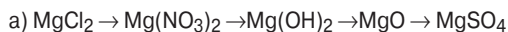
Химические свойства солей



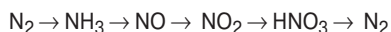
Химические свойства оснований



1. Составь уравнения реакций для следующих превращений:

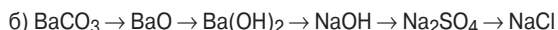
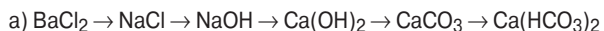


*2. На основе генетической связи азота и его соединений напиши уравнения реакций для схемы превращений:

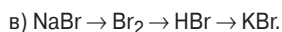
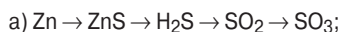


Назови области применения веществ, представленных в схеме.

3. Напиши уравнения реакций в соответствии со схемами:



4. Составь уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:





*5. Реши задачи (для реального профиля):

- 5.1. Смесь CuO и Fe_2O_3 массой 286,5 г восстановили водородом, а полученные продукты обработали избытком раствора соляной кислоты. В результате реакции выделился водород объемом 13,44 л (н. у.). Какова масса меди, образовавшейся после восстановления водородом исходной смеси?
- 5.2. Вычисли массу оксида марганца (IV) и объем раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 36,5% ($\rho = 1,18$ г/мл), которые потребуются для получения хлора, способного вытеснить иод массой 50,8 г из иодида калия.
- 5.3. В результате растворения в соляной кислоте смеси железных опилок и магния массой 31,2 г выделился водород объемом 20,16 л (н. у.). Вычисли массу каждого металла в смеси.
- 5.4. Смесь меди и оксида меди массой 100 г обработали избытком концентрированной азотной кислоты. В результате реакции выделился бурый газ объемом 33,6 л (н. у.).
 - а) Вычисли массовую долю каждого компонента смеси;
 - б) определи, какая из двух происходящих реакций является окислительно-восстановительной, назови окислитель и восстановитель.

6. Реши задачи (для гуманитарного профиля):

- 6.1. В школьной химической лаборатории неаккуратный ученик разбил термометр, содержащий ртуть массой 30 г. Определи с помощью вычислений, сколько граммов серы потребуется для превращения токсичной ртути в менее опасное вещество.
- 6.2. Вычисли массу углекислого газа, который может выделиться в атмосферу в результате прокаливания известняка (CaCO_3) массой 130 т.
- 6.3. В течение суток желудок человека выделяет примерно 800 мл желудочного сока ($\rho = 1,65$ г/мл), который содержит 0,5% соляной кислоты. Вычисли массу хлорида натрия, необходимого для получения такого количества соляной кислоты.
- 6.4. Массовая доля иода в щитовидной железе составляет 0,12%. Определи массу иода в щитовидной железе, если ее масса равна 40 г.

ТЕСТ СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ

по единице обучения
«Неорганические вещества в жизни общества»

ГУМАНИТАРНЫЙ ПРОФИЛЬ

1. Протоны и нейтроны образуют центральную часть атома, которая называется ядром. Обведи *верные* или *неверные* утверждения, характеризующие ядро.

В Н В химических процессах состав ядра изменяется.

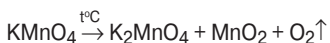
В Н Масса атома сосредоточена в ядре.

В Н Ядро заряжено положительно благодаря заряду протонов.

2. Дополни свободные пространства в таблице:

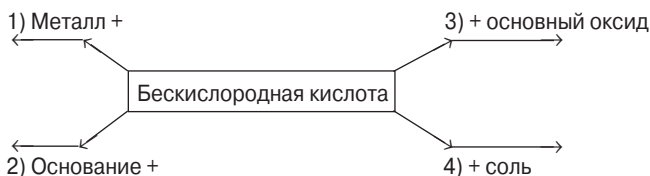
Химическая формула вещества	Тип химической связи
	Ковалентная неполярная
MgBr ₂	

3. Дыхание является процессом, в котором участвует кислород, выделяющийся в атмосферу в результате фотосинтеза. В лаборатории кислород можно получить в результате многих химических реакций, одна из которых соответствует схеме:



Установи степени окисления всех элементов в веществах.

4. Дана следующая схема:



а) На основе схемы составь четыре молекулярных уравнения, два полных ионных уравнения и два сокращенных ионных уравнения.

б) Уравняй реакции.

в) Укажи тип реакций.

5. Реши задачу.

Смесь алюминия и меди массой 9 г обработали раствором соляной кислоты. В результате реакции выделился водород объемом 3,36 л (н. у.).

Определи массовую долю каждого металла в смеси.

6. Даны три пробирки с разными веществами:

а) серная кислота;

б) нитрат калия;

в) гидроксид натрия.

Опиши способ, которым можно обнаружить (идентифицировать) каждое вещество.

ТЕСТ СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ

по единице обучения
«Неорганические вещества в жизни общества»

РЕАЛЬНЫЙ ПРОФИЛЬ

- Используя химические элементы S, Cl, P, H, K, Ca, напиши по две химические формулы веществ:
 - с ковалентной полярной связью _____
 - с ковалентной неполярной связью _____
 - с ионной связью _____
- Для одного из веществ с ковалентной связью напиши электронную и структурную формулы.
- а) Запиши химические элементы S, Ca, Li, P, K, O в порядке уменьшения радиусов атомов.
б) Какой из этих элементов никогда не проявляет валентность, равную номеру группы?
- Дан ряд ионов: Mg^{2+} , Zn^{2+} , F^- , Sc^{3+} , Cl^- , Al^{3+} , N^{3-} .
 - Выбери ионы с электронной конфигурацией инертного газа неона.
 - Напиши число протонов и нейтронов для выбранных ионов.
- Уравняй реакцию методом электронного баланса:
 $H_2C_2O_4 + KMnO_4 \rightarrow CO_2 + K_2CO_3 + MnO_2 + H_2O$
 Укажи окислитель и восстановитель, процесс восстановления и процесс окисления.
- Подчеркни вещества, которые способны взаимодействовать с оксидом фосфора (V):

а) хлорид кальция;	б) оксид кальция;	в) кальций;
г) гидроксид кальция;	д) соляная кислота;	е) вода.

 Напиши уравнения соответствующих реакций.
- Реши задачу.
Газообразный хлор объемом 5,6 л (н. у.) пропустили через смесь массой 200 г, содержащую иодид калия и фторид калия. Вычисли массовую долю фторида калия в смеси.
- Дополни предложения:
 - Галогены легко принимают один электрон и проявляют _____ свойства.
 - При взаимодействии с металлами сера проявляет степень окисления _____.
 - Раствор аммиака в воде окрашивает фенолфталеин в малиновый цвет, так как аммиак проявляет свойства _____.
 - Калиевые и натриевые соли кремниевой кислоты называют «жидким стеклом» и используют в качестве клея для бумаги, тканей. Их химическое название _____.
- Выполни превращения, составив уравнения соответствующих реакций:
 $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe_2O_3$

ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица 1. Периодическая система (по Кэмпбеллу) радиусов атомов и ионов

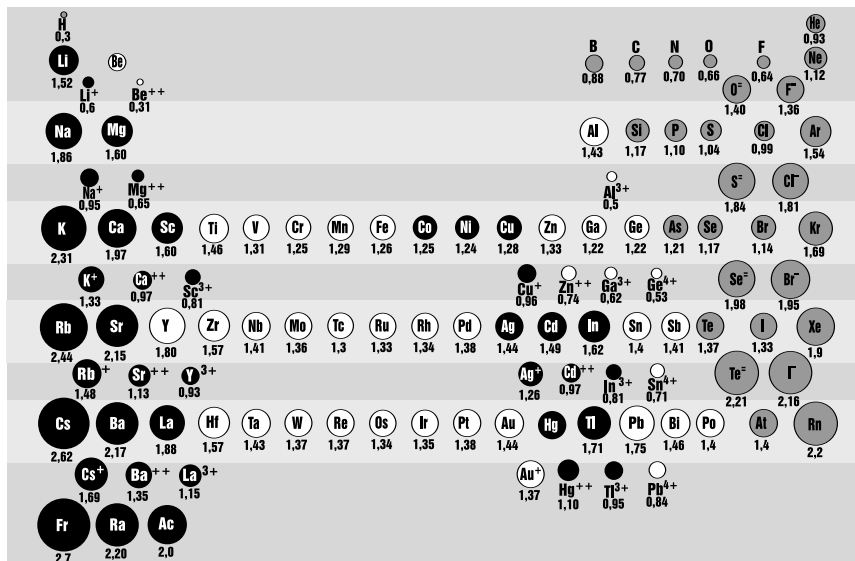


Таблица 2. Названия и формулы некоторых кислотных оксидов и соответствующих кислот

Кислотные оксиды		Кислоты	
Название	Формула	Формула	Название
Оксид серы (IV)	+4 SO ₂	+4 H ₂ SO ₃	Сернистая кислота
Оксид серы (VI)	+6 SO ₃	+6 H ₂ SO ₄	Серная кислота
Оксид фосфора (V)	+5 P ₂ O ₅	+5 H ₃ PO ₄	Фосфорная кислота
Оксид азота (V)	+5 N ₂ O ₅	+5 HNO ₃	Азотная кислота
Оксид углерода (IV)	+4 CO ₂	+4 H ₂ CO ₃	Угльная кислота
Оксид кремния (IV)	+4 SiO ₂	+4 H ₂ SiO ₃	Кремниевая кислота

Таблица 3. Названия и формулы некоторых оксидов и гидроксидов металлов

Оксиды металлов		Гидроксиды металлов	
Название	Формула	Формула	Название
Основные оксиды		Растворимые основания – щелочи	
Оксид лития	Li ₂ O	LiOH	Гидроксид лития
Оксид натрия	Na ₂ O	NaOH	Гидроксид натрия
Оксид калия	K ₂ O	KOH	Гидроксид калия
Оксид кальция	CaO	Ca(OH) ₂	Гидроксид кальция
Оксид бария	BaO	Ba(OH) ₂	Гидроксид бария
		Нерастворимые основания	
Оксид железа (II)	FeO	Fe(OH) ₂	Гидроксид железа (II)
Оксид меди (II)	CuO	Cu(OH) ₂	Гидроксид меди (II)
Амфотерные оксиды		Амфотерные основания	
Оксид железа (III)	Fe ₂ O ₃	Fe(OH) ₃	Гидроксид железа (III)
Оксид цинка	ZnO	Zn(OH) ₂	Гидроксид цинка
Оксид алюминия	Al ₂ O ₃	Al(OH) ₃	Гидроксид алюминия

Таблица 4. Названия и формулы некоторых кислот и кислотных остатков

Кислота		Кислотный остаток	
Название	Формула	Формула	Название
Кислородсодержащие кислоты			
Азотная	HNO ₃	$\begin{array}{c} \\ \text{NO}_3 \end{array}$	нитрат
Сернистая	H ₂ SO ₃	$\begin{array}{c} \\ \text{SO}_3 \end{array}$	сульфит
Серная	H ₂ SO ₄	$\begin{array}{c} \\ \text{SO}_4 \end{array}$	сульфат
Угльная	H ₂ CO ₃	$\begin{array}{c} \\ \text{CO}_3 \end{array}$	карбонат
Кремниевая	H ₂ SiO ₃	$\begin{array}{c} \\ \text{SiO}_3 \end{array}$	силикат
Фосфорная	H ₃ PO ₄	$\begin{array}{c} \\ \text{PO}_4 \end{array}$	фосфат
Бескислородные кислоты			
Фтороводородная (плавиковая)	HF	$\begin{array}{c} \\ \text{F} \end{array}$	Фторид
Хлороводородная (соляная)	HCl	$\begin{array}{c} \\ \text{Cl} \end{array}$	Хлорид
Бромоводородная	HBr	$\begin{array}{c} \\ \text{Br} \end{array}$	Бромид
Иодоводородная	HI	$\begin{array}{c} \\ \text{I} \end{array}$	Иодид
Сероводородная	H ₂ S	$\begin{array}{c} \\ \text{S} \end{array}$	Сульфид

Схема 1. Классификация химических реакций

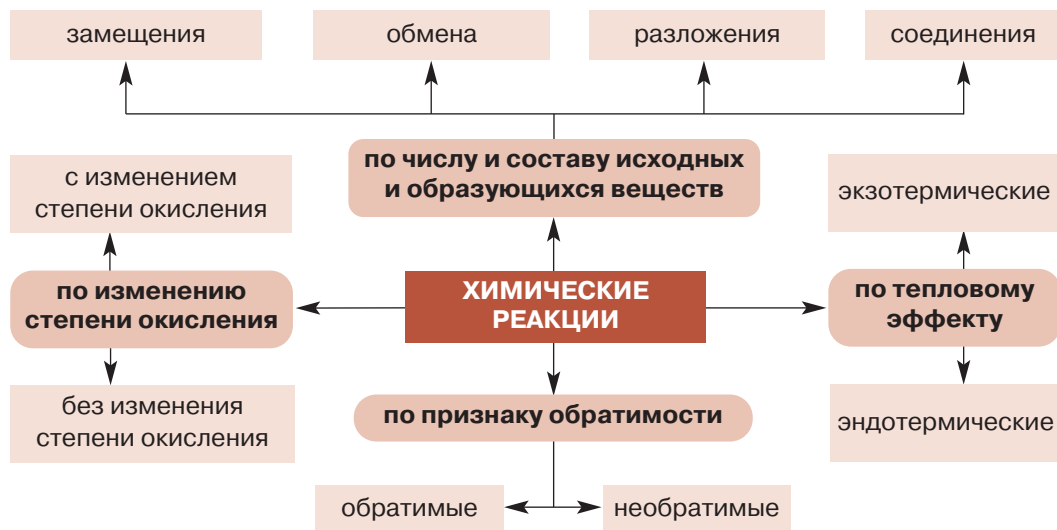


Таблица 5. Классификация химических реакций

По числу и составу исходных веществ и продуктов реакции	По изменению степени окисления	
	Реакции, протекающие с переносом электронов (окислительно-восстановительные)	Реакции, в которых не происходит перенос электронов (не являются окислительно-восстановительными)
Реакции соединения $A + B + C \rightarrow D$	$H_2 + Cl_2 = 2HCl$ $2SO_2 + O_2 \xrightarrow{[V_2O_5]} 2SO_3$ $4Fe(OH)_2 + 2H_2O + O_2 = 4Fe(OH)_3$	$MgO + SiO_2 = MgSiO_3$ $CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$
Реакции разложения $A \rightarrow B + C + D$	$2H_2O \xrightarrow{\text{электр. ток}} 2H_2 + O_2$ $2H_2O_2 \xrightarrow{[MnO_2]} 2H_2O + O_2$ $4HNO_3 \xrightarrow{t^o} 4NO_2 + 2H_2O + O_2$	$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^o} CuO + H_2O$ $CaCO_3 \xrightarrow{t^o} CO_2 + H_2O$ $2NaHCO_3 \xrightarrow{t^o} Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$
Реакции замещения $A + BC \rightarrow AC + B$	$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$ $Fe_2O_3 + 3H_2 \xrightarrow{t^o} 2Fe + 3H_2O$ $Zn + H_2SO_4 = H_2 + ZnSO_4$	
Реакции обмена $AB + CD \rightarrow AD + CB$		$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$ $CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$ реакция нейтрализации: $HCl + LiOH = LiCl + H_2O$
Существует ряд реакций, которые нельзя отнести к реакциям определенного типа. Пример: $3O_2 \xrightleftharpoons{y.f.} 2O_3$		

Схема 3. Взаимодействие между классами неорганических веществ

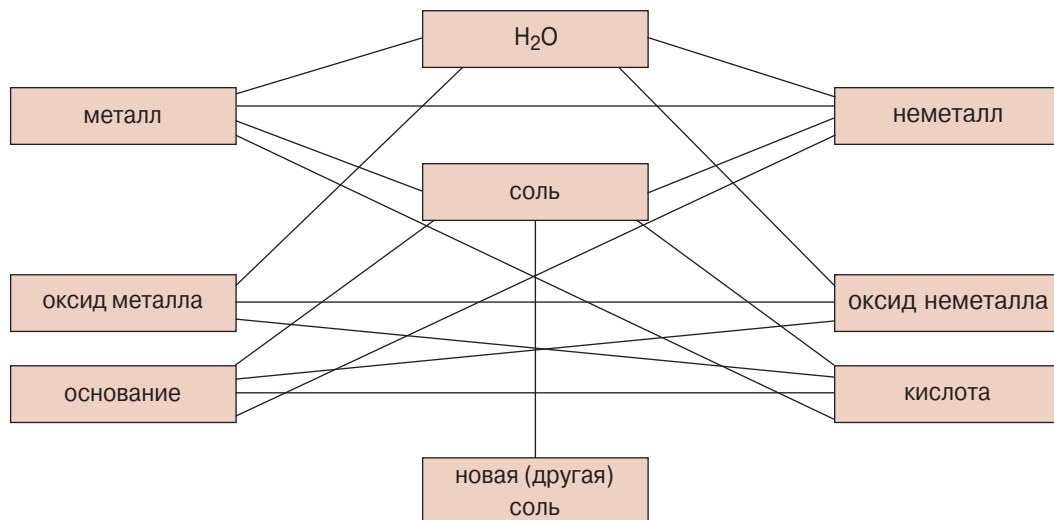


Таблица 6. Относительные молекулярные массы

Ионы	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Al ³⁺	Fe ³⁺
OH ⁻	18	35	56	40	—	171	74	58	99	98	—	241	90	78	107
NO ₃ ⁻	63	80	101	85	170	261	164	148	189	188	325	331	180	213	242
Cl ⁻	36,5	53,5	74,5	58,5	143,5	208	111	95	136	135	272	278	127	133,5	162,5
S ²⁻	34	68	110	78	248	169	72	56	97	96	233	239	88	150	—
SO ₃ ²⁻	82	116	158	126	296	217	120	104	145	—	—	287	136	—	—
SO ₄ ²⁻	98	132	174	142	312	233	136	120	161	160	297	303	152	342	400
CO ₃ ²⁻	62	96	138	106	276	197	100	84	125	—	—	267	116	—	—
SiO ₃ ²⁻	78	—	154	122	292	213	116	100	141	—	—	283	132	—	—
PO ₄ ³⁻	98	—	212	164	419	601	310	262	385	382	793	811	358	122	151
CH ₃ COO ⁻	60	77	98	82	167	255	158	142	183	182	319	325	174	204	233

Схема 4. Дерево металлов

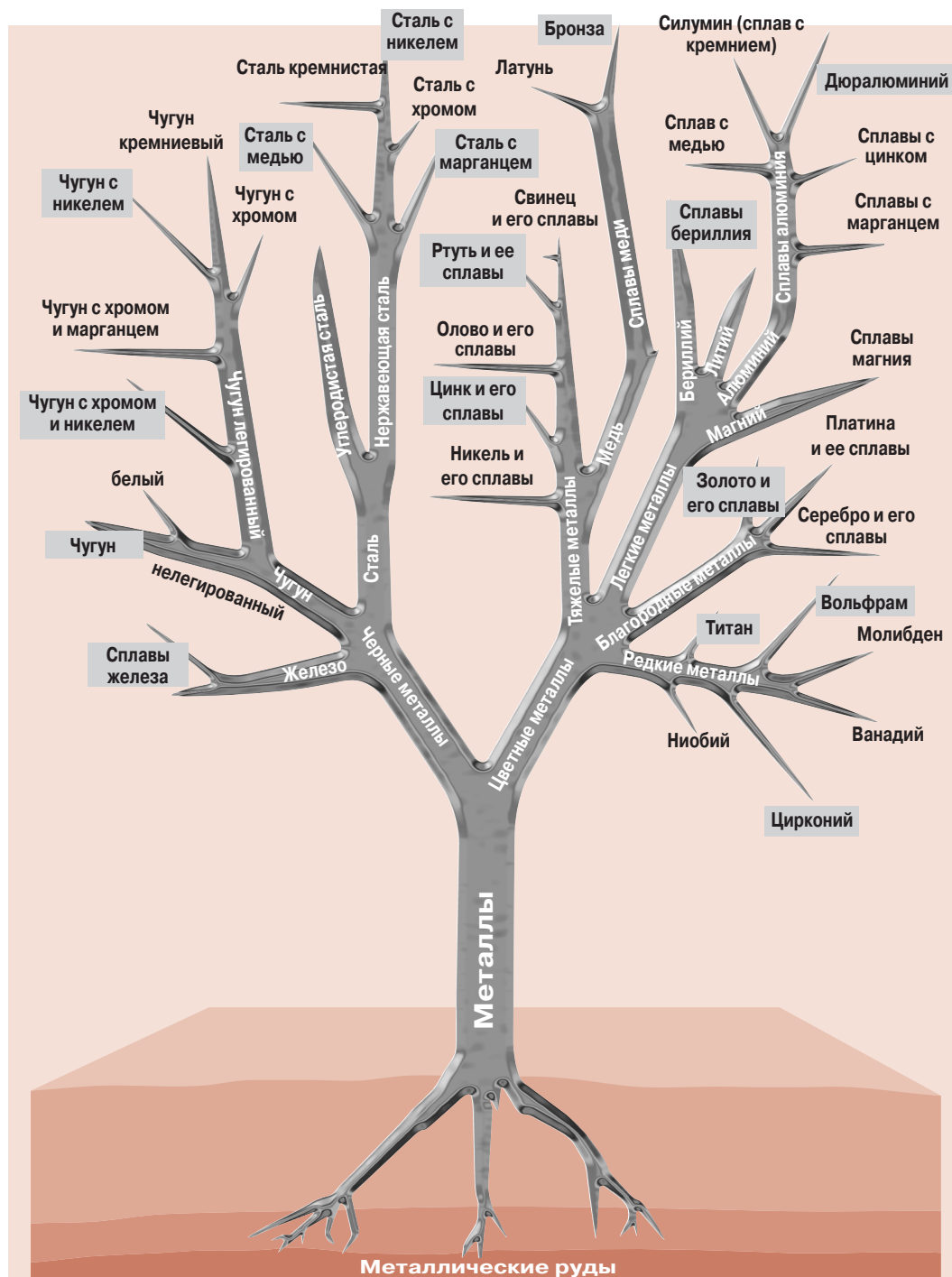


Схема 5. Идентификация катионов и анионов

		H^+	лакмус	OH^-		
		H^+	метил-оранж	OH^-		
		H^+	фенол-фталеин	OH^-		
кислоты		H^+			OH^-	щелочи
фиолетовое пламя		K^+			Cl^-	AgCl
желтое пламя		Na^+			Br^-	+ Cl_2 + крахмал \rightarrow
аммиак NH_3		NH_4^+			I^-	+ Cl_2 + крахмал \rightarrow
AgCl		Ag^+			S^{2-}	H_2S ; CdS; PbS
CdS		Cd^{2+}			SO_3^{2-}	SO_2 резкий запах
желто-зеленое пламя; $BaSO_4$		Ba^{2+}			SO_4^{2-}	$BaSO_4$
$NaAlO_2 \xleftarrow{NaOH} Al(OH)_3$		Al^{3+}			NO_3^-	+ $Cu + H_2SO_4 \rightarrow NO_2$
PbS		Pb^{2+}			PO_4^{3-}	Ag_3PO_4
кирпично-красное пламя; CaC_2O_4		Ca^{2+}			CO_3^{2-}	CO_2
$CuO \xleftarrow{H^+} Cu(OH)_2$		Cu^{2+}			SiO_3^{2-}	H_2SiO_3 студень
$Fe(OH)_2$		Fe^{2+}			$C_2O_4^{2-}$	CaC_2O_4
$Fe(CNS)_3$; $Fe(OH)_3$		Fe^{3+}			CNS^-	$Fe(CNS)_3$

- | | | |
|---------------------------------|--|--|
| 1. смотреть через синее стекло | 8. вещество становится красным | |
| 2. нихромовое кольцо | 9. вещество становится синим | |
| 3. бесцветный газ | 10. лакмус в кислоте становится красным, в щелочи - синим | |
| 4. бурый газ | 11. метилоранж в кислоте становится розовым, в щелочи - желтым | |
| 5. белый осадок | 12. фенолфталеин в кислоте \rightarrow в щелочи - малиновый | |
| 6. цветной осадок | 13. изменений нет \rightarrow | |
| 7. студенистый осадок | | |

Периодическая

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ										
	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb	IXb	Xb	
I	1 H ВОДОРОД 1,008										
II	3 Li ЛИТИЙ 6,939	4 Be БЕРИЛЛИЙ 9,012									
III	11 Na НАТРИЙ 22,990	12 Mg МАГНИЙ 24,312									
IV	19 K КАЛИЙ 39,10	20 Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	21 Sc СКАНДИЙ 44,96	22 Ti ТИТАН 47,88	23 V ВАНАДИЙ 50,94	24 Cr ХРОМ 52,00	25 Mn МАРГАНЕЦ 54,94	26 Fe ЖЕЛЕЗО 55,85	27 Co КОБАЛЬТ 58,93		
V	37 Rb РУБИДИЙ 85,47	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62	39 Y ИТТРИЙ 88,91	40 Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	41 Nb НИОБИЙ 92,91	42 Mo МОЛИБДЕН 95,94	43 Tc ТЕХНЕЦИЙ [98,91]	44 Ru РУТЕНИЙ 101,07	45 Rh РОДИЙ 102,91		
VI	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,91	56 Ba БАРИЙ 137,33	57 La* ЛАНТАН 138,91	72 Hf ГАФНИЙ 178,49	73 Ta ТАНТАЛ 180,95	74 W ВОЛЬФРАМ 183,85	75 Re РЕНИЙ 186,21	76 Os ОСМИЙ 190,20	77 Ir ИРИДИЙ 192,22		
VII	87 Fr ФРАНЦИЙ [223,02]	88 Ra РАДИЙ [226,03]	89 Ac** АКТИНИЙ [227,03]	104 Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [261,11]	105 Db ДУБНИЙ [262,11]	106 Sg СИБОРГИЙ [263,12]	107 Bh БОРИЙ [264,12]	108 Hs ХАССИЙ [267,13]	109 Mt МЕЙТНЕРИЙ [268,14]		
Высшие оксиды	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇			RO₄	
Летучие водородные соединения											
* ЛАНТАНОИДЫ	58 Ce ЦЕРИЙ 140,12	59 Pr ПРАЗЕОДИМ 140,91	60 Nd НЕОДИМ 144,24	61 Pm ПРОМЕТИЙ [144,91]	62 Sm САМАРИЙ 150,36	63 Eu ЕВРОПИЙ 151,96	64 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 Tb ТЕРБИЙ 158,93	66 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,50	67 Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	68 Er ЭРБИЙ 167,26
** АКТИНОИДЫ	90 Th ТОРИЙ 232,04	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ [231,04]	92 U УРАН 238,03	93 Np НЕПТУНИЙ [237,05]	94 Pu ПЛУТОНИЙ [239,10]	95 Am АМЕРИЦИЙ [243,06]	96 Cm КЮРИЙ [247,07]	97 Bk БЕРКЛИЙ [247,07]	98 Cf КАЛИФОРНИЙ [251,08]	99 Es ЭЙНШТЕЙНИЙ [252,08]	100 Fm ФЕРМИЙ [257,01]

СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ

ЭЛЕМЕНТОВ								
VIIIb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
							(H)	² He ГЕЛИЙ 4,003
			5 B БОР 10,811	6 C УГЛЕРОД 12,011	7 N АЗОТ 14,007	8 O КИСЛОРОД 15,999	9 F ФТОР 18,998	10 Ne НЕОН 20,183
			13 Al АЛЮМИНИЙ 26,982	14 Si КРЕМНИЙ 28,086	15 P ФОСФОР 30,974	16 S СЕРА 32,064	17 Cl ХЛОР 35,453	18 Ar АРГОН 39,948
Ni 28 НИКЕЛЬ 58,69	Cu 29 МЕДЬ 63,55	Zn 30 ЦИНК 65,39	31 Ga ГАЛЛИЙ 69,72	32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,61	33 As МЫШЬЯК 74,92	34 Se СЕЛЕН 78,96	35 Br БРОМ 79,90	36 Kr КРИПТОН 83,80
Pd 46 ПАЛЛАДИЙ 106,42	Ag 47 СЕРЕБРО 107,87	Cd 48 КАДМИЙ 112,41	49 In ИНДИЙ 114,82	50 Sn ОЛОВО 118,71	51 Sb СУРЬМА 121,75	52 Te ТЕЛЛУР 127,60	53 I ИОД 126,90	54 Xe КСЕНОН 131,29
Pt 78 ПЛАТИНА 195,09	Au 79 ЗОЛОТО 196,97	Hg 80 РТУТЬ 200,59	81 Tl ТАЛЛИЙ 204,37	82 Pb СВИНЕЦ 207,19	83 Bi ВИСМУТ 208,98	84 Po ПОЛОНИЙ [208,98]	85 At АСТАТ [209,99]	86 Rn РАДОН [222,02]
Ds 110 ДАРМШТАДТИЙ [281]	Rg 111 РЕНТГЕНИЙ [280]	Cn 112 КОПЕРНИЦИЙ [285]	113 Nh НИХОНИЙ [284]	114 Fl ФЛЕРОВИЙ [289]	115 Mc МОСКОВИЙ [288]	116 Lv ЛИВЕРМОРИЙ [293]	117 Ts ТЕННЕСИН [294]	118 Og ОГАНЕССОН [294]
	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄
				RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR	
Tm 69 ТУЛИЙ 168,93	Yb 70 ИТТЕРБИЙ 173,04	Lu 71 ЛЮТЕЦИЙ 174,97	Символы металлов обозначены черным цветом, неметаллов — темно-коричневым, амфотерных элементов — светло-коричневым. Темносерым фоном выделены d-элементы, светлосерым — f-элементы.					
Md 101 МЕНДЕЛЕВИЙ [288,10]	No 102 НОБЕЛИЙ [289,10]	Lr 103 ЛОУРЕНСИЙ [261,11]						

Таблица 9. Растворимость кислот, оснований и солей в воде

АНИОНЫ	КАТИОНЫ																					
	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sr ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		Р	Р	Р	Р↑	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н	Н
F ⁻	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	Н	Р	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	М	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	М	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Р	Р
S ²⁻	Р↑	Р	Р	Р	Р	—	—	—	Н	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HS ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	Р↑	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	Н	?	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	?	?	?
HSO ₃ ⁻	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	—	Н	Р	Р	Р
HSO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	—	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	Н	?	?
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	Р	М	?	?	М	?	?	?	?	?
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HPO ₄ ²⁻	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	Н	?	?	?	?	?	?	?	?	М	Н	?
H ₂ PO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	?	?	?	?	Р	Р	?	—	?	?
CO ₃ ²⁻	Р↑	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	Н	?	Н	Н	Н	Н	Н	Н	?	Н	?	Н
HCO ₃ ⁻	Р↑	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—
SiO ₃ ²⁻	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	Н	?	?	?	?	Н	?	?	?	Н	?	?

Р — растворимо (больше 1 г на 100 г H₂O); М — малорастворимо (от 0,01 г до 1 г на 100 г H₂O); Н — практически нерастворимо (менее 0,01 г на 100 г H₂O); — — в водной среде разлагается; ? — нет достоверных сведений о существовании соединения; ↑ — разлагается с выделением газа, само — газ.

Descrierea CIP a Camerei Naționale a Cărții

Велишко, Надежда.

Химия: Учебник для 10 класса лицея: профили: реальный, гуманитарный, искусство, спорт / Надежда Велишко, Светлана Кудрицкая; перевод с румынского: Елена Михайлов; комиссия по оценке: Надежда Бозаджи [и др.]; редакторы-координаторы: Елена Михайлов, Татьяна Литвинова; Ministerul Educației, Culturii și Cercetării. – [Кишинэу]: Arc, 2020 (Tipogr. „Balacron“). – 284 p. : fig., tab.

Proprietate a Min. Educației, Culturii și Cercet. – 5800 ex.

ISBN 978-9975-0-0413-8.

54(075.3)

B 276

Editura ARC, str. G. Meniuc nr. 3, Chișinău ;
Tel. : (3732) 73-36-19, 73-53-29 ; fax : (3732) 73-36-23 ;
e-mail : info.edituraarc@gmail.com ; www.edituraarc.md

Imprimat la „Balacron“
com. nr. 827

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ											ЭЛЕМЕНТОВ																	
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII																					
I	1 H ВОДОРОД 1,008	2 He ГЕЛИЙ 4,003																											
II	3 Li ЛИТИЙ 6,939	4 Be БЕРИЛЛИЙ 9,012	5 B БОР 10,811	6 C УГЛЕРОД 12,011	7 N АЗОТ 14,007	8 O КИСЛОРОД 15,999	9 F ФТОР 18,998	10 Ne НЕОН 20,183																					
III	11 Na НАТРИЙ 22,990	12 Mg МАГНИЙ 24,312	13 Al АЛЮМИНИЙ 26,982	14 Si КРЕМНИЙ 28,086	15 P ФОСФОР 30,974	16 S СЕРА 32,064	17 Cl ХЛОР 35,453	18 Ar АРГОН 39,948																					
IV	19 K КАЛИЙ 39,10	20 Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	21 Sc СКАНДИЙ 44,96	22 Ti ТИТАН 47,88	23 V ВАНАДИЙ 50,94	24 Cr ХРОМ 52,00	25 Mn МАРГАНЕЦ 54,94	26 Fe ЖЕЛЕЗО 55,85	27 Co КОБАЛЬТ 58,93	28 Ni НИКЕЛЬ 58,69	29 Cu МЕДЬ 63,55	30 Zn ЦИНК 65,39	31 Ga ГАЛЛИЙ 69,72	32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,61	33 As МЫШЬЯК 74,92	34 Se СЕЛЕН 78,96	35 Br БРОМ 79,90	36 Kr КРИПТОН 83,80											
V	37 Rb РУБИДИЙ 85,47	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62	39 Y ИТРИЙ 88,91	40 Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	41 Nb НИОБИЙ 92,91	42 Mo МОЛИБДЕН 95,94	43 Tc ТЕХНЕЦИЙ 98,91	44 Ru РУТЕНИЙ 101,07	45 Rh РОДИЙ 102,91	46 Pd ПАЛЛАДИЙ 106,42	47 Ag СЕРЕБРО 107,87	48 Cd КАДМИЙ 112,41	49 In ИНДИЙ 114,82	50 Sn ОЛОВО 118,71	51 Sb СУРЬМА 121,75	52 Te ТЕЛЛУР 127,60	53 I ИОД 126,90	54 Xe КСЕНОН 131,29											
VI	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,91	56 Ba БАРИЙ 137,33	57 La ЛАНТАН 138,91	58 Ce ЦЕЗИЙ 137,33	59 Pr ПРАЗЕОДИЙ 140,91	60 Nd НЕОДИМ 144,24	61 Pm ПРОМЕТИЙ 144,91	62 Sm САМАРИЙ 150,36	63 Eu ЕВРОПИЙ 151,96	64 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 Tb ТЕРБИЙ 158,93	66 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,50	67 Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	68 Er ЭРБИЙ 167,26	69 Tm ТУЛИЙ 168,93	70 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	71 Lu ЛУТЕЦИЙ 174,97												
VI	79 Au ЗОЛОТО 196,97	80 Hg РУТУТЬ 200,59	81 Tl ТАЛЛИЙ 204,38	82 Pb СВИНЕЦ 207,19	83 Bi ВИСМУТ 208,98	84 Po ПОЛОНИЙ [209]	85 At АСТАТ [209,99]	86 Rn РАДОН [222,02]																					
10	87 Fr ФРАНЦИЙ [223,02]	88 Ra РАДИЙ [226,03]	89 Ac АКТИНИЙ [227,03]	90 Th ТОРИЙ [232,03]	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ [231,03]	92 U УРАН [238,03]	93 Np НЕПТУНИЙ [237,04]	94 Pu ПУЛТОНИЙ [244,06]	95 Am АМЕРИЦИЙ [243,06]	96 Cm КУРИЙ [247,07]	97 Bk БЕРКЛИЙ [247,07]	98 Cf КАЛИФОРНИЙ [251,08]	99 Es ЭЙНШТЕЙНИЙ [252,08]	100 Fm ФЕРМИЙ [257,10]	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258,10]	102 No НОБЕЛИЙ [259,10]	103 Lr ЛОУРЕНСИЙ [260,11]												
VII	111 Rg РЕНТГЕНИЙ [261,10]	112 Cn КОПЕРНИЦИЙ [261,10]	113 Nh НИХОНИЙ [261,10]	114 Fl ФЛЕГРОВИЙ [261,10]	115 Mc МОСКОВИЙ [261,10]	116 Lv ЛИВЕРМОРИЙ [261,10]	117 Ts ТЕННЕСИЙ [261,10]	118 Og ОГАНЕССОН [261,10]																					
Высшие оксиды	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	RO₂	HR	HR₃	RH₃	HR₂	HR	HR	HR	RO₇	RO₄													
Летучие водородные соединения	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	RO₂	HR	HR₃	RH₃	HR₂	HR	HR	HR	RO₇	RO₄													
* ЛАНТАНОИДЫ	58 Pr ПРАЗЕОДИЙ 140,91	59 Nd НЕОДИМ 144,24	60 Pm ПРОМЕТИЙ 144,91	61 Sm САМАРИЙ 150,36	62 Eu ЕВРОПИЙ 151,96	63 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	64 Tb ТЕРБИЙ 158,93	65 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,50	66 Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	67 Er ЭРБИЙ 167,26	68 Tm ТУЛИЙ 168,93	69 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	70 Lu ЛУТЕЦИЙ 174,97																
** АКТИНОИДЫ	88 Ra РАДИЙ [226,03]	89 Ac АКТИНИЙ [227,03]	90 Th ТОРИЙ [232,03]	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ [231,03]	92 U УРАН [238,03]	93 Np НЕПТУНИЙ [237,04]	94 Pu ПУЛТОНИЙ [244,06]	95 Am АМЕРИЦИЙ [243,06]	96 Cm КУРИЙ [247,07]	97 Bk БЕРКЛИЙ [247,07]	98 Cf КАЛИФОРНИЙ [251,08]	99 Es ЭЙНШТЕЙНИЙ [252,08]	100 Fm ФЕРМИЙ [257,10]	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258,10]	102 No НОБЕЛИЙ [259,10]	103 Lr ЛОУРЕНСИЙ [260,11]													

ISBN 978-9975-0-0413-8



9 789975 004138

Ряд относительной электроотрицательности химических элементов

F	O	N	Cl	Br	I	S	C	Se	P	H	As	B	Si	Al	Mg	Ca	Li	Na	K
4,0	3,5	3,0	3,0	2,8	2,5	2,5	2,5	2,4	2,1	2,1	2,0	2,0	1,8	1,5	1,2	1,0	1,0	0,9	0,8

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

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