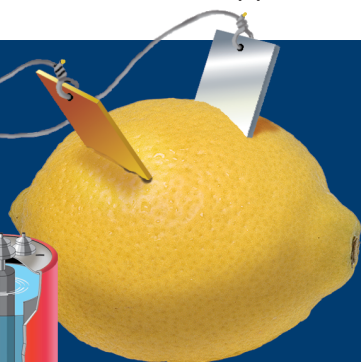
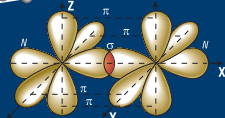
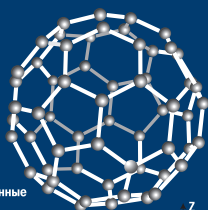
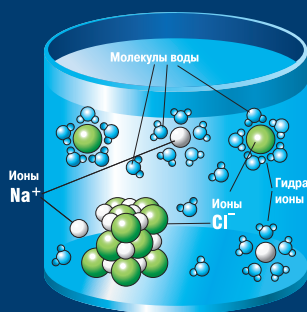




МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ МОЛДОВА



Химия 10 КЛАСС

Светлана Кудрицкая • Надежда Велишко



Издательство ARC



МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ МОЛДОВА

Светлана Кудрицкая • Надежда Велишко

ХИМИЯ

Учебник для 10 класса лицея

профили: реальный; гуманитарный, искусство, спорт

Выборочный перевод с румынского
Елены Михайлов



Издательство ARC

Manualul a fost aprobat prin Ordinul nr. 281 din 04 mai 2012 al Ministrului Educației al Republicii Moldova. Manualul este elaborat conform curriculumului modernizat la chimie, ediția 2010, și finanțat din resursele financiare ale Fondului special pentru manuale.

Acest manual este proprietatea Ministerului Educației al Republicii Moldova.

Școala				
Manualul nr.				
Anul de folosire	Numele de familie și prenumele elevului	Anul școlar	Aspectul manualului	
			la primire	la returnare
1.				
2.				
3.				
4.				
5.				

- Dirigintele clasei trebuie să controleze dacă numele elevului este scris corect.
- Elevul nu va face nici un fel de însemnări în manual.
- Aspectul manualului (la primire și la returnare) se va aprecia: *nou, bun, satisfăcător, nesatisfăcător.*

Comisia de evaluare: *Aurelian Gulea*, profesor universitar, dr. habilitat în chimie, membru corespondent al AȘM, șeful Catedrei de chimie anorganică și fizică, Universitatea de Stat din Moldova; *Anatolie Caraivan*, profesor, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Aleksandr Pușkin“ din Rezina; *Nina Șaptefrați*, profesoară, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Vasile Alecsandri“ din Chișinău

Recenzenți: *Maria Bîrcă*, conf. univ., dr. în chimie, Catedra de chimie anorganică și fizică a Universității de Stat din Moldova; *Constantin I. Ciobanu*, dr. habilitat în studiul artelor, Institutul Patrimoniului Cultural, Academia de Științe a Moldovei; *Ion Negură*, conf. univ., dr. în psihologie, șeful Catedrei de psihologie a Universității Pedagogice de Stat „Ion Creangă“ din Chișinău; *Victor Țapcov*, conf. univ., dr. în chimie, Universitatea de Stat din Moldova; *Elena Ungureanu*, dr. în filologie, Centrul de Lingvistică al Institutului de Filologie al Academiei de Științe a Moldovei

Redactor științific: *Tatiana Litvinova*, profesoară, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Titu Maiorescu“, Chișinău

Redactor: *Tamara Șmundeac*

Concepția grafică și coperta: *Mihai Bacinschi*

Desene: *Vitalie Stelea, Vladimir Melnic*

Tehnoredactor: *Marian Motrescu*

Toate drepturile asupra acestei ediții aparțin Editurii Arc.

© Editura Arc, 2012

© Svetlana Kudrițaia, Nadejda Velișco, 2012

ISBN 978-9975-61-687-4

СОДЕРЖАНИЕ

Глава I	Основные понятия и законы химии. Химические реакции	7
1.1.	Предмет химии	8
1.1.1.	Предмет химии	8
1.1.2.	Место химии в науках о природе	8
1.2.	Основные законы химии. Атомно-молекулярное учение	9
1.2.1.	Атомно-молекулярное учение	9
1.2.2.	Закон постоянства состава	11
1.2.3.	Закон сохранения массы	11
1.2.4.	Закон Авогадро	12
1.3.	Химический язык	16
1.3.1.	Химическая символика	16
1.3.2.	Химическая номенклатура	19
1.4.	Тепловые эффекты химических реакций	21
1.5.	Реакции быстрые и медленные. Реакции обратимые и необратимые	25
1.6.	Классификация химических реакций	28
	Основные понятия темы	30
Глава II	Строение атома и периодический закон	31
2.1.	Ядерная модель атома	32
*2.2.	Состояние электронов в атомах	37
2.3.	Строение электронных оболочек атомов	41
2.3.1.	Распределение электронов в атомах элементов I-IV периодов по энергетическим уровням	41
*2.3.2.	Электронные конфигурации атомов элементов I-IV периодов. Возможная валентность элементов	46
2.4.	Физический смысл периодического закона	55
2.5.	Периодическое изменение свойств элементов	57
2.6.	Значение периодического закона	62
	Основные понятия темы	66
	Тест	68
Глава III	Химическая связь и строение вещества	69
3.1.	Типы химической связи	70
3.2.	Ковалентная связь	70
3.2.1.	Образование ковалентной связи	70
3.2.2.	Кристаллические решетки. Строение и свойства веществ с ковалентной связью	75
*3.2.3.	Пространственное строение молекул с ковалентной связью	77
3.3.	Ионная связь	81
3.3.1.	Образование ионной связи	81
3.3.2.	Свойства ионов и веществ с ионной связью	82
*3.4.	Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи	86
3.5.	Водородная связь	87
3.6.	Металлическая связь	91
	Основные понятия темы	95
	Тест	96

Глава IV	Растворы. Электролитическая диссоциация	97
4.1.	Понятие о растворах	98
4.2.	Растворимость веществ	100
*	4.2.1. Зависимость растворимости от температуры	101
**	4.2.2. Коэффициент растворимости	102
4.3.	Способы количественного выражения состава растворов	105
4.3.1.	Массовая доля растворенного вещества в растворе	105
4.3.2.	Вычисление массы раствора и массы растворенного вещества по известному объему и плотности раствора, а также массовой доле растворенного в нем вещества	106
*4.3.3.	Молярная концентрация растворов	110
4.4.	Теория электролитической диссоциации	113
4.4.1.	Механизм электролитической диссоциации	113
4.4.2.	*Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты	114
4.4.3.	Диссоциация кислот	117
4.4.4.	Диссоциация оснований	119
4.4.5.	Диссоциация солей	121
4.5.	Диссоциация воды и реакция среды	123
4.6.	Взаимодействия в растворах электролитов	127
4.6.1.	Химические свойства кислот	127
4.6.2.	Химические свойства оснований	128
4.6.3.	Химические свойства оксидов	128
4.6.4.	Химические свойства солей	129
4.6.5.	Реакция нейтрализации	130
*4.7.	Гидролиз солей	133
*4.8.	Вычисления по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ дано в избытке	139
	Основные понятия темы	144
	Тест	146
Глава V	Окислительно-восстановительные процессы	147
5.1.	Сущность окислительно-восстановительных реакций	148
*5.2.	Метод электронного баланса	153
5.3.	Ряд напряжений металлов	156
*5.4.	Коррозия металлов и методы защиты от нее	157
5.4.1.	Сущность коррозии	157
5.4.2.	Виды коррозии	158
5.4.3.	Методы защиты от коррозии	159
*5.5.	Электролиз	160
5.5.1.	Сущность электролиза. Электролиз расплавов	160
5.5.2.	Электролиз водных растворов электролитов	160
5.5.3.	Применение электролиза	161
	Основные понятия темы	163
	Тест	164

Глава VI	Неметаллы	165
6.1.	Общая характеристика неметаллических элементов	166
6.2.	Простые вещества – неметаллы	169
	6.2.1. Строение и физические свойства неметаллов	169
	6.2.2. Получение неметаллов	173
	6.2.3. Химические свойства неметаллов	177
	6.2.4. Применение неметаллов	182
6.3.	Водородные соединения неметаллов	186
	6.3.1. Строение, физические свойства и применение	186
	6.3.2. Получение водородных соединений неметаллов	188
	6.3.3. Сравнительная характеристика химических свойств водородных соединений неметаллов	190
6.4.	Оксиды неметаллов и кислородсодержащие кислоты	196
	6.4.1. Классификация, номенклатура, физические свойства	196
	6.4.2. Получение оксидов неметаллов	196
	6.4.3. Химические свойства оксидов неметаллов	197
	6.4.4. Сравнительная характеристика химических свойств кислородсодержащих кислот	200
	6.4.5. Получение кислородсодержащих кислот	204
6.5.	Соли кислородсодержащих и бескислородных кислот	207
	6.5.1. Состав, строение и физические свойства солей	207
	6.5.2. Химические свойства солей	208
	6.5.3. Получение солей	211
	6.5.4. Применение солей	213
	Тест	217
Глава VII	Металлы	218
7.1.	Общая характеристика металлов	219
7.2.	Химические свойства металлов	220
*7.3.	Качественные реакции катионов металлов	224
7.4.	Получение металлов	225
7.5.	Химические элементы в биологических системах	227
7.6.	Оксиды и гидроксиды металлов	231
	Тест	235
Глава VIII	Значение и роль неорганических веществ для жизни и здоровья человека	236
8.1.	Генетическая связь между классами неорганических веществ	237
8.2.	Значение неорганических веществ и их роль	239
8.3.	Химия и защита окружающей среды	241
	Тест	245
	Приложения	247

Дорогие ученики!

Учебник химии для 10 класса проведет вас через лабиринты химии. Чтобы пройти эти лабиринты, учебник предлагает доступные подходы к темам, тесты для самоконтроля. Лабораторные опыты и практические работы введут вас в магический мир науки химии, а “Марафон знаний” удовлетворит вашу любознательность и будет способствовать вашей творческой активности.

Как пользоваться учебником



Дополнительные задания



Запомни важнейшие положения



Работаем вместе
Задания для работы в группе

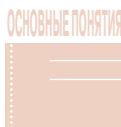


Марафон знаний
Углубленные и интересные знания, занимательные задания



ЗАКРЕПЛЕНИЕ
И ПРОВЕРКА

Закрепление и проверка.
Задания для закрепления знаний, отработки умений и самопроверки



Основные понятия
Словарь-справочник основных понятий темы

Учебник содержит материал со знаком *:

* – содержание обязательно только для реального профиля.

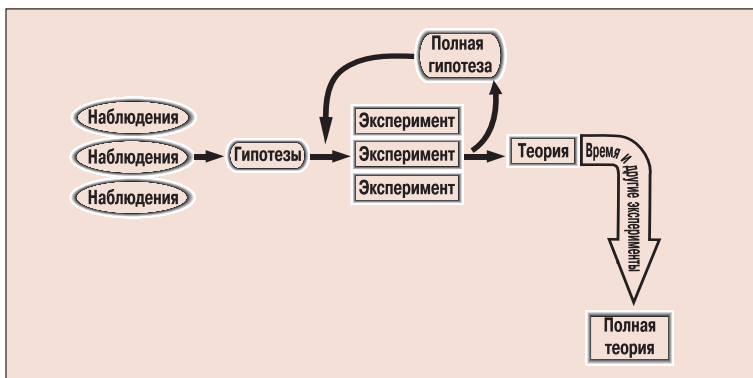
** – дополнительный материал, за рамками курикулума.

Без * – содержание обязательно для гуманитарного и реального профилей.

1 Основные понятия и законы химии. Химические реакции

После изучения этой главы ты будешь способен:

- описывать предмет химии;
- формулировать и правильно применять основные законы химии и химический язык;
- объяснять понятия:
 - атом, химический элемент, химический символ, относительная атомная масса, валентность, электроотрицательность, степень окисления;
 - молекула, химическая формула (молекулярная), относительная молекулярная масса, простое и сложное вещество;
 - количество вещества, масса, молярная масса, молярный объем, число Авогадро;
 - химическая реакция, химическое уравнение (молекулярное), реакции соединения, разложения, замещения, обмена;
 - экзотермическая реакция, эндотермическая реакция, тепловой эффект химической реакции, термохимические уравнения, реакции обратимые и необратимые, быстрые и медленные;
- аргументировать связь химии с другими науками (математика, физика, биология, география и др.);
- оценивать влияние химии на жизнь человека и окружающую среду; важность изучения химии.



1.1. Предмет химии

1.1.1. Предмет химии

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.

1.1.2. 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).

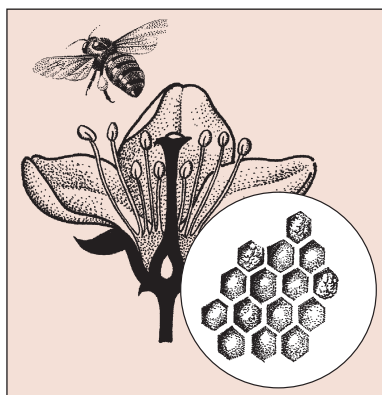


Рис. 1.1. **Биология** – это наука о жизни во всех ее проявлениях

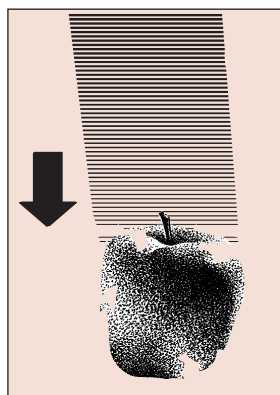


Рис. 1.2. **Физика** – это наука об основных законах природы

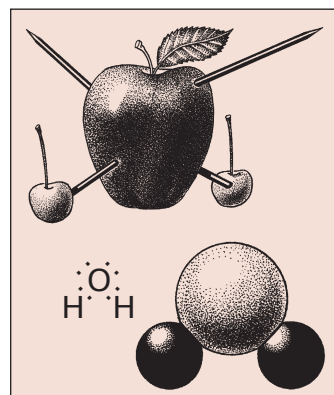


Рис. 1.3. **Химия** – это наука о строении, свойствах веществ и их превращениях

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

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 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.

Рассмотрим некоторые основные законы химии. Но прежде 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.

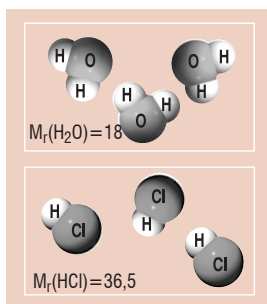
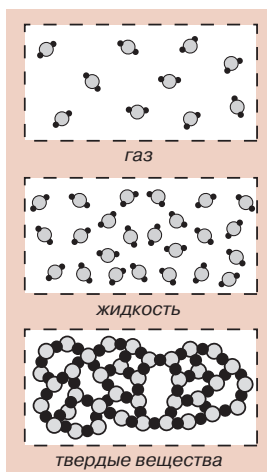
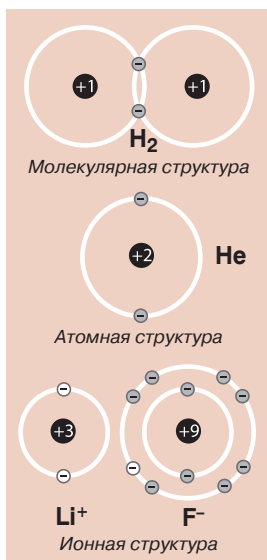


*Атом – мельчайшая химически неделимая частица вещества.
Химический элемент – это определенный вид атомов.*

1.2. Основные законы химии. Атомно-молекулярное учение

1.2.1. 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.

Мы познакомились с атомно-молекулярным учением и в дальнейшем рассмотрим законы химии, на основании которых проводят все расчеты для веществ, участвующих в реакции. Без этого была бы невозможна работа современных химических заводов, на которых производят вещества и материалы, необходимые человеку для жизни.

1.2.2. Закон постоянства состава

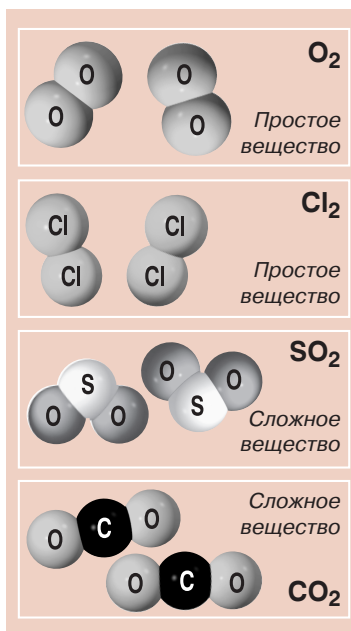
Этот закон установил в начале XIX века французский химик Жозеф Луи Пруст (1754–1826). Он выяснил, что все соединения содержат элементы в строго определенных весовых пропорциях, независимо от способа получения. Например, вода всегда содержит 1 весовую часть водорода и 8 весовых частей кислорода.

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 HO . 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.

1.2.3. Закон сохранения массы

Закон сохранения массы был открыт независимо друг от друга русским ученым Михаилом Васильевичем Ломоносовым в 1748–1756 гг. и французским хи-



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



Закон сохранения массы – это основа для составления химических уравнений.



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



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



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

миком 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.

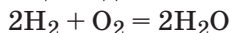
Масса всех веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе продуктов реакции.

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:



1.2.4. 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).

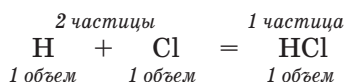
Это означает, что объем не зависит от состава частиц, а только от их числа. Объем определяется расстоянием между частицами, одинаковым для всех газов при одинаковых температуре и давлении, так как размеры частиц газа очень малы по сравнению с расстоянием между ними.

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.

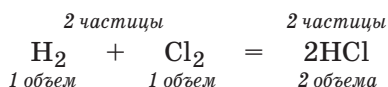
Авогадро предположил, что молекулы простых газообразных веществ состоят из двух атомов (H_2 , Cl_2 , O_2) и доказал это. Рассмотрим пример.

При реакции одного объема водорода и одного объ-

ема 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. 1.4).

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**.

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.

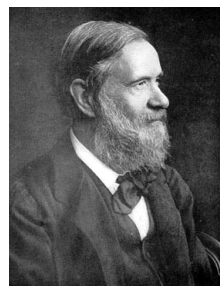
Молярный объем газа равен отношению объема газа при данных условиях к количеству вещества этого газа.

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

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

**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).



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

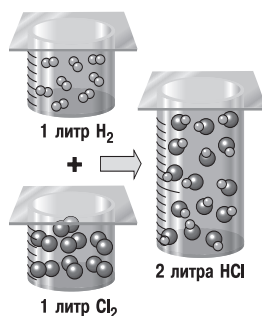


Рис. 1.4. Взаимодействие газов, состоящих из двухатомных молекул

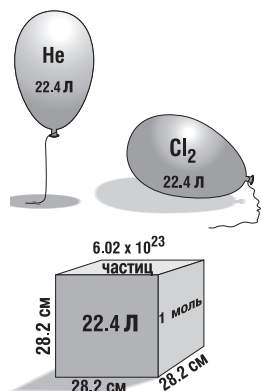


Рис. 1.5. Молярный объем газов (н.у.)



$$N = 6,02 \cdot 10^{23} -$$

число Авогадро.

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

– постоянная Авогадро.

$$v(x) = \frac{N(x)}{N_A}, \text{ моль} -$$

количество вещества.

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

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.



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

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:

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

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

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



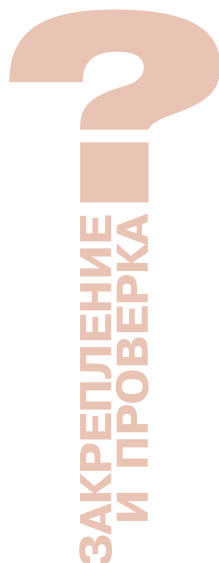
Марафон знаний

Интересно узнать, что у Ж. Пруста был очень серьезный соперник – тоже французский ученый Клод Луи Бертолле (1748–1822). 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 немолькулярного строения могут иметь переменный состав в зависимости от способа получения. Эти вещества были названы **бертоллидами**. Например, оксид железа (II) может иметь состав $Fe_{0,86}O$; $Fe_{0,9}O$; $Fe_{0,93}O$.

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, укажи, чем она отличается от прежней.
2. 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 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹;
*г) равно числу атомов изотопа углерода ¹²C в порции 12 г.
3. Определи, какие из указанных ниже физических величин являются молярными:
а) $M = \frac{m}{v}$ **б) $D_2 = \frac{M_r(1)}{M_r(2)}$ в) $V_m = \frac{V}{v}$ г) $v = \frac{N}{N_A}$
4. Объясни, для каких веществ объем равен 22,4 л, если взят 1 моль вещества:
а) кислород; б) вода; в) йод; г) углекислый газ
5. Различи, какая из записей обозначает и простое вещество, и химический элемент:
а) O⁻² б) O₂ в) Fe г) CO₂ д) Na
6. Вычисли массу:
а) H₂O б) CO₂ в) O₂ г) H₂,
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 SO₂ 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 H₂, O₂, SO₂, если масса каждого равна:
а) 128 г б) 6,4 г в) 32 г
12. Выбери правильные выражения:
а) химический элемент – это совокупность атомов с одинаковым числом протонов в ядре;
б) химические элементы существуют в форме простых веществ металлов и неметаллов;
в) все известные химические элементы получены искусственно;
г) число простых веществ больше числа элементов.



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



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.

Объясните, что означает химический знак для элемента 29 Периодической системы (ПС).



Химический знак (символ) элемента (Э) означает:

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

1.3. Химический язык

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.

1.2.1. Химическая символика

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 “С”. 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 элемент и один моль атомов.
3. Относительную атомную массу элемента.
4. Молярную массу простого одноатомного вещества.

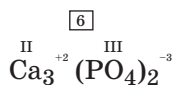
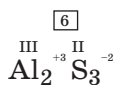
Например, для элемента железа химический знак Fe означает один атом железа, относительную атомную массу $A_r = 56$ и молярную массу простого вещества железа $M(Fe) = 56$ г/моль.

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 соединения 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 вещества составляется по валентности или степени окисления.



Химическая формула означает:

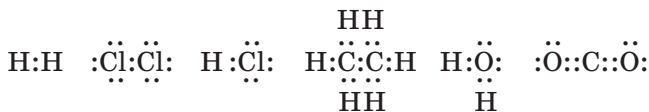
1. Международное обозначение вещества.
 2. Название вещества.
 3. Одну молекулу данного вещества.
 4. Один моль данного вещества.
 5. Качественный состав (из каких химических элементов состоит молекула).
 6. Количественный состав:
 - а) сколько атомов каждого элемента входит в состав молекулы;
 - б) 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 $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$.

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

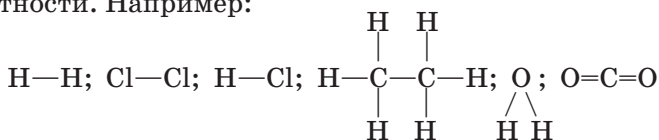
Мы уже знакомы с тем, что бывают различные виды химических формул. Вот некоторые из них.

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

Электронная формула показывает схематически образование связей в молекуле, например:



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



Химическая формула вещества (V) означает:

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



**Химические
формулы**

H_2 – молекулярная
формула

$H : H$ – электронная
формула

$H-H$ – графическая
(структурная)
формула

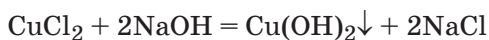
R_2O (Li_2O , Na_2O , K_2O)
– общая формула

Общая формула показывает состав класса или группы соединений.

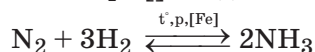
Например, оксиды элементов главной подгруппы I группы Li_2O ; Na_2O ; K_2O ; Rb_2O ; Cs_2O ; Fr_2O имеют общую формулу R_2O , а их гидроксиды $LiOH$; $NaOH$; KOH ; $RbOH$; $CsOH$; $FrOH$ — общую формулу $R-OH$.

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

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

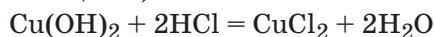


В химическом уравнении специальными стрелками обозначают вещества, выпадающие в осадок (\downarrow), и газообразные вещества (\uparrow), а также указывают условия реакции: нагревание (t°), повышенное давление (p), присутствие катализатора [] и т.д.:



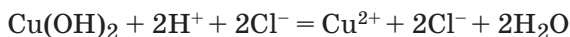
Мы знакомы с разными видами уравнений: *молекулярными, ионными, электронными, схематическими*.

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

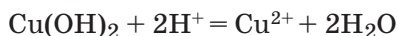


Полное ионное уравнение (ПИУ) включает в себя все частицы (молекулы, ионы), которые присутствуют в растворе при химической реакции. Составляется по принципу: “*В ионном виде записываются только сильные электролиты*”. Для каждого вещества выясняем два вопроса:

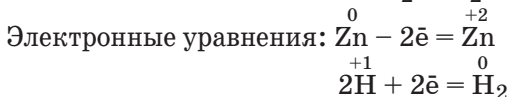
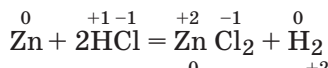
- 1) Растворимо или нет?
- 2) Сильный или слабый электролит?



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



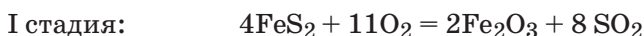
Электронные уравнения (ЭУ) показывают переходы электронов в окислительно-восстановительных реакциях:



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

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.

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

1.2.2. Химическая номенклатура

Химическая номенклатура включает в себя всю химическую терминологию, называет словами элементы, вещества, частицы, объединяет их в группы, обобщаемые терминами. Например, слово “оксиды” – термин, который обозначает сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород.

Номенклатура оксидов включает в себя название каждого оксида и разделение оксидов на основные, кислотные и амфотерные.

Названия и формулы веществ составляют по общепринятой системе, которая называется *систематической номенклатурой* или *номенклатурой ИЮПАК (Международного союза теоретической и прикладной химии)*. В основу систематических названий неорганических веществ положены названия элементов. Поэтому практически все простые вещества называются так же, как и химические элементы, их образующие. Например, золото, хлор и др.

При составлении названий сложных неорганических веществ к названию химического элемента добавляются суффиксы и приставки в соответствии с классом вещества.

Если элемент обладает переменной валентностью, то после названия элемента римской цифрой в скобках ука-



Сокращенные обозначения (аббревиатуры):

МУ – молекулярное уравнение;
ПИУ – полное ионное уравнение;
СИУ – сокращенное ионное уравнение;
ЭУ – электронное уравнение;
СУ – схематическое уравнение.



Валентность – это свойство атомов одного элемента соединяться с определенным числом атомов другого элемента.



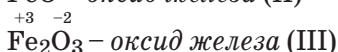
Электроотрицательность (ЭО) – это свойство атома данного элемента оттягивать на себя электроны от атомов других элементов.



Степень окисления – это формальный заряд, который приходится на один атом элемента, если допустить, что произошел полный переход электронов от элемента с меньшей ЭО к элементу с большей ЭО.

зывают его валентность. Например: FeCl_3 – хлорид железа (III). При составлении названия формулу сложного вещества условно разделяют на две составляющие части – электроположительную и электроотрицательную. При составлении формулы на первом месте записывают электроположительную часть, а затем электроотрицательную: HCl , NaCl (исключения – NH_3 , CH_4).

Название вещества читается справа налево – сначала электроотрицательная часть в именительном падеже, а затем электроположительная – в родительном. Например:



Мы применяем химический язык для того, чтобы кратко и точно обозначать и описывать вещества и процессы.



Марафон знаний

Еще 20-30 лет тому назад люди чистили зубы только зубным порошком.

Вот рецепт одного из видов зубного порошка:

– салол (органическое вещество, противовоспалительное средство) – 4 г

– соль фосфатная CaHPO_4 – 20 г

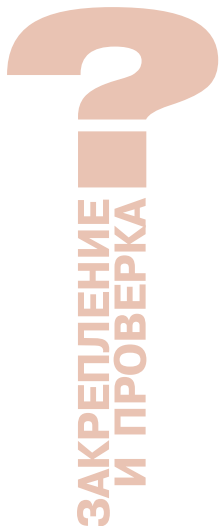
– очищенный мел CaCO_3 – 20 г

– 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.



1. Раздели (проклассифицируй) предложенные примеры на две группы – химические знаки и химические формулы:

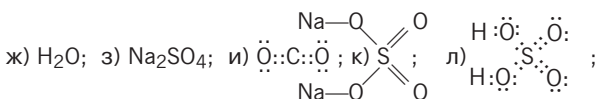
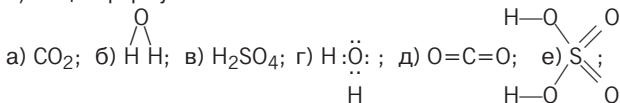
H_2 ; H ; C ; CO_2 ; O_2 ; Fe ; O ; Fe_2O_3 ; O_3 ; N ; NH_3 .

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) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Э}(\text{OH})_2$.

3. Выбери правильные утверждения:

а) химический элемент обозначается химическим символом;

б) химический элемент – это определенный вид атомов;

в) химический знак элемента калия Ca .

4. Выбери правильные выражения. Химический символ Cl обозначает:
а) одну молекулу хлора; б) один атом хлора;
в) химический элемент хлор; г) относительную атомную массу 35,5.
5. Выбери правильные выражения.
Химическая формула показывает:
а) качественный состав вещества;
б) международное обозначение вещества;
в) количественный состав вещества;
г) один моль вещества.
6. Классифицируй приведенные уравнения по известным типам реакций:
а) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$;
б) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$;
г) $\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 \uparrow$;
д) $\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$.
Подбери коэффициенты во всех примерах.
7. Составь формулы для следующих веществ:
а) оксиды и гидроксиды элементов главной подгруппы I группы;
б) водородные соединения галогенов;
в) водородные соединения неметаллов VI группы;
г) высшие оксиды и кислоты серы, селена, теллура;
д) всех солей одно-, двух- и трехвалентных металлов на основе таблицы растворимости.

Назови эти вещества. Укажи, в каких случаях есть отклонения от общих правил составления формул и названий.

1.4. Тепловые эффекты химических реакций

Химические реакции сопровождаются выделением или поглощением тепла или света.

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

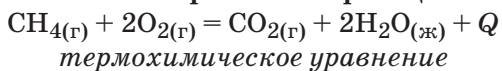
Реакции, идущие с поглощением теплоты или света (- Q), называются эндотермическими.

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

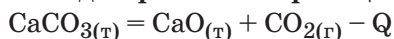
Покажите различие между эндо- и экзотермическими реакциями.

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

Экзотермическая реакция:



Эндотермическая реакция:



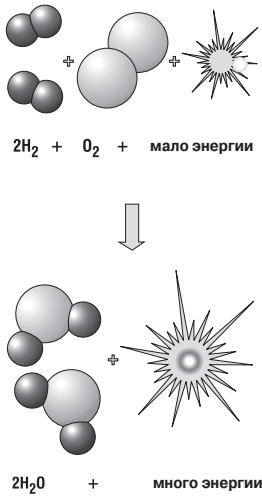
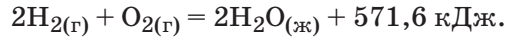


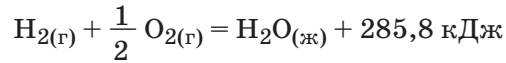
Рис. 1.6. Реакция соединения – экзотермическая реакция

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

В термохимических уравнениях для всех веществ указывают их агрегатное состояние. Так как в уравнениях реакций коэффициенты означают количество вещества, то в термохимических уравнениях допустимы дробные коэффициенты. Например:



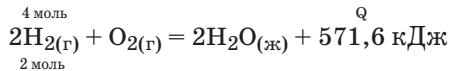
Эта запись означает, что при соединении водорода количеством 2 моль с кислородом количеством 1 моль выделяется 571,6 кДж теплоты. Запись



означает, что при соединении водорода количеством 1 моль с кислородом количеством 0,5 моль образуется вода количеством 1 моль и выделяется 285,8 кДж теплоты, то есть в два раза меньше, чем в первом уравнении. По термохимическим уравнениям можно проводить различные расчеты.

*I. Вычисление количества теплоты по количеству участвующего в реакции вещества

Пример 1. Вычислите количество теплоты, которое выделяется при сгорании водорода количеством 4 моль по реакции:



Логическая схема:

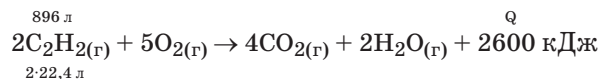
По уравнению: 2 моль H_2 – выделяется 571,6 кДж

По условию: 4 моль H_2 – Q

$$Q = \frac{4 \text{ моль} \cdot 571,6 \text{ кДж}}{2 \text{ моль}} = 1143,2 \text{ кДж}$$

*II. Вычисление количества теплоты по известному объему газа и тепловому эффекту реакции

Пример 2. Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании ацетилена объемом 896 л (н.у.) по уравнению:



Логическая схема:

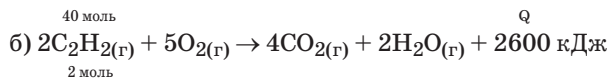
По уравнению: 44,8 л C_2H_2 – выделяется 2600 кДж

По условию: 896 л C_2H_2 – Q

$$Q = \frac{896 \text{ л} \cdot 2600 \text{ кДж}}{44,8 \text{ л}} = 52000 \text{ кДж}$$

Другим способом:

$$a) \nu(C_2H_2) = \frac{896 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 40 \text{ моль}$$



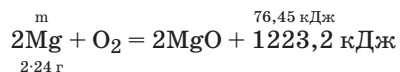
$$Q = \frac{40 \text{ моль} \cdot 2600 \text{ кДж}}{2 \text{ моль}} = 52000 \text{ кДж}$$

У этой реакции большой тепловой эффект, поэтому она применяется в ацетиленовых горелках для сварки и резки металлов.

Сравните различные методы решения задач.

*III. Вычисление количества вещества, массы или объема одного из реагирующих веществ или продуктов реакции по известному количеству теплоты

Пример 3. Вычислите массу магния, если при его сгорании в кислороде выделилось 76,45 кДж теплоты. Термохимическое уравнение реакции:

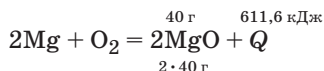


$$m(Mg) = \frac{48 \text{ г} \cdot 76,45 \text{ кДж}}{1223,2 \text{ кДж}} = 3 \text{ г}$$

Какие вычисления по уравнениям реакций можно сделать, если известен тепловой эффект реакции?

*IV. Вычисление теплового эффекта реакции по известному количеству вещества (массе, объему) и известному количеству теплоты

Пример. Вычислите тепловой эффект реакции горения магния в кислороде, если при образовании оксида магния массой 40 г выделилось 611,6 кДж теплоты. Термохимическое уравнение реакции:



Логическая схема:

По уравнению: 80 г MgO ... Q

По условию: 40 г MgO ... 611,6 кДж

$$Q = \frac{611,6 \text{ кДж} \cdot 80 \text{ г}}{40 \text{ г}} = 1223,2 \text{ кДж}$$

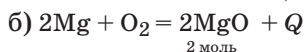
Термохимическое уравнение:



Другим способом:

$$\text{а) } \nu(\text{MgO}) = \frac{40 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 1 \text{ моль}$$

1 моль 611,6 кДж

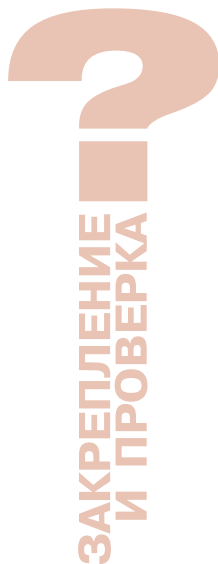


$$Q = \frac{611,6 \text{ кДж} \cdot 2 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 1223,2 \text{ кДж}$$



Выберите из колонок А, Б и В соответствующие пары

А	Б	В
I Экзотермическая реакция	1) Поглощение тепла	а) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 - Q$
II Эндотермическая реакция	2) Выделение тепла	б) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + Q$
		в) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + Q$
		г) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - Q$



1. Выбери правильные выражения.

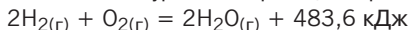
Реакция будет экзотермической, если:

- а) при разрыве химических связей в исходных веществах поглощается меньше энергии, чем выделится при образовании новых связей в продуктах реакции;
- б) это реакция соединения;
- в) это реакция разложения;
- г) это реакция нейтрализации.

2. Определи, какие реакции являются экзотермическими:

- а) получение оксида азота (II) из азота и кислорода;
- б) реакция нейтрализации;
- в) разложение карбонатов при прокаливании;
- г) получение аммиака из простых веществ.

- *3. Термохимическое уравнение реакции горения водорода:



Вычисли количество теплоты, которая выделится при образовании воды массой 180 г.

- *4. Вычисли тепловой эффект и составь термохимическое уравнение реакции сгорания метана, если при сжигании 100 л (н.у.) метана выделяется 3582 кДж теплоты.

- *5. При разложении карбоната кальция массой 50 г выделилось 90 кДж теплоты. Вычисли тепловой эффект реакции и составь термохимическое уравнение.

- *6. Вычисли тепловой эффект реакции образования оксида алюминия из простых веществ, если при окислении алюминия массой 27 г выделилось 838 кДж теплоты.

- *7. Составь термохимическое уравнение и вычисли теплоту, которая выделяется при сгорании угля массой 24 г, если тепловой эффект реакции 394 кДж.

1.5. Реакции быстрые и медленные. Реакции обратимые и необратимые

Кто из вас слышал и видел, как взрывается петарда? При взрыве за несколько секунд происходит очень быстрая химическая реакция. А как ржавеет железо, мы не можем видеть даже через несколько дней. Это медленная химическая реакция. Реакции по-разному “движутся” во времени, поэтому их характеризуют скоростью.

***Скорость химических реакций – это изменение числа молей вещества в одном литре газа или раствора в единицу времени.**

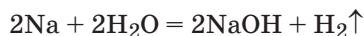
Это определение подходит для однородных систем (гомогенных). Для неоднородных (гетерогенных) систем скорость определяют изменением числа молей вещества на единицу поверхности соприкосновения в единицу времени. Скорость химических реакций можно изменять, то есть медленные реакции сделать быстрыми.

Скорость химической реакции в неоднородной системе тем больше, чем больше поверхность соприкосновения веществ. Если взять кусочек мрамора (CaCO_3) и порошок мела (CaCO_3) и долить к ним соляную кислоту, то реакция



в пробирке с порошком пройдет очень быстро – все “вскипает” (рис. 1.7).

Скорость химической реакции зависит также от природы реагирующих веществ. Кусочек натрия бегаёт по воде, и реакция



заканчивается очень быстро. Такой же кусочек железа тонет и лежит спокойно на дне стакана. Чтобы заставить железо реагировать с водой, надо взять его в виде порошка или мелкой стружки и нагреть воду. Только таким образом реакцию можно ускорить. Это один из способов получения водорода.

Скорость химической реакции зависит от температуры. Растворите ложечку пищевой соды NaHCO_3 в воде – и вы увидите пузырьки газа CO_2 . Нагрейте этот раствор и вы увидите, что газа выделяется гораздо больше. Реакция ускорилась при нагревании



Гомогенная система состоит из компонентов в одинаковом агрегатном состоянии, измельченных до молекул или ионов и распределенных равномерно между собой (воздух, раствор соли в воде).
Гетерогенная система состоит из двух или более компонентов, разделенных поверхностью раздела (газ – жидкость, твердое вещество – жидкость, газ – твердое вещество).

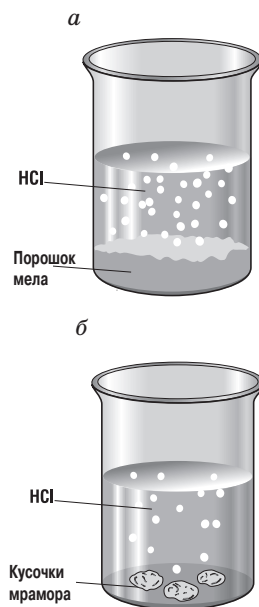


Рис. 1.7. Взаимодействие порошка мела (а) и кусочков мрамора (б) с соляной кислотой

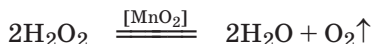
Скорость реакции зависит от числа молей вещества в одном литре раствора или газовой смеси. Например, вы хотите побыстрее снять накипь в эмалированном чайнике по реакции:



Вы нальете побольше кислоты в чайник, чтобы реакция прошла быстрее. Однако этот способ нельзя применять, если эмаль повреждена. Почему? В домашних условиях рекомендуется использование уксусной кислоты (уксуса).

Скорость химической реакции зависит от катализатора.

Катализатор означает “ускоритель”. Например, если налить в пробирку немного раствора пероксида водорода H_2O_2 (перекиси для обесцвечивания волос), то на стенках можно заметить образование пузырьков газа за счет реакции разложения:



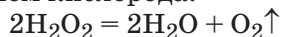
Если бросить в эту пробирку щепотку порошка оксида марганца (IV) MnO_2 , то жидкость в пробирке “вскипает” от мгновенно выделившегося кислорода. Реакция разложения резко ускоряется катализатором оксидом марганца (IV) MnO_2 .

В организме человека в сложных и быстрых химических реакциях участвуют около 30 000 биологических катализаторов-ферментов.

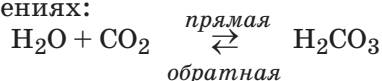
Таким образом, скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры, присутствия или отсутствия катализатора и числа молей (количества) вещества в единице объема.

Рассмотрим еще одну особенность химических реакций.

Реакция разложения пероксида водорода идет до конца с выделением кислорода:



Однако пероксид водорода из воды и кислорода не образуется. А вот реакция растворения углекислого газа в воде с образованием угольной кислоты идет сразу в двух направлениях:



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

Объясните, расходуется катализатор в реакции или нет.



Катализатор означает “ускоритель”.

Приведите примеры каталитических реакций в жизни.

Реакции, идущие одновременно в двух направлениях, называются обратимыми.

Вместо знака равенства (=) в них пишут знак обратимости (\rightleftharpoons).

В живых организмах происходит обратимая реакция связывания кислорода гемоглобином крови и отщепления кислорода. Так осуществляется перенос кислорода к тканям.

Составьте предложение, в котором логически связаны понятия: прямая реакция, обратная реакция.

■ Реакции, идущие до конца, называются необратимыми.

Например: $C + O_2 = CO_2$

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



Здесь прямая реакция – экзотермическая, а обратная – эндотермическая.

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. 1.8. Взаимодействие аммиака NH_3 с хлороводородом HCl

Выберите из колонок А и Б соответствующие друг другу пары:

А

1. Обратимая реакция
2. Необратимая реакция
3. Каталитическая реакция
4. Некаталитическая реакция
5. Экзотермическая
6. Эндотермическая
7. Быстрая
8. Медленная

Б

- а) $CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} CaO + CO_2 - Q$
- б) $KClO_3 \xrightarrow{t^\circ, [MnO_2]} KCl + O_2 \uparrow$
- в) $KMnO_4 \xrightarrow{t^\circ} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2 \uparrow$
- г) $SO_2 + O_2 \xrightleftharpoons{t^\circ, [V_2O_5]} SO_3 + Q$
- д) $N_2 + H_2 \xrightleftharpoons{t^\circ, [Fe]} NH_3 + Q$
- е) $CH_4 + O_2 \xrightarrow{t^\circ} CO_2 + H_2O + Q$
- ж) $H_2O_2 \xrightarrow{t^\circ} H_2O + O_2 \uparrow$
- з) $CaCO_3 + HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2 \uparrow$

Объясните ваш выбор. Могут ли конкретные химические реакции повторяться в разных парах. Почему? Уравняйте реакции.





- *1. Дай определение скорости химической реакции.
*2. Объясни на конкретных примерах, от чего зависит скорость химической реакции.
3. Дай определение и приведи примеры обратимых и необратимых реакций.
4. Выбери быстрые и медленные реакции:
- | А | Б |
|----------------------|---|
| 1. Быстрые реакции | а) взрыв пороха; |
| 2. Медленные реакции | б) окрашивание фенолфталеина в растворе щелочи; |
| | в) ржавление железа; |
| | г) взаимодействие железа с водой; |
| | д) взаимодействие натрия с водой. |
5. Объясни, в каком случае реакция цинка с соляной кислотой протекает быстрее:
а) с порошком цинка; б) с гранулами цинка.
6. Выбери правильные выражения.
Обратимая химическая реакция:
а) протекает в прямом и обратном направлении при одних и тех же условиях;
б) приводит к полному превращению исходных веществ в продукты реакции.

1.6. Классификация химических реакций

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



В гимназическом звене мы научились классифицировать химические реакции по разным признакам или принципам классификации: по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции, по изменению степени окисления элементов и т.д. В X-м классе вы познакомились и с другими принципами классификации химических реакций. В *табл. 1.1.* представлены принципы классификации, характеристики реакций и приведены конкретные примеры.

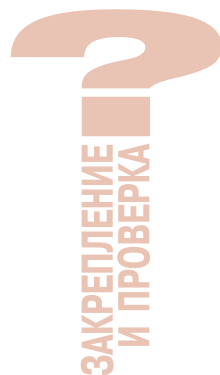
Таблица 1.1. Классификация химических реакций

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);	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} + \text{Q}$ $2\text{H}_2\text{O} \overset{t^\circ}{=} 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow - \text{Q}$

3. Изменение степени окисления элементов	а) окислительно-восстановительные; б) без изменения степени окисления;	$\begin{array}{c} 0 \quad 0 \quad +2 \quad -2 \\ 2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} \\ +1 \quad -2 \quad +1 \quad +1 \quad -1 \quad +1 \quad -2 \\ \text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \end{array}$
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).	$\text{N}_{2(\text{газ})} + 3\text{H}_{2(\text{газ})} \xrightleftharpoons{[\text{Fe}], t^\circ, p} 2\text{NH}_{3(\text{газ})}$ $2 \text{Mg}_{(\text{тв.})} + \text{O}_{2(\text{газ})} = 2\text{MgO}_{(\text{тв.})}$

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) $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$
 - в) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2 \uparrow$
 - б) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
 - г) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$

Охарактеризуй эту реакцию по всем принципам классификации.



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

- | | |
|--|---|
| А | Б |
| 1. $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow$ | а) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 2. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} \rightarrow$ | б) FeCl_3 |
| 3. $\text{Fe} + \dots \rightarrow$ | в) $\text{CuSO}_4 + \dots$ |
| 4. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$ | г) $\text{NaCl} + \dots$ |
| 5. $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$ | д) $\dots + \text{H}_2$ |
| 6. $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$ | е) $\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |

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

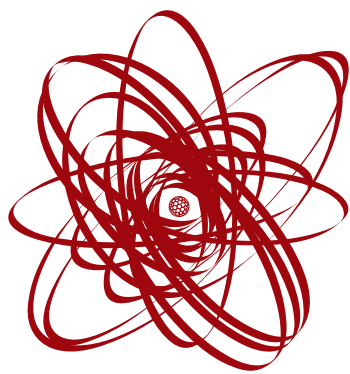


ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Основные понятия и законы химии. Химические реакции

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.
Прямая реакция	идет слева направо.
*Скорость химической реакции (СХР)	определяется изменением числа молей вещества в одном литре газа или раствора в единицу времени.
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.
Экзотермические реакции	– это реакции, идущие с выделением тепла (+ Q).
Эндотермические реакции	– это реакции, идущие с поглощением тепла (– Q).

(2) Строение атома и периодический закон



После изучения этой главы ты будешь способен:

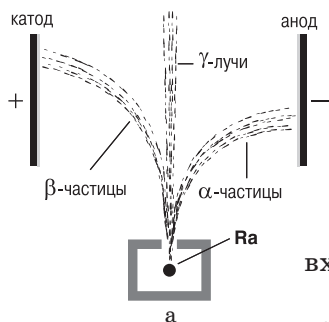
- объяснять понятия: *изотоп, ядро, протон, электрон, нейтрон; энергетический уровень, *подуровень, *орбиталь; возможная валентность, электроотрицательность, окислитель, восстановитель;
- представлять состав атома (протоны, нейтроны, электроны), строение электронных оболочек атомов с $Z = 1-36$ в Периодической системе (ПС) с помощью схем;
- объяснять периодический закон на основе теории строения атомов элементов;
- приводить примеры периодического изменения свойств элементов I-III периодов (металлические, неметаллические свойства) и их соединений (состав и кислотно-основной характер оксидов);
- *сравнивать периодические характеристики элементов главных подгрупп: а) электроотрицательность, металлические и неметаллические свойства, окислительные и восстановительные свойства (простых веществ); б) кислотно-основные свойства соединений (оксидов, гидроксидов);
- *представлять в виде схем электронные конфигурации атомов элементов с $Z = 1-36$ в Периодической системе (ПС), классифицировать элементы по их электронной структуре;
- характеризовать по алгоритму химические элементы I-IV периодов по их положению в Периодической системе;
- оценивать значение периодического закона и теории строения атома для объяснения и прогнозирования свойств веществ.



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

**Как бы вы посту-
пили на месте Анри
Беккереля: а) воз-
мутились бы по
поводу плохого ка-
чества фотопленки;
б) спокойно бы вы-
бросили пластинки и
забыли об этом; в)
сказали бы себе, что
здесь что-то не так и
попытались выяс-
нить причину?**

**Как, по-вашему, посту-
пил ученый? Найд-
ите в ПС радиоак-
тивные элементы.**



*Работа с
радиоактивными
веществами очень
опасна.*

2.1 Ядерная модель 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. 2.1а) 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.

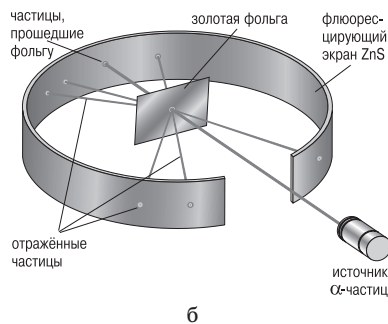


Рис. 2.1.
а – излучение радия в
электрическом поле;
б – схема опыта
Резерфорда

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).

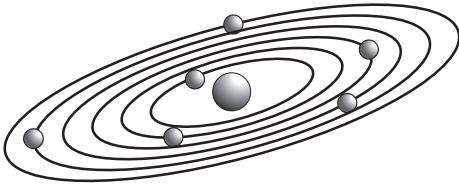
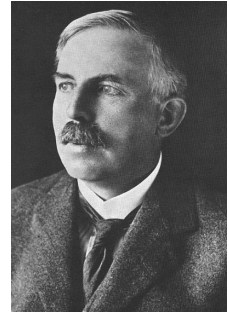


Рис. 2.2. Планетарная модель атома

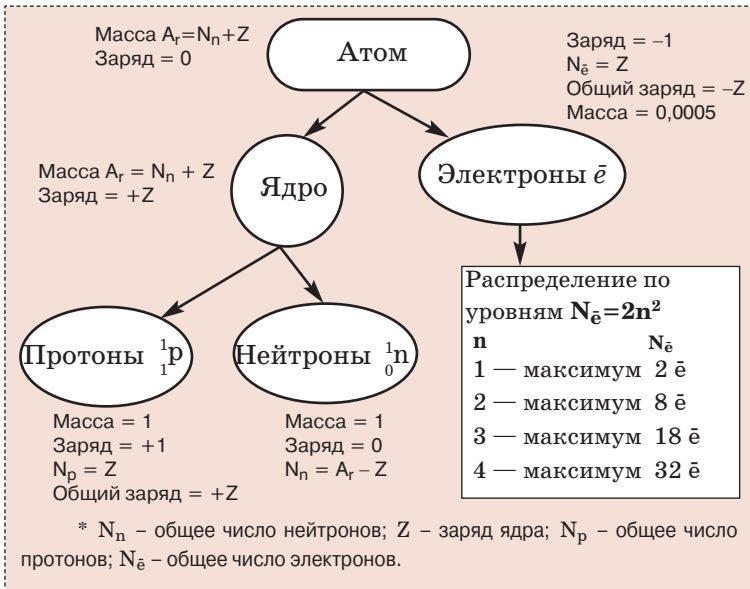
Ядро атома имеет положительный заряд Z , равный порядковому номеру элемента в Периодической системе. Масса атома сосредоточена в ядре. Поэтому для грубых расчетов массу ядра принимают округленной до целых относительной атомной массе (A_r). Например, гелий He имеет порядковый номер 2, заряд ядра $Z =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



Рис. 2.3. Изотопы хлора

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 $^{39}_{19}\text{K}$; $^{40}_{19}\text{K}$; $^{41}_{19}\text{K}$.

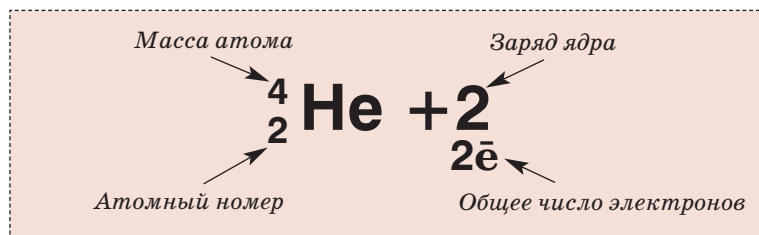
Зная о существовании изотопов, можно дать определение химическому элементу.

Химический элемент – это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Электрон – 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-

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.

Сравните понятия электронный слой и энергетический уровень.

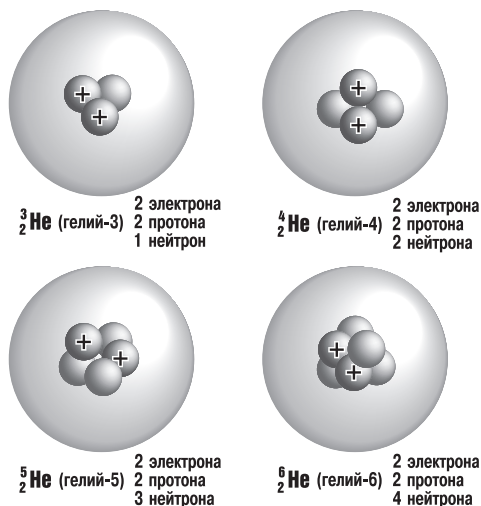
В одном слое электроны имеют близкую энергию, поэтому его называют *энергетическим уровнем*. Общее число электронов на уровне с номером n равно $2n^2$. Таким образом, на первом уровне максимально может быть два электрона ($2 \cdot 1^2$), на втором – восемь ($2 \cdot 2^2$), на третьем – восемнадцать ($2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

1 уровень – 2ē; 2 уровень – 8ē; 3 уровень – 18ē.

Первый уровень является ближайшим к ядру. Чем больше номер 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 бы достигать примерно 0,5 км.

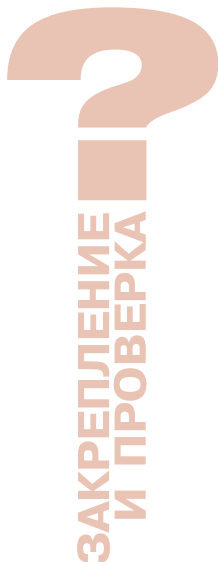




Марафон знаний

С помощью прометия, радиоактивного элемента, стало возможным создание крошечных 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!



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 ${}_{20}^{40}\text{X}; {}_{19}^{41}\text{X}; {}_{18}^{40}\text{X}; {}_{19}^{40}\text{X}; {}_{18}^{36}\text{X}; {}_{20}^{42}\text{X}$ 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:

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

$${}_{39}^{39}\text{K} - 93,1\%; \quad {}_{40}^{40}\text{K} - 0,02\%; \quad {}_{41}^{41}\text{K} - 6,88\%.$$
 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 этого задания.

*2.2. Состояние электронов в атомах

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.

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.

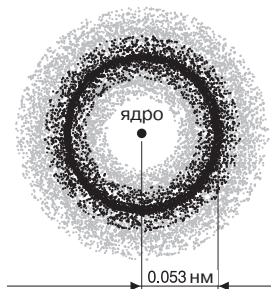


Рис. 2.5. Форма электронного облака (орбитали) в атоме водорода (разрез)

Энергетическая ячейка и орбиталь – это разные названия одного понятия – состояния электрона.

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 обозначенные p_x , p_y , p_z (рис. 2.8).

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

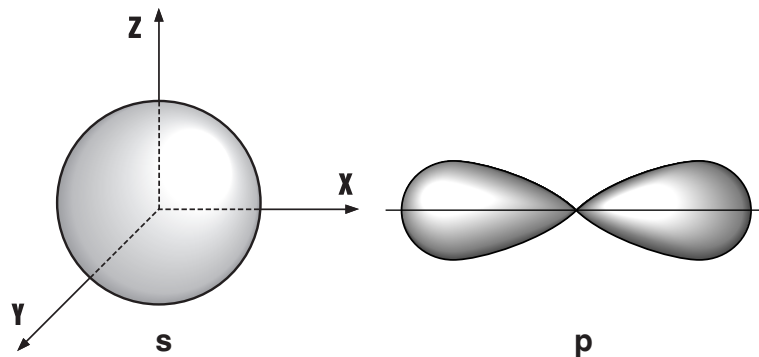


Рис. 2.6. Форма **s**-орбитали (**s**-электронного облака) и расположение ее в пространстве

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 ↑), а другой в противоположную (↓). 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).

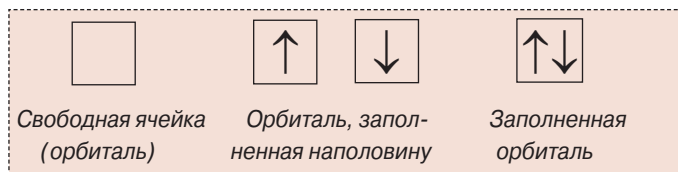


Рис. 2.9. Графическое представление энергетических ячеек (орбиталей)

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 электрона

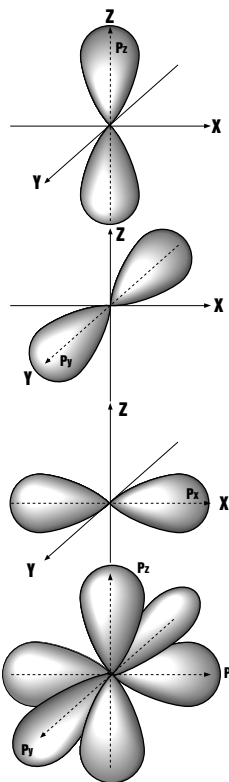


Число орбиталей (энергетических ячеек) на подуровне всегда нечетно:

$s - 1$ $p - 3$ $d - 5$

На одной орбитали может быть максимум два электрона.

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



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

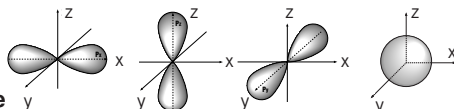
Обозначение орбитали

s

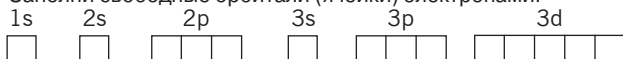
 p_x p_y p_z

Форма

орбитали и ее расположение в пространстве



4. Заполни свободные орбитали (ячейки) электронами:



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. Строение электронных оболочек атомов. Периодический закон

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.

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

Вы уже ознакомились раньше с распределением электронов в атомах элементов I–III периодов (табл. 2.1). Обобщим некоторые закономерности.



Число энергетических уровней в электронной оболочке атома равно номеру периода.

ЗАКРЕПЛЕНИЕ
И ПРОВЕРКА

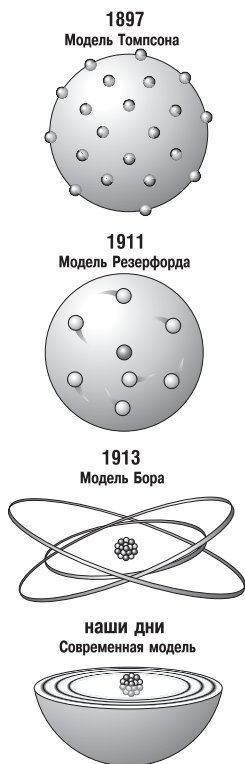


Рис. 2.11. Модели атомов

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

1. Число электронных энергетических уровней в атомах данного периода равно номеру периода.

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. $H (+1)$ и гелий 2. $He (+2)$.

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. $Li (+3)$ и заканчивается у неона 10. $Ne (+10)$ (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 $Na (+11)$, завершается также инертным газом аргоном $Ar (+18)$ 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 $K (+19)$ и кальция $Ca (+20)$ поступают на внешний четвертый уровень.

После того, как третий восьмиэлектронный уровень “прикрылся” двумя электронами четвертого уровня, продолжается заполнение третьего уровня до 18 электронов у десяти элементов от скандия $Sc (+21)$ до цинка $Zn (+30)$ (табл. 2.1).

У этих десяти элементов число электронов на внеш-

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

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

нем (четвертом) уровне равно двум^a, а на предпоследнем – от 9 до 18. Обратите внимание, что у меди Cu+29)))) на внешнем четвертом уровне оста-
2ē 8ē 18ē 1ē

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 внеш-
2ē 8ē 18ē 3ē

него четвертого уровня. На четвертом уровне максимум может быть 32 электрона (2 · 4²).

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.

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.

^a Отступления от этой закономерности в лице не рассматриваются.

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).

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

3. 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^{+6}).

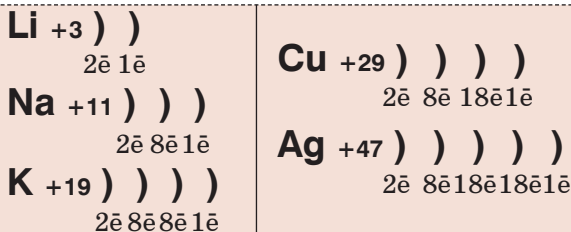
Следовательно, валентность и степень окисления элементов меняются периодически, то есть через определенное число элементов повторяются сходные значения степеней окисления и валентности. Например, у галогенов – элементов главной подгруппы седьмой группы (фтора, хлора, брома) – повторяется валентность 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:



Валентность и степень окисления элементов изменяются периодически.

Запомните причину периодического изменения свойств элементов.

У щелочных металлов сходно строение внешних ($1\bar{e}$) и предпоследних уровней ($8\bar{e}$), 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, проявляет сходство с щелочными металлами только в одном – она тоже может быть одновалентна и имеет на внешнем уровне один электрон. Этим объясняется то, что Менделеев поместил медь в одну группу с щелочными 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.

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.

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



Распределение электронов по энергетическим уровням определяют свойства элементов и их периодическое повторение.

Свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра или порядкового номера элемента.

Марафон знаний

Первый энергетический уровень обозначают буквой K, второй – буквой L. Эти обозначения ввел английский химик К. Беркли (С. 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.

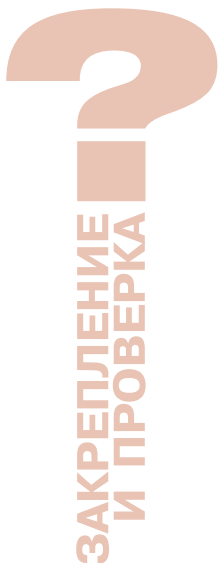
1. Установи соответствие между номером уровня и максимальным числом электронов на нем:

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.



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



- 2.2. У элементов главных подгрупп число электронов на внешнем 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 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.
- 2.5. 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.
- 2.6. 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.
- 2.7. 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.
- *3. Объясни, в чем заключается различие в формулировках периодического закона: современной и менделеевской.
4. Запиши электронные схемы атомов элементов IV периода. Оцени, какие элементы находятся в соответствии с элементами II и III периодов.
- *5. Масса железной пластинки, которую подержали в растворе сульфата меди, увеличилась на 0,8 г. Вычисли массу металла, осевшего на пластинке.
- *6. Желтая медная монета была опущена в раствор соли неизвестного металла. Через некоторое время пластинку вынули, высушили и взвесили. Оказалось, что ее масса увеличилась на 1,37 г. Определи неизвестный металл, если разность между его атомной массой и атомной массой меди составляет 137.

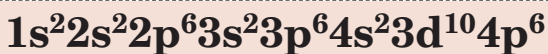
***2.3.2. Электронные конфигурации атомов элементов I-IV периодов.**

Возможная валентность элементов

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. Таким образом, для калия последним является четвертый энергетический уровень, хотя третий энергетический уровень еще не заполнен: $\text{K} + 19 \text{))))$
 $2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \ 1\bar{e}$

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

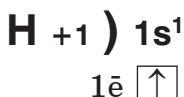
Распределение электронов по орбиталям в атомах элементов Периодической системы происходит в последовательности:



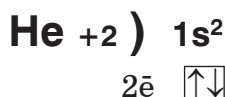
по мере увеличения энергии орбиталей (рис. 2.12).

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

1.



2.



H, He – это s-элементы.

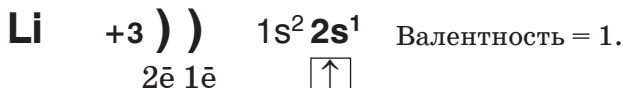
Поскольку на первом уровне (s-подуровне) не может быть больше двух электронов, то в первом периоде только два элемента.

Возможную валентность элемента можно оценить числом 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 $2p^6$.

3.



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.

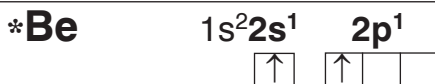
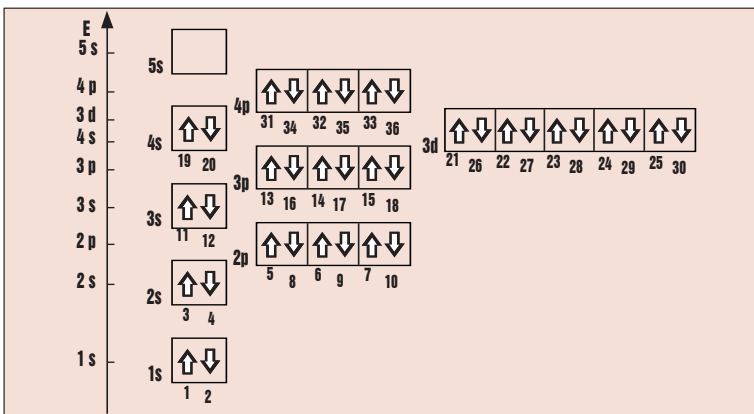
4.



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))



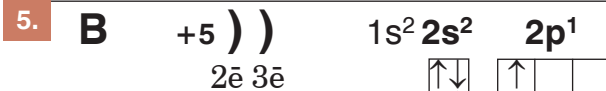
Возбужденное состояние

Два неспаренных электрона определяют возможную валентность 2.

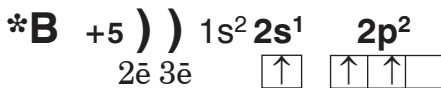
У бериллия есть свободные $2p$ -орбитали и один электрон из состояния $2s^2$ переходит на $2p$ -орбиталь.



Возбужденное состояние атома обозначается звездочкой у знака элемента.



Основное состояние атома



валентность = 3 Возбужденное состояние

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: $\uparrow\downarrow \square \square$; $\uparrow \downarrow \square \square$; $\downarrow \downarrow \square \square$

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

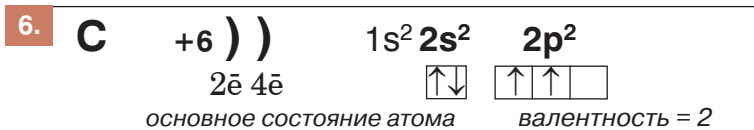
Как запомнить правильные варианты распределения? Для этого можно воспользоваться “правилом автобуса (троллейбуса)”: в пустом автобусе два незна-

комых 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.



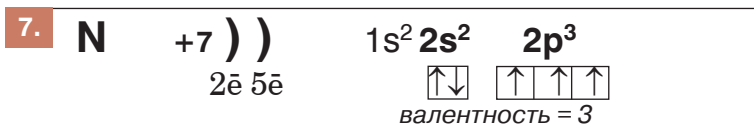
Валентность равна двум, например, в оксиде углерода (II)
 пп
 CO.

Объясните переменную валентность углерода.

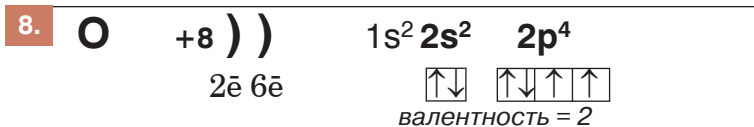


Валентность равна четырем за счет четырех неспаренных электронов.

Переменная валентность углерода объясняется возможностью распаривания электронов.



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



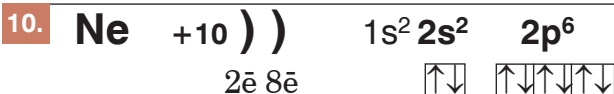
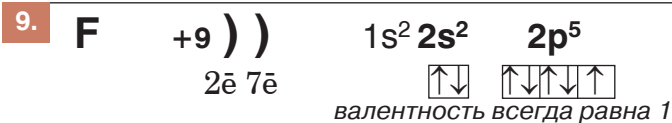
Четвертый электрон образует пару на p -орбитали, занятой одним электроном. Два неспаренных электрона атома кислорода определяют валентность, равную двум. Так как на втором уровне больше нет подуровней, то нет возможностей для распаривания электронов. Поэтому валентность “два” постоянна для кислорода.

Далее $2p$ -подуровень заполняется полностью:

Найдите причину постоянства валентности у кислорода и фтора.



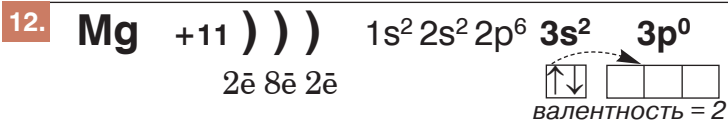
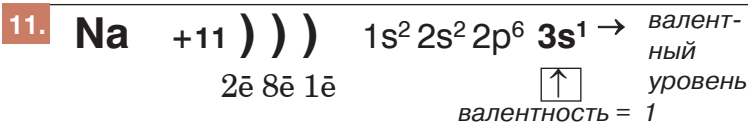
B, C, N, O, F, Ne – это p -элементы.



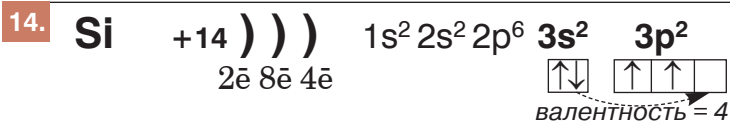
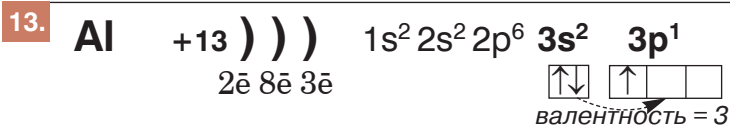
Na, Mg – это s-элементы.

На внешнем втором уровне восемь электронов – это инертный газ.

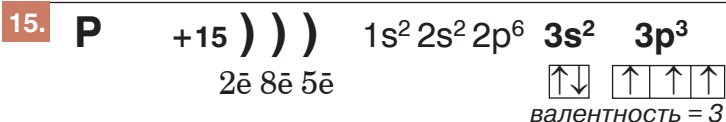
В третьем периоде, содержащем восемь элементов, заполняются только 3s- и 3p-подуровни до состояния $3s^2 3p^6$.



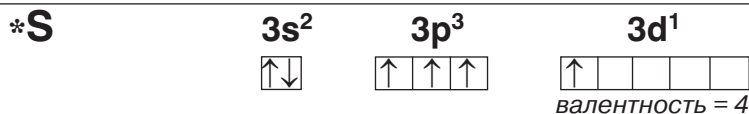
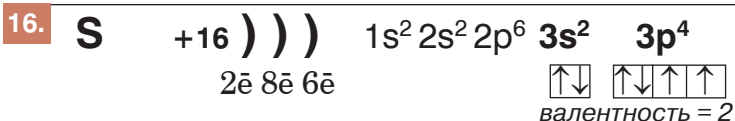
Рассмотрите, как меняется валентность у Na, Mg, Al, и соотнесите это с их электронной структурой.

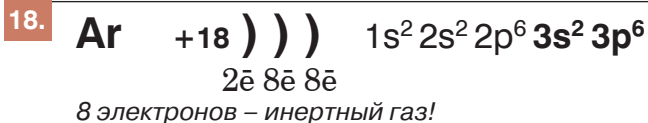
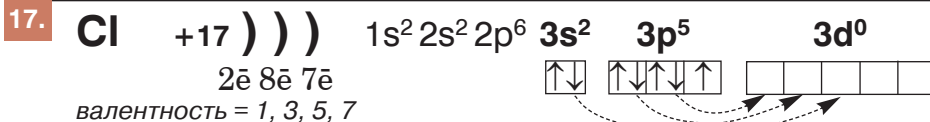
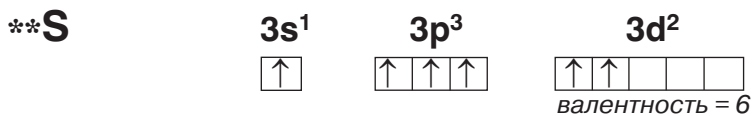


Al, Si, P, S, Cl, Ar – это p-элементы.



В возбужденном состоянии происходит распаривание электронной пары $3s^2$; один из электронов переходит на свободную 3d-орбиталь.

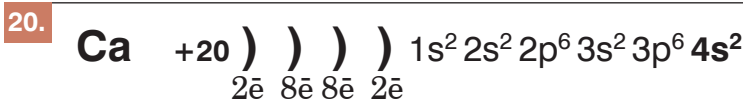
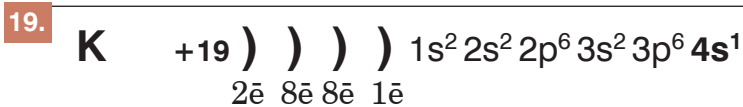




Бор В, алюминий Al, углерод С, кремний Si, азот N, фосфор P, кислород O, сера S, фтор F, хлор Cl, Ne – неон, аргон Ar – это *p*-элементы.

У элементов *четвертого периода* заполнение орбиталей происходит в следующем порядке: *4s3d4p* до состояний *4s²3d¹⁰4p⁶*.

Запишем электронные конфигурации элементов *IV периода*:



← Сравните комплектование подуровней *s*-элементов и *d*-элементов.

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

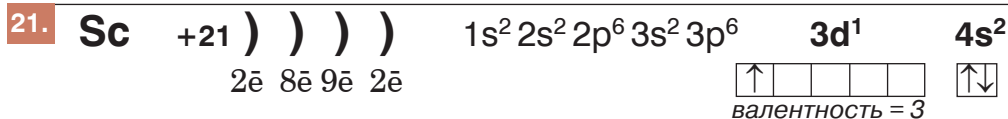
После того, как “поверх” третьего уровня расположился *4s²* подуровень, начинается дозаполнение третьего уровня до восемнадцати электронов. При этом электроны последовательно заполняют *3d* подуровень до *3d¹⁰* в десяти элементах.

Элементы, у которых заполняется *d*-подуровень, – это *d*-элементы.

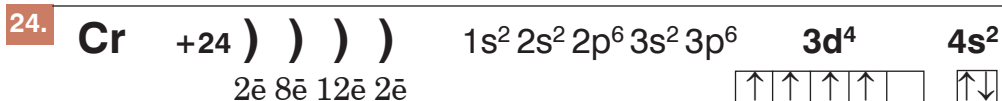
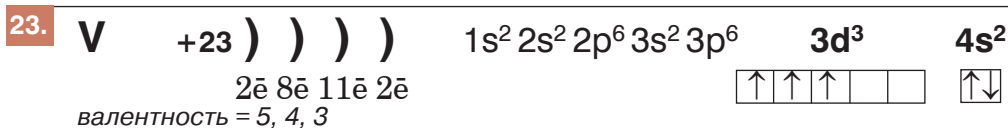
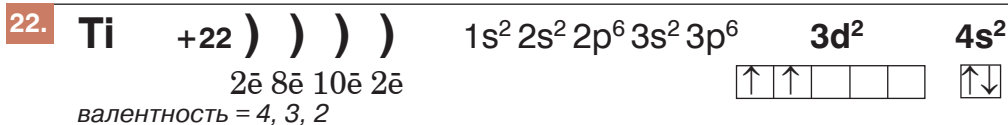
← Выберите в *IV* периоде *s*-элементы, *p*-элементы, *d*-элементы.

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

Валентные электроны располагаются на *3d¹4s²*-орбиталях.

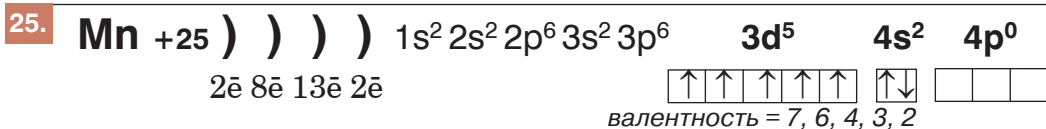
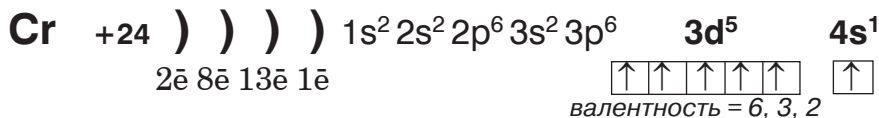


^а Электронную конфигурацию можно также записывать в порядке заполнения подуровней: Sc *1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²3d¹*.

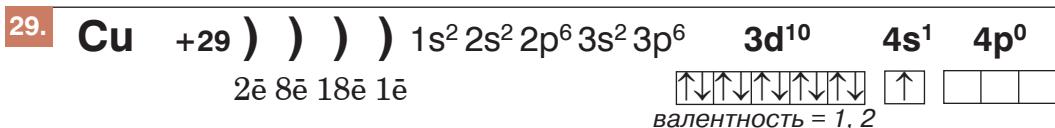
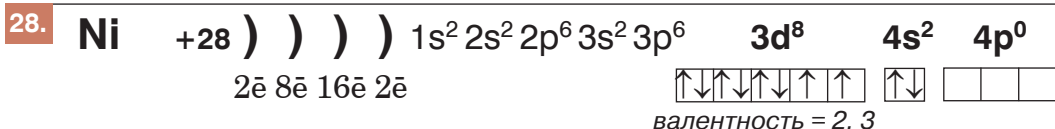
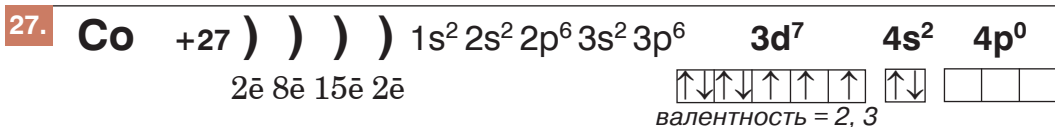
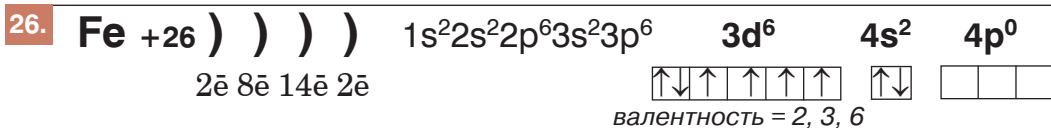


Объясните, как вы понимаете выражение “провал электрона”.

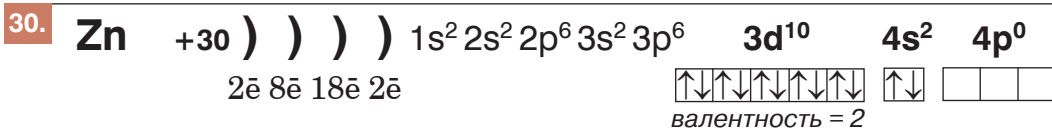
Однако для хрома устойчивым является состояние с заполненным наполовину *d*-подуровнем, а именно d^5 , за счет “провала” электрона с орбитали $4s^2$.



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



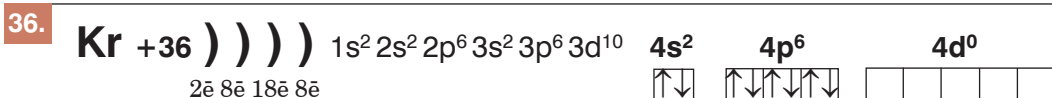
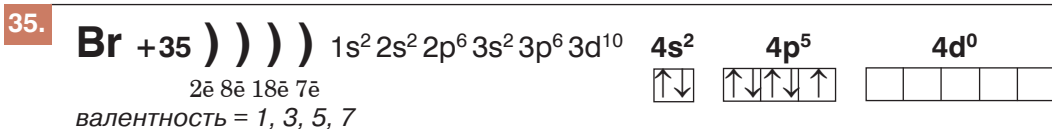
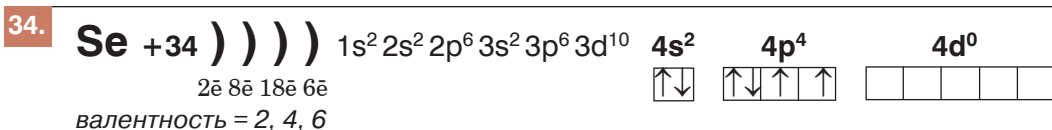
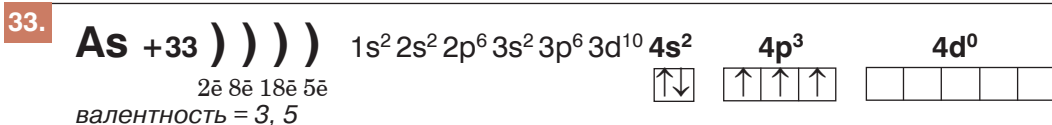
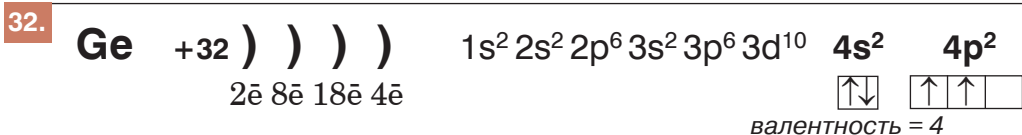
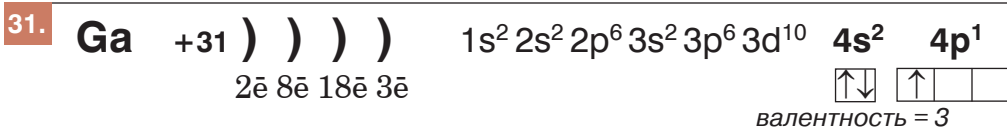
У меди Cu так же, как у хрома, происходит “провал” электрона с $4s^2$ на $3d^9$ -подуровень, потому что более устойчиво состояние $3d^{10}$.



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”.

Выведите, какие подгруппы – главные или побочные, начинаются с *3d*-элементов.

Дальше продолжается заполнение *4p*-подуровня четвертого уровня до шести электронов в состоянии $4p^6$ с общим числом внешних электронов, равным восьми ($4s^2 4p^6$). Запишем электронные конфигурации *p*-элементов четвертого периода.



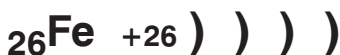
За счет распаривания электронов и перехода их на *4d*-подуровень криптон может иметь валентные электроны и образовывать химические связи, несмотря на то, что он относится к инертным газам.

Выведите 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.

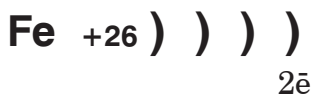


3. Определить число электронов на внешнем уровне:

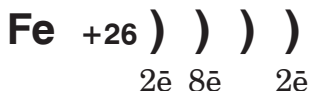
а) в главных подгруппах оно равно номеру группы;

б) в побочных подгруппах оно равно двум.

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

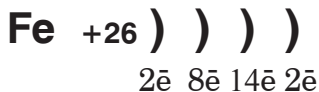


4. Указать число электронов на предыдущих заполненных уровнях, кроме предпоследнего.

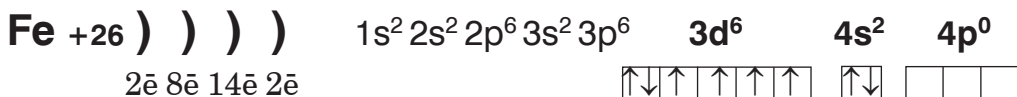


5. Вычислить число электронов на предпоследнем уровне:

$$26 - (2 + 8 + 2) = 14$$



6. Записать электронную конфигурацию атома железа.



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

2.4. Физический смысл периодического закона. Характеристика элемента по его положению в Периодической системе

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

Схема 2.2

Группы (главные подгруппы)	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Электронные конфигурации валентного (внешнего) уровня	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^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.

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

Табл. 2.3

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-й

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

5. Ar(S) = 32.

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

*е) S₍₊₁₆₎ 1s² 2s² 2p⁶ **3s² 3p⁴**. 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 \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.

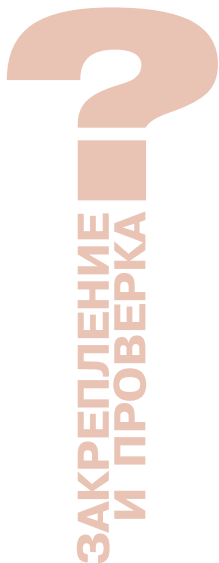
9. Неметалл.

10. S – сера.

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

*H₂SO₄ – серная кислота; сильная кислота.

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



- *1. Число неспаренных электронов для шестивалентной серы равно:
а) 2 б) 3 в) 6 г) 4
- *2. Два элемента, находящиеся 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
- *3. Укажи электронные конфигурации элементов, образующих высший оксид ЭO_3 :
а) $\dots 2s^2 2p^4$ б) $\dots 3s^2 3p^4$ в) $\dots 3s^2 3p^6$ г) $\dots 3d^5 4s^1$
4. Определи возможную валентность элементов:
а) Be б) C в) Al г) O д) F е) Cl ж) S
- *5. Выбери правильное расположение электронов на p -орбиталях для атома углерода:
C $1s^2 2s^2 2p^2$
а) $2s$ $2p$ б) $2s$ $2p$ в) $2s$ $2p$ г) $2s$ $2p$
 $\uparrow\downarrow$ $\downarrow\uparrow$ \square $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \square $\uparrow\downarrow$ $\downarrow\downarrow$ \square $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\uparrow$ \square
- *6. 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.
- *7. Составь упражнения по образцу заданий 2 и 6.
- *8. 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.
9. Составь и запиши электронные конфигурации элементов с номерами 19 и 29. Выдели валентные электроны, объясни возможную валентность элементов.
10. Вычисли массу соляной кислоты, необходимую для реакции с оксидом меди массой 8 г.
- *11. Оксид неизвестного двухвалентного металла массой 8 г реагирует с раствором соляной кислоты массой 50 г с массовой долей HCl 29,2%. Определи металл.
- *12. 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.
- *13. 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.

2.5. 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 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 элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра или порядкового номера элемента.

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 все сильнее притягиваются к ядру при переходе от элемента к элементу. В результате электронная оболочка стягивается и размеры атомов уменьшаются от начала к концу периода (табл. 1, приложение).

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 типичный металл, чем натрий. Объясните, почему.

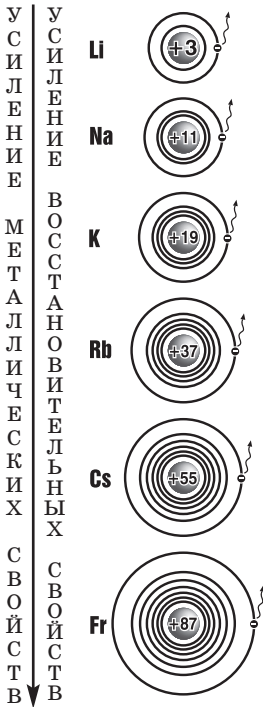


Рис. 2.13. Изменение размеров атомов и ионов, металлических и восстановительных свойств элементов главной подгруппы I группы

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

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. 2.14) 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

Рис. 2.14. Изменение размеров атомов и ионов, неметаллических и окислительных свойств элементов в главной подгруппе VII группы

– 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.

***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. 2.4). Самый электроотрицательный элемент – фтор.

В главных подгруппах неметаллические свойства и электроотрицательность уменьшаются.

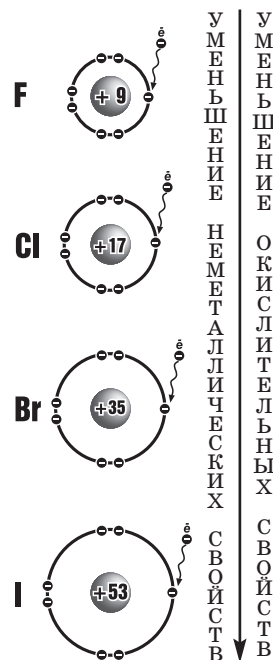


Таблица 2.4. Относительная электроотрицательность некоторых элементов

Группа \ Период	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb	VIIIb	VIIIb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	Vla	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

Формы и свойства оксидов и гидроксидов элементов данной подгруппы в высшей степени окисления часто совпадают. Это хорошо видно из таблицы 2.5.

Таблица 2.5. 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	основной	основной	амфотерный	кислотный или амфотерный	кислотный	кислотный	кислотный
Форма гидроксида	ЭOH	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 сильное 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

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 основания 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. 2.5.) происходит переход от сильных оснований через амфотерные к кислотам.

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

Встретились два основания В1 и В2, образованные элементами II группы, и заспорили, кто сильнее. В1 говорит: “я сильнее удерживаю группу OH, значит, я более сильное основание!”. Подберите в главной подгруппе II группы элементы, образующие такие основания, и помогите основанию В2 победить в споре.

Марафон знаний

Обозначения подуровней и орбиталей буквами *s*, *p*, *d*, *f* происходят от следующих английских слов:

s — *sharp* (резкий);

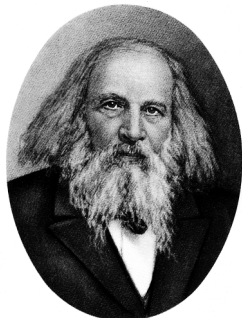
p — *principal* (главный);

d — *diffuse* (диффузный);

f — *fundamental* (фундаментальный).

1. Выбери неперIODические 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. Выбери ряд веществ, в котором возрастают их кислотные свойства:
а) H_2Te , H_2Se , H_2S , H_2O ; в) HI , HBr , HCl , HF ;
б) HF , HCl , HBr , HI ; г) H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te .
- *4. Определи, какие атомы или ионы имеют электронную конфигурацию $1s^22s^22p^6$:
а) Na^+ б) Ne в) F^- г) Ca^{2+}
- *5. Определи, какие ионы имеют электронную конфигурацию $1s^22s^22p^63s^23p^6$:
а) Ar б) K^+ в) S^{2-} г) Cl^-
6. Выбери ряды веществ, в которых возрастают основные свойства:
а) $LiOH$; $NaOH$; KOH ;
б) $Ba(OH)_2$, $Sr(OH)_2$; $Ca(OH)_2$;
в) $Ca(OH)_2$; $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$;
г) $Zn(OH)_2$, $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$.
- *7. Выстрой в порядке возрастания размеров:
а) атомы: S , P , F , O ; б) атомы: K , Mg , Na , Al
8. 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.
9. Выбери ряды оксидов, в которых наблюдается усиление основных свойств:
а) MgO , CaO , BaO ; в) Li_2O , Na_2O , K_2O ;
б) CO_2 , SiO_2 , GeO_2 ; г) BaO , SrO , MgO .
10. С ростом заряда ядра неметаллические и окислительные свойства в периодах:
а) усиливаются; б) ослабевают; в) не изменяются.
- *11. 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.
- *12. 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.





Д.И. Менделеев
(1834–1907),

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



Лотар Майер
(1830–1895),

немецкий химик. Разработал независимо от Менделеева критерии классификации химических элементов (декабрь 1869 г.).

2.6. 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 осознал, что им открыт всеобщий фундаментальный закон природы (*таб. 2.6*). 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.

Таблица 2.6. 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 ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅		
4. Гидроксиды	LiOH сильное основание	Be(OH) ₂ слабое амфотерное основание	H ₃ BO ₃ слабая кислота	H ₂ CO ₃ слабая кислота	HNO ₃ сильная кислота		
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 средняя 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

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 2.5* 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 ато-*

Таблица 2.5. 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

мов и вообще считать периодический закон новым, 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* (по-гречески – 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 оказалась 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 элемент и назвал его *менделевием*.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Строение атома и периодический закон

Атом	– мельчайшая частица, до которой дробится вещество при химических реакциях.
Валентность элементов	<p>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;</p> <p>*б) возможная валентность равна числу неспаренных электронов на валентном уровне. Например, сера может иметь валентность два</p> <p style="text-align: center;"> $S \quad 3s^2 \quad 3p^4$  два неспаренных электрона; </p> <p>четыре</p> <p style="text-align: center;"> $*S \quad 3s^2 \quad 3p^3 \quad 3d^1$  четыре неспаренных электрона; </p> <p>шесть</p> <p style="text-align: center;"> $*S \quad 3s^1 \quad 3p^3 \quad 3d^2$  шесть неспаренных электронов. </p>
Валентные электроны	<p>располагаются на последнем уровне у элементов главных подгрупп: $S \quad 2\bar{e}8\bar{e}6\bar{e}$; $*S \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;</p> <p>*на последнем и предпоследнем уровнях у элементов побочных подгрупп: $Cr \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$</p>
*Изотопы	– это атомы одного элемента с одинаковым зарядом ядра (Z), но различной массой за счет разного числа нейтронов.
*Максимальная емкость	<p>орбиталей, подуровней и уровней:</p> <p style="text-align: center;"> $1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2 \quad 3p^6 \quad 3d^{10}$  $2\bar{e} \quad 8\bar{e} \quad 18\bar{e} \quad N_{\bar{e}} = 2n^2$ </p>
Масса атома	равна сумме масс протонов и нейтронов (в относительных единицах или в атомных единицах массы) $A = Z + N$.
Нейтрон	– частица с зарядом 0 и относительной массой, равной 1. Число нейтронов в ядре $N_n = A - Z$.
*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  .
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.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

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): 16. S $(+16)$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^4$ <table style="margin-left: 40px;"> <tr> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↓↑</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↓↑</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↓↑↓↑↓</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↓</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↓↑↑</td> </tr> </table> <p style="text-align: center; margin-left: 40px;">основное состояние атома</p>	↓↑	↓↑	↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑↓↑↑
↓↑	↓↑	↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑↓↑↑		
Электронная схема	атома указывает распределение электронов по уровням, например: $16S^{+16}$))) 2ē 8ē 6ē					
*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 □ □ □ □ □					
*Энергетический подуровень	показывает распределение электронов по энергии внутри энергетического уровня. Число подуровней равно номеру уровня: I уровень – один подуровень (s) 1s II уровень – два подуровня (s, p) 2s2p III уровень – три подуровня (s, p, d) 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 образовано из протонов и нейтронов. Масса ядра равна относительной атомной массе, округленной до целых.					

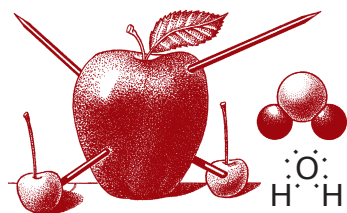


ТЕСТ

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) $75p \ 33n \ 75e$; в) $33p \ 42n \ 33e$;
 б) $33p \ 75n \ 33e$; г) $33p \ 42n \ 42e$.
- *IV.** Электронные конфигурации соответствуют элементам:
 Электронная конфигурация Химический знак элемента
 а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; _____
 б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; _____
 в) $1s^2 2s^1$. _____
- 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:
 А.1 Б.2 В.3 Г.4 Д.5 Е.6
- *IX.** Максимальное число электронов на 2p-подуровне равно:
 а) $1\bar{e}$ б) $2\bar{e}$ в) $6\bar{e}$ г) $8\bar{e}$
- X.** Частица, у которой 18 электронов и 16 протонов, имеет заряд, равный:
 а) +18; б) -18; в) +2; г) -2

(3) Химическая связь и строение вещества



После изучения этой главы ты будешь способен:

- объяснять понятия: химическая связь, ковалентная связь, ковалентная неполярная связь, ковалентная полярная связь, ионная связь, металлическая связь, водородная связь; одинарная, двойная, тройная связь, * σ - и π -связь, *донорно-акцепторная связь; молекулярная, атомная, ионная, металлическая кристаллическая решетка;
- представлять графически способы образования химической связи в различных веществах;
- *определять типы кристаллических решеток для веществ с разным типом химической связи;
- *устанавливать взаимосвязи между свойствами веществ и типом химической связи, типом кристаллической решетки;
- оценивать значение атомно-молекулярного учения для понимания явлений в окружающем мире.

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.

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.

3.2. Ковалентная связь

3.2.1. Образование ковалентной связи

Вспомним общие положения и рассмотрим конкретные примеры.

Химическая связь за счет общей пары электронов называется ковалентной.

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:

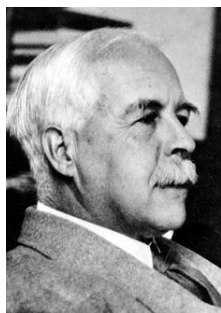
Элемент	F	O	N	Cl	Br	S	C	I	P	H	Mg	Li	Na	K
ЭО	4,0	3,5	3,0	3,0	2,8	2,5	2,5	2,5	2,1	2,2	1,2	1,0	0,9	0,8

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.

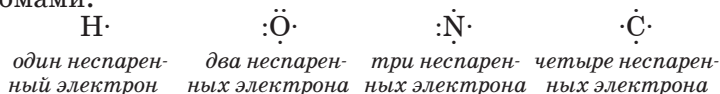


Гилберт Льюис (1875-1946),
 американский химик.
 Профессор Университета Беркли (Калифорния).
 Автор теории ковалентной связи (1916).



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):

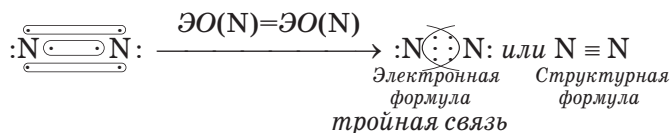
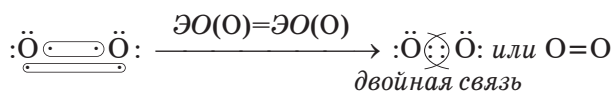
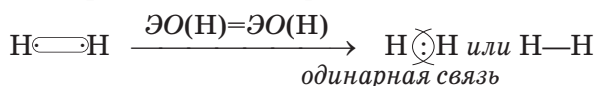
а) вспомним, что каждый атом дает по одному неспаренному электрону на образование общей пары;

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.

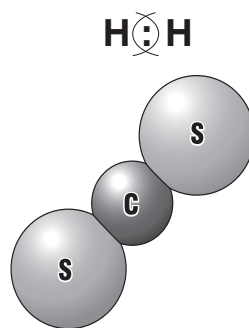
Электронные схемы образования молекул H_2 , O_2 , N_2 :



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.

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



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

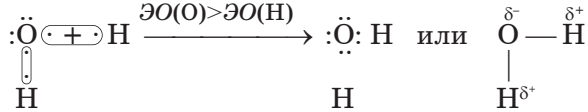
Рис. 3.1. Неполярная ковалентная связь

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

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

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.

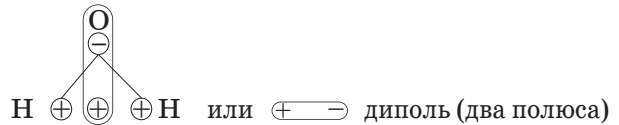
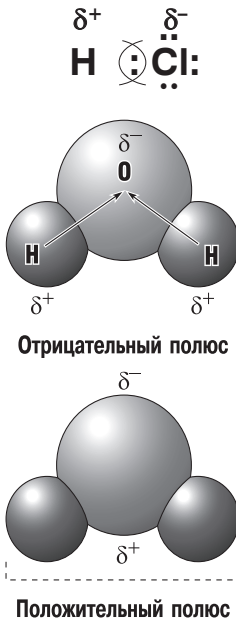
В молекуле воды H_2O образуются полярные ковалентные связи:



валентность (H)=1; валентность (O)=2

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.

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



Какова валентность элементов в соединениях?

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

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

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

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

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

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

Рис. 3.2. Ковалентная полярная связь и полярные молекулы

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 $N \equiv N$ 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 $H-F$; $H-Cl$; $H-I$ размеры атомов галогенов увеличиваются, поэтому длина связи тоже увеличивается. Энергия связи и устойчивость молекул в этом случае уменьшаются от фтора к йоду.

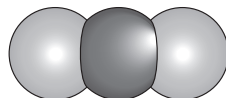


Рис. 3.3. Полярная ковалентная связь – неполярная молекула CO_2



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ №1*

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, отметьте их специфические физические свойства.

Оформите наблюдения в таблице:

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. Уберите рабочее место. Вымойте пробирки.

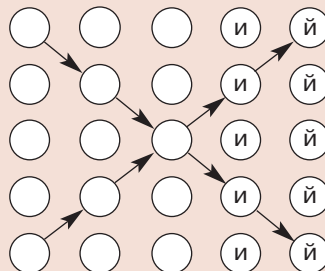


Марафон знаний

Семь химических элементов

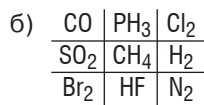
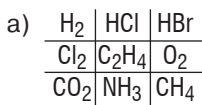
Расшифруйте «пазлы»: напишите по горизонтали названия металлов и одного неметалла таким образом, чтобы по диагонали можно было прочитать название еще двух металлов.

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



Найдите выигрышный путь, который составляют молекулы:

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



ЗАКРЕПЛЕНИЕ
И ПРОВЕРКА

- Сформулируй определения:
 - ковалентной связи;
 - электроотрицательности;
 - ковалентной неполярной связи;
 - ковалентной полярной связи.
 - Объясни образование химических связей в молекулах:
 - H₂, H₂O;
 - Cl₂, HCl;
 - N₂, NH₃;
 - O₂, CO₂;
 - **CH₄, C₂H₄, C₂H₂.
 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 H_2SO_4 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?

3.2.2. Кристаллические решетки. Строение и 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. 3.4).

Такие же решетки образуют вещества с полярными и малополярными ковалентными связями: $\text{H}_2\text{O}_{(\text{лед})}$, HCl (твердый) при низких температурах, парафин (для свечей).



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

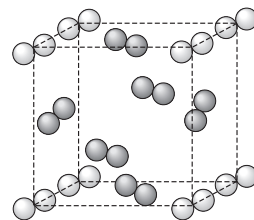
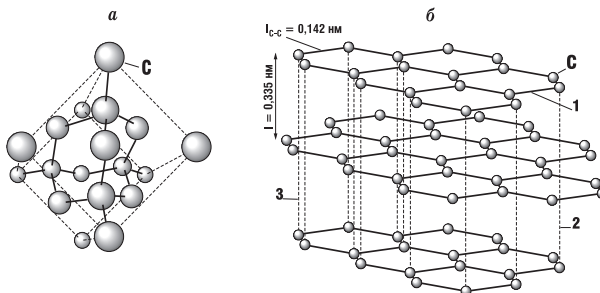


Рис. 3.4. Молекулярная кристаллическая решетка

Рис. 3.5. Атомные кристаллические решетки (*a* – алмаз, *б* – графит)



Пятно йода на ткани легко удаляется при..., потому что йод имеет молекулярную кристаллическую решетку.

Общие свойства веществ с молекулярными кристаллическими решетками таковы: 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. *Кристаллические решетки с ковалентной связью называют атомными.* Например, в алмазе (рис. 3.5, *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, гер-

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.	алмаз, графит, кремний, карбиды SiC, Fe ₃ C и др.

маний, 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).

Общие свойства веществ с атомными кристаллическими решетками:

- очень твердые вещества;
- температуры плавления очень высоки. Например, графит (рис. 3.5, б) плавится при 3700°C, карбид тантала – при 3800°C.

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

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

1. Сформулируй определения: кристаллической решетки; атомной кристаллической решетки; молекулярной кристаллической решетки.
2. Объясни, какие свойства проявляют вещества с атомной решеткой:
 - а) нелетучие;
 - в) легколетучие;
 - б) очень прочные;
 - г) твердые.
3. Определи тип кристаллической решетки в веществах:
 - а) алмаз;
 - в) лед;
 - б) S₈.
- **4. Вычисли массовую долю воды в кристаллогидратах:
 - а) CuSO₄ · 5H₂O;
 - б) FeSO₄ · 7H₂O.
- **5. Массовая доля воды в кристаллогидрате Na₂CO₃ · xH₂O равна 62,94%. Определи x.
- **6. Составь и реши задачи, используя условия из задания 4.



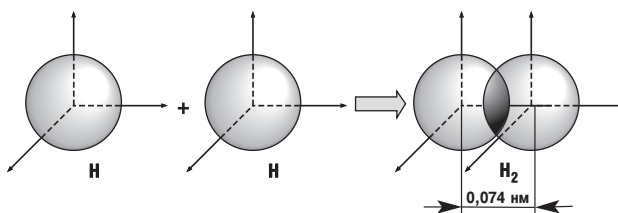
*3.2.3. Пространственное строение молекул с ковалентной связью

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.

1. Молекула водорода. У атома водорода $\text{H}^{\oplus 1} \underset{\uparrow}{1s^1}$

один неспаренный s-электрон, имеющий облако сферической формы.

Рис. 3.6. Образование молекулы водорода



При сближении атомов водорода образуется молекула водорода H_2 . При этом оказывается, что расстояние между ядрами меньше, чем сумма радиусов атомов ($0,074 \text{ нм} < 0,053 \text{ нм} + 0,053 \text{ нм}$). 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. 3.6).

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.

2. Молекула хлороводорода

У атома хлора Cl $(+17) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ один не-

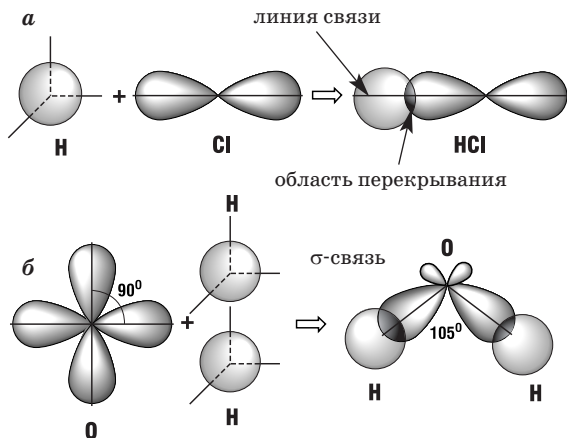


спаренный p -электрон с облаком в форме гантели ∞ . При сближении атомов водорода и хлора происходит **перекрывание s - и p -электронных облаков (орбиталей)** (рис. 3.7, а).

Ядра атомов водорода и хлора сильно притягиваются к области перекрывания с повышенной электронной плотностью, которая смещена к более электроотрицательному атому хлора. Какова форма образовавшихся молекул водорода и хлороводорода? Обе молекулы линейны.

Почему два одинаковых атома водорода объединяются в молекулу?

Рис. 3.7. Образование молекул: а – хлороводорода; б – воды



3. 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. 3.7, б).

Таким образом, молекула воды имеет угловую форму.

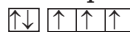
Рассмотрим еще раз рисунки, на которых показано перекрывание электронных облаков (рис. 3.8).

Назовем линию, соединяющую центры атомов линией связи.

Во всех трех случаях произошло перекрывание s - s , s - p , p - p вдоль линии связи (рис. 3.8, а – в).

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

4. Молекула азота. У атома 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. 3.8 и 3.9, 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. 3.9, б) с образованием двух π -связей.

Ковалентная связь, образованная при перекрывании электронных облаков вне линии связи, 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.

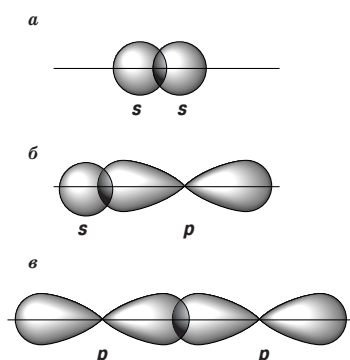


Рис. 3.8. Образование σ -связей при перекрывании орбиталей: а) s - s ; б) s - p ; в) p - p

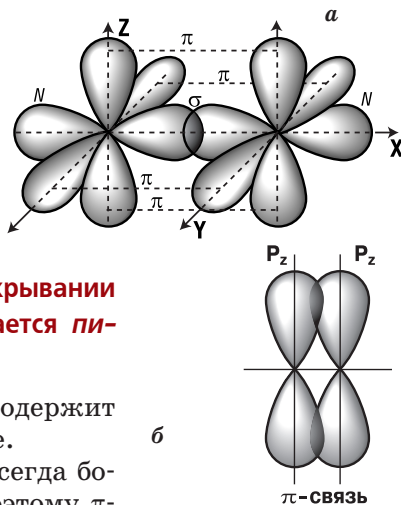


Рис. 3.9. Образование молекулы азота (а); π -связь (б)



σ -связь – связь, образованная при перекрывании электронных облаков вдоль линии связи.
 π -связь – связь, образованная при перекрывании электронных облаков вне линии связи.



ЗАКРЕПЛЕНИЕ
И ПРОВЕРКА

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 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.

- Выбери выражения, характеризующие σ -связь:
 - область перекрывания электронных облаков по линии, соединяющей центры атомов;
 - область перекрывания электронных облаков вне линии связи;
 - σ -связь прочнее, чем π -связь;
 - возможно вращение атомов вокруг линии связи.
- Выбери выражения, характеризующие π -связь:
 - это способ перекрывания электронных облаков;
 - область перекрывания по линии связи;
 - область перекрывания вне линии связи;
 - приводит к появлению в молекуле кратной связи;
 - π -связь разрывается легче, чем σ -связь.
- Выбери правильные выражения.
 В молекуле с кратной связью:
 - существует σ -связь;
 - присутствует одна или две π -связи;
 - возможно вращение атомов вокруг двойной или тройной связи;
 - невозможно вращение атомов вокруг двойной или тройной связи;
 - в целом кратная связь прочнее, чем простая;
 - **е) длина кратной связи меньше, чем длина простой.
- Выбери молекулы, в которых есть π -связь:

а) CO_2 б) O_2 в) N_2 г) H_2 д) H_2O
- Валентный угол \angle НОН в молекуле воды равен:

а) 180° б) 90° в) 105° г) 120°

Аргументируй ответ.
- Выбери линейные молекулы:

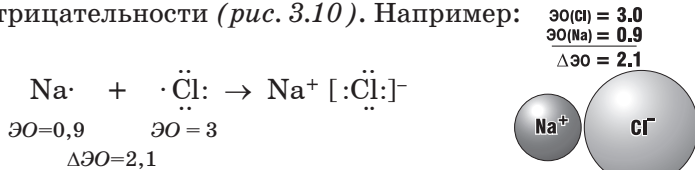
а) HCl б) CO_2 в) H_2O г) N_2

7. Вычисли количество вещества H_2SO_4 , если ее масса равна:
а) 9,8 г; б) 4,9 г; в) 196 г.
8. Вычисли количество вещества H_2SO_4 в одном литре раствора, если в 5 л раствора масса H_2SO_4 равна:
а) 196 г; б) 392 г; в) 49 г; г) 98 г.
9. 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.
10. 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.

3.3. Ионная связь

3.3.1. Образование ионной связи

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



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

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

Если вещество находится в парообразном состоянии, то ионы соединяются в отдельные молекулы с ионной связью. Если пары переходят в твердое состояние, то отдельные молекулы перестают существовать и образуется ионный кристалл – огромная “молекула” $Na_n Cl_n$ (рис. 3.11).

Кристаллические решетки, в узлах которых находятся ионы, называются ионными решетками.

В ионном кристалле каждый ион взаимодействует со своими “соседями”, потому что силовое поле каждого иона распределено равномерно вокруг него.

Взаимодействие двух ионов не приводит к полной нейтрализации (компенсации) зарядов. Поэтому каждый ион стремится окружить себя возможно большим числом ионов противоположного знака.

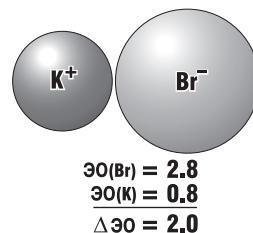
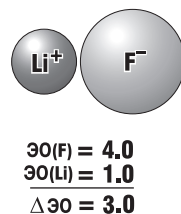


Рис. 3.10. Образование ионной связи

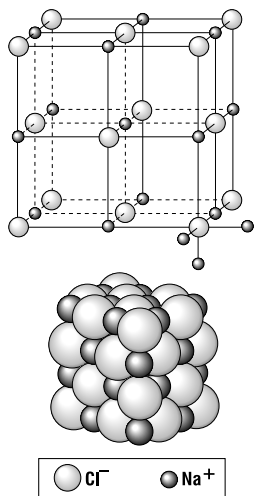


Рис. 3.11. Ионная кристаллическая решетка

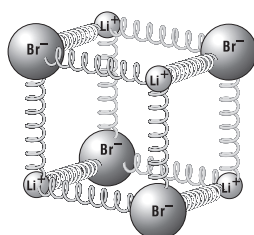
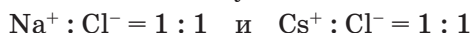


Рис. 3.12. Взаимодействие ионов

**Предложите
учителю показать
вам опыт.**

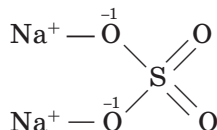
В зависимости от размеров ионов это число может быть разным. Например, ион натрия Na^+ окружает себя на ближайшем расстоянии шестью ионами хлора (Cl^-), а больший по размерам ион цезия (Cs^+) – восемью ионами хлора.

Однако соотношение числа положительных и отрицательных ионов соответствует валентности и равно:



Поэтому формулы ионных соединений записывают так же, как и молекулярных: NaCl ; CsCl и т.д.

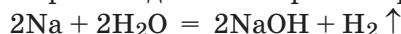
Ионная связь образуется не только между щелочными металлами и галогенами. В некоторых оксидах, например $\text{Ca}^{2+} \text{O}^{2-}$, $\text{K}_2^+ \text{O}^{2-}$, $\text{Na}_2^+ \text{O}^{2-}$, связь также преимущественно ионная. В гидроксидах щелочных металлов ионной является связь между атомами металла и кислорода. Например, в гидроксиде натрия NaOH связь $\text{O}-\text{H}$ ковалентная полярная, а связь $\text{Na}^+ \text{O}^{2-}$ – ионная, а в целом вещество состоит из простых ионов Na^+ и сложных гидроксид-ионов OH^- . В солях кислородсодержащих кислот, например в сульфате натрия Na_2SO_4 :



связи Na^+ и O^{2-} – ионные, а все связи серы с кислородом ковалентные, поэтому в целом вещество построено из ионов Na^+ и сложных ионов SO_4^{2-} .

3.3.2. 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 “бегает” по воде, подгоняемый газообразным водородом, который выделяется при этой реакции:



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 $\left. \begin{array}{l}))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 1\bar{e} \end{array} \right\}$	Na ⁺ $\left. \begin{array}{l}))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array} \right\}$
K $\left. \begin{array}{l})))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \ 1\bar{e} \end{array} \right\}$	K ⁺ $\left. \begin{array}{l})))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array} \right\}$
Mg $\left. \begin{array}{l}))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 2\bar{e} \end{array} \right\}$	Mg ²⁺ $\left. \begin{array}{l}))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array} \right\}$
Ca $\left. \begin{array}{l})))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \ 2\bar{e} \end{array} \right\}$	Ca ²⁺ $\left. \begin{array}{l})))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array} \right\}$
F $\left. \begin{array}{l})) \\ 2\bar{e} \ 7\bar{e} \end{array} \right\}$	F ⁻ $\left. \begin{array}{l})) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array} \right\}$
Cl $\left. \begin{array}{l}))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 7\bar{e} \end{array} \right\}$	Cl ⁻ $\left. \begin{array}{l}))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array} \right\}$
S $\left. \begin{array}{l}))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 6\bar{e} \end{array} \right\}$	S ²⁻ $\left. \begin{array}{l}))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array} \right\}$

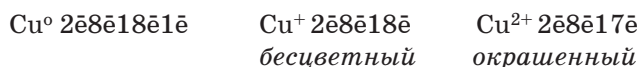
У этих ионов на внешнем уровне находится восемь электронов, как у инертных газов. Как правило, и катионы и анионы с оболочкой инертного газа бесцветны и образуют бесцветные (белые) вещества. Например, NaCl, KCl, CaCl₂ в твердом состоянии.

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, ZnCl₂ 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. Все живое на Земле нуждается в металлах жизни: натрия, калии, кальция, магнии, железе и в таких неметаллах, как азот и сера.



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.

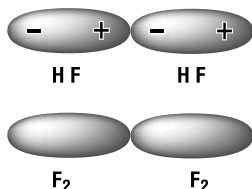


Рис. 3.13. Взаимодействие между молекулами

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;

$\text{H}^{\delta+}\text{F}^{\delta-}$ – 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.

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 F_2 . Наши предположения подтверждаются на опыте: температура плавления NaF равна (995°C); HF (-83°C); F_2 (-220°C).



1. Для того чтобы человек почувствовал запах, надо, чтобы молекулы вещества попали в нос.

Выберите выигрышный путь, который составляют вещества:

а) у которых нет запаха в обычных условиях:

б) у которых есть запах в обычных условиях:

HCl	H_2O	NaCl
K_2SO_4	CaCl_2	SO_2
KBr	I_2	O_3

Cl_2	H_2O	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

- 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.
- 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.
- Выбери, в каких веществах формируется ионная связь:
 - a) NaF б) CaCl₂ в) NH₃ г) N₂
 - а) KOH б) CH₄ в) K₂SO₄ г) CsCl
 Объясни образование ионной связи в одном из выбранных веществ.
- Составь и реши задачи по следующим данным:
 - $$2 \text{ моль } \text{N}_2 + \begin{matrix} v_1 \\ \text{O}_2 \end{matrix} \rightleftharpoons 2 \text{NO}$$
 - $$\begin{matrix} v_1 \\ \text{N}_2 \end{matrix} + \begin{matrix} v_2 \\ 3\text{H}_2 \end{matrix} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 \quad 0,6 \text{ моль}$$
 - $$\begin{matrix} v_1 \\ 2\text{SO}_2 \end{matrix} + \begin{matrix} v_2 \\ \text{O}_2 \end{matrix} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 \quad 0,4 \text{ моль}$$

*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:

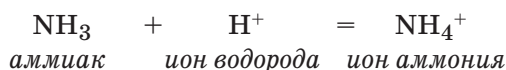
Вещество	Тип химической связи	Тип кристаллической решетки
F ₂		
HF		
NaF		



*3.4. 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 $\text{N} \oplus 7 1s^2 2s^2 2p^3$ формирует три общие пары электронов



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



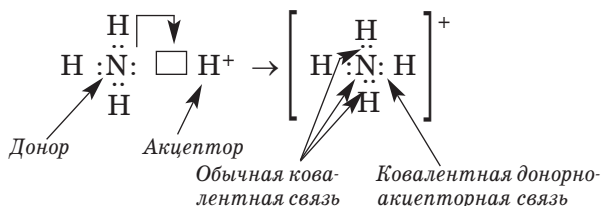
атому азота $\text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H}$.

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:
 $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$



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

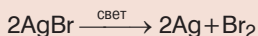
Атом азота является донором электронов, а ион водорода – акцептором электронов.

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.

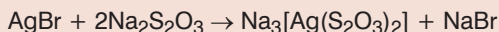
Марафон знаний

Знаете ли вы, какие химические реакции лежат в основе фотографирования, проявления и закрепления фотопленки?

На фотопленку нанесен слой бромида серебра AgBr , который легко разлагается при освещении (фотографировании):



Проявитель заканчивает это разложение на освещенных местах. Закрепитель тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ растворяет оставшийся бромид серебра с образованием растворимого в воде комплексного соединения:



Затем пленку промывают водой.

- Выбери выражения, характеризующие донорно-акцепторную связь:
 - это один из механизмов образования общей электронной пары – ковалентной связи;
 - у донора есть неподеленная пара электронов;
 - у акцептора есть свободная орбиталь;
 - донорно-акцепторная связь – это π -связь.
- Выбери выражения, которые характеризуют ион аммония:
 - четыре полярных ковалентных связи;
 - одна из связей – донорно-акцепторная;
 - одна π -связь;
 - четыре σ -связи.
- Составь упражнение по модели п. 2 для иона гидроксония H_3O^+ .

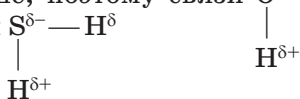


3.5. Водородная связь

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 H_2O – это жидкость, кипящая при 100°C , а сероводород H_2S – 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 ($\text{ЭО}=3,5$) и серы ($\text{ЭО}=2,5$). У кислорода она больше, поэтому связи $\text{O}^{\delta-} - \text{H}^{\delta+}$ более полярны, чем связи $\text{S}^{\delta-} - \text{H}^{\delta+}$



	ЭО
F	4,0
O	3,5
N	3,0
H	2,1

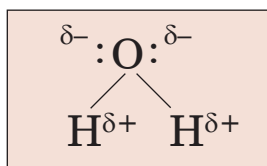


Рис. 3.14. Молекула воды может образовать четыре водородные связи с другими молекулами



Водородная связь графически обозначается тремя точками.

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 сжигается 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):

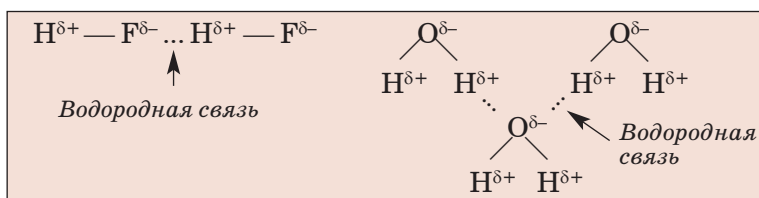
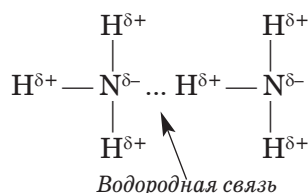


Рис. 3.15. Образование водородной связи

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 сжигается 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.

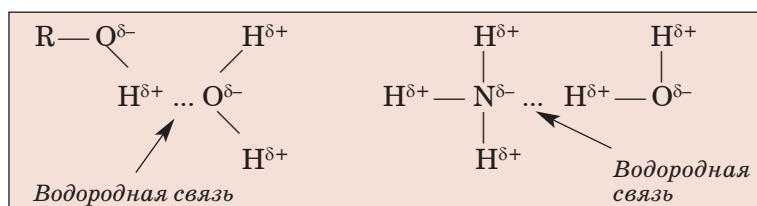


Рис. 3.16. Образование водородной связи при растворении веществ в воде

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.

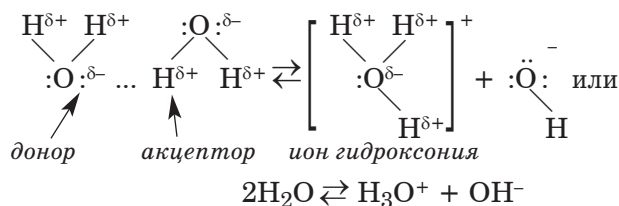
Образование водородной связи играет огромную роль в жизни. Вода – жидкость, в которой родилась и развивается жизнь на Земле. Вещества, содержащие связи $O^{\delta-} - H^{\delta+}$ и $N^{\delta-} - H^{\delta+}$, легко растворяются в воде, образуя с ней водородные связи, например спирт и аммиак (рис. 3.17).

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:



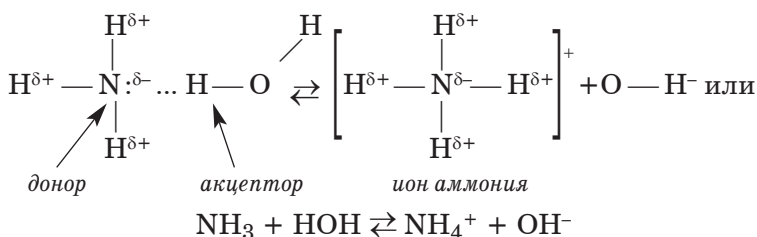
При растворении аммиака NH_3 в воде образуются ионы аммония:



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. Числу 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 образовать 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 $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+2}$ и $\text{O}_2^{-2} \rightarrow 2\text{O}^0$?
- 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.

- Выбери правильные выражения, описывающие водородную связь:
 - образуется за счет электростатического притяжения между ионом водорода H^+ одной молекулы и атомом сильноэлектроотрицательного элемента другой молекулы;
 - приводит к ассоциации молекул;
 - слабее, чем ковалентная и ионная;
 - не приводит к увеличению растворимости веществ в воде;
 - приводит к уменьшению летучести веществ.
 Приведи примеры.
- Укажи и объясни, при какой температуре полностью разрываются водородные связи в воде:
 - $0^\circ C$
 - $4^\circ C$
 - $100^\circ C$
 - $105^\circ C$
- Объясни, в каких веществах образуется водородная связь:
 - смесь H_2 и O_2 жидких;
 - этиловый спирт C_2H_5OH ;
 - раствор этилового спирта в воде;
 - жидкий аммиак;
 - бензин (смесь углеводов).
- Выбери самую прочную из водородных связей:
 - $H^{\delta+} \text{---} Cl^{\delta-} \dots H^{\delta+}$
 - $H^{\delta+} \text{---} O^{\delta-} \dots H^{\delta+}$
 - $H^{\delta+} \text{---} N^{\delta-} \dots H^{\delta+}$
 - $H^{\delta+} \text{---} F^{\delta-} \dots H^{\delta+}$
- Укажи, в каких рядах вещества расположены в порядке возрастания температуры кипения:
 - $Cl_2, Na, NaCl$
 - Br_2, Cl_2, F_2
 - H_2O, HF, HCl
 - CO_2, NH_3, H_2O
- Этиловый спирт и вода смешиваются в любых пропорциях. Вычисли массовую долю этилового спирта в растворе, содержащем 200 г спирта и 300 г воды.
- Вычисли массовую долю этилового спирта C_2H_5OH в растворе, полученном при смешивании 1 л этилового спирта с массовой долей 96% (плотность 0,79 г/мл) и воды объемом 1,972 л.



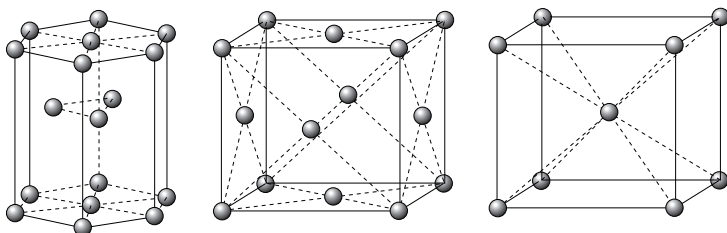
3.6. Металлическая связь

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.

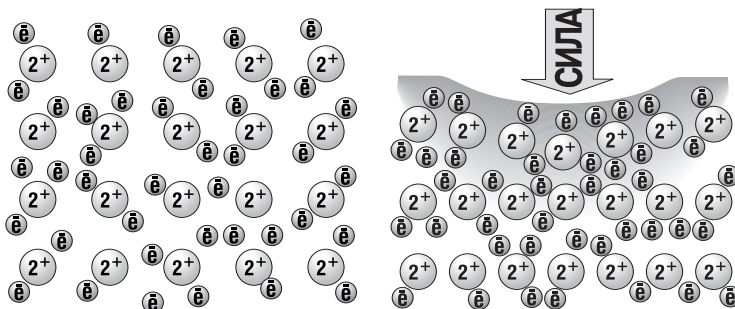
Связь, которая образуется между ионами металлов в кристаллической решетке и обобществленными электронами, называется **металлической связью**.

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 силы



Благодаря такому строению металлы обладают высокой электрической проводимостью, теплопроводностью, пластичностью, ковкостью, металлическим блеском.



Вещества с ковалентной связью, как правило, не проводят электрический ток.

Ковкость и пластичность объясняется тем, что атомы и ионы металлов не связаны друг с другом и способны смещаться слоями под действием 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.



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

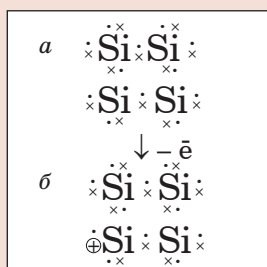


Рис. 3.19. Полупроводимость кремния – число “дырок” равно числу свободных электронов

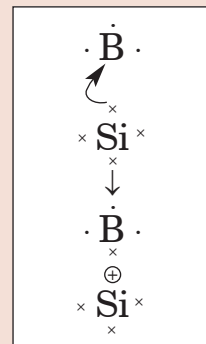
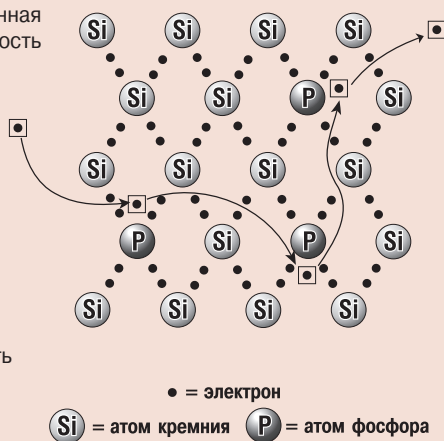
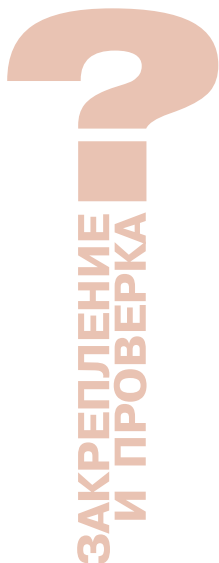


Рис. 3.21. “Дырочная” проводимость



- Выбери правильные выражения, описывающие металлическую связь:
 - образуется между атомами металлов и неметаллов;
 - образуется между атомами металлов и обобществленными электронами;
 - образуется благодаря перекрыванию двух электронных облаков;
 - определяет высокую электро- и теплопроводимость.
- Назови типы связей, которые образуются между атомами:
 - металлов;
 - неметаллов;
 - металлов и неметаллов;
 - в сплавах металлов.
- Электронная схема атома $2\bar{e}8\bar{e}1\bar{e}$. Какой тип связи образуется между этими атомами:
 - ковалентная полярная;
 - ковалентная неполярная;
 - ионная;
 - металлическая?
- *4. Назови тип связи, которая образуется между атомами с электронной формулой $1s^22s^22p^63s^23p^1$:
 - ионная;
 - ковалентная полярная;
 - ковалентная неполярная;
 - металлическая.
- Дополни таблицу:

Тип химической связи	Примеры двух веществ	Тип кристаллической решетки
Ковалентная неполярная связь		
Ковалентная полярная связь		
Ионная связь		
Металлическая связь		

- Установи соответствие между порядковым номером вещества и буквой, указывающей тип химической связи в этом веществе.
 - H_2SO_4 а) ковалентная неполярная
 - Al б) ковалентная полярная
 - Na_2O в) ионная
 - O_2 г) металлическая
 - KBr

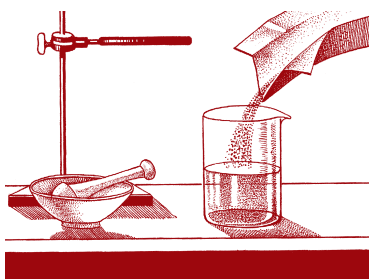
ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Химическая связь 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 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.

- I. В каких молекулах связь ковалентная неполярная:
а) I₂ б) CO₂ в) K₂O г) H₂O д) O₂
- *II. В каком соединении образуется ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму:
а) KCl б) NH₄Cl в) CCl₄ г) CO₂
- *III. Как изменяется полярность связей в ряду:
А. H₂O — H₂S — H₂Se — H₂Te
Б. PH₃ — H₂S — HCl
а) не изменяется; б) возрастает; в) уменьшается.
- *IV. Какие факторы определяют прочность химической связи:
а) число электронов на внешнем уровне;
б) перекрывание электронных облаков;
в) степени окисления атомов и заряды ионов.
- V. Для вещества H₂O оцени тип химических связей между атомами и покажи образование связей.
- VI. Выбери правильный ответ.
В узлах металлической кристаллической решетки находятся:
а) атомы; в) атомы, ионы, электроны;
б) ионы; г) электроны.
- VII. Определи тип кристаллической решетки в веществе, которое обладает запахом, легкоплавко, не проводит электрический ток:
а) ионная; в) атомная;
б) молекулярная; г) металлическая.
- VIII. Приведи 2-3 примера веществ с молекулярной кристаллической решеткой.
- IX. Для каких из молекул N₂, HF, LiF правильны выражения:
а) между атомами существует неполярная ковалентная связь;
б) в молекуле есть тройная связь;
в) молекула полярна;
г) между молекулами образуются водородные связи;
д) кристаллическая решетка вещества в твердом состоянии – ионная;
е) водный раствор вещества проявляет кислотные свойства.
- X. Вычисли массу вещества, полученного при взаимодействии водорода с хлором объемом 11,2 л (н.у.). Оцени тип химической связи в этом веществе, назови его.
- XI. Установи соответствие между порядковым номером вещества и буквой, указывающей тип химической связи в этом веществе.
- | | |
|---------------------|---------------------------|
| 1. HNO ₃ | а) ковалентная неполярная |
| 2. Fe | б) ковалентная полярная |
| 3. H ₂ | в) ионная |
| 4. NaI | г) металлическая |
| 5. CaO | д) водородная. |

4 Растворы. Электролитическая диссоциация



После изучения этой главы ты будешь способен:

- объяснять понятия: раствор, растворенное вещество, растворитель, растворение, *насыщенные и ненасыщенные растворы, массовая доля растворенного вещества, *молярная концентрация, pH раствора;

- сравнивать процессы растворения и электролитической диссоциации веществ с различным типом химической связи;

- объяснять основные положения теории электролитической диссоциации (ТЭД); понятия: электролит, неэлектролит, электролиты сильные и слабые, *степень диссоциации;

- характеризовать химические свойства кислот, оснований, солей с помощью молекулярных (МУ), полных ионных (ПИУ) и сокращенных ионных (СИУ) уравнений;

- объяснять взаимодействия в растворах электролитов, реакцию нейтрализации и *гидролиз солей;

- *осуществлять экспериментально приготовление раствора с определенной массовой долей растворенного вещества;

- устанавливать связи между свойствами истинных растворов и их значением для жизни;

- решать задачи на вычисления с использованием массовой доли растворенного вещества; *молярной концентрации, *по уравнениям реакций, если одно из исходных веществ дано в избытке.



Сванте Аррениус (1859-1927), шведский физик и химик. Автор теории электролитической диссоциации (1887). Нобелевская премия по химии (1903).



Якоб Вант-Гофф, (1852-1911), голландский химик. Заложил основы химической кинетики. Нобелевская премия (1901).

4.1 Понятие о растворах

Если смешать мел с водой, поваренную соль с водой, белок яйца с водой, насытить воду углекислым газом, получится то, что можно назвать *дисперсной системой*.

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, эмульсии* (маргарин, кремы, мази, молоко, мел в воде);

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*.

По *химической теории* Д. Менделеева (конец XIX в.) растворение – это химическое взаимодействие

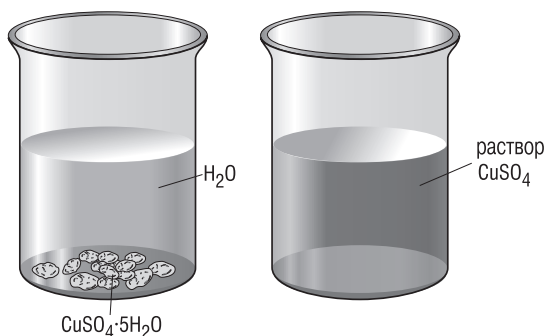


Рис. 4.1. Растворение в воде веществ

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.

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 кристаллизуются из растворов разной степени очистки.



Шарль Кулон, (1736-1806), французский физик. Открыл (1785) основные законы электростатики.

Сравните истинные растворы с механическими смесями и химическими соединениями.

***1.** Выбери соответствие в колонках А и Б

А (примеры)

I. Раствор поваренной соли в воде

II. Известь для побелки

III. Раствор куриного белка в воде

Б (системы)

а) грубодисперсная

б) тонкодисперсная

в) истинный раствор



****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°C.

6. Раствор поваренной соли в воде можно разделить:

- а) перегонкой; б) фильтрованием; в) выпариванием.

4.2. 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.

Приведите
примеры из жизни
для правила
“подобное
растворяется в
подобном”.

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.

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 от природы мы уже рассмотрели.

***4.2.1. 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. Если при данной температуре растворять, например, нитрат калия до тех пор, пока на дне стакана не останется нерастворившаяся соль, то между раствором и солью установится равновесие: будут идти два процесса прямой – растворение и обратный – кристаллизация соли. Но количество нитрата калия в растворе меняться не будет при данной температуре. Образуется *насыщенный раствор*. Раствор, в котором количество растворенной соли еще может увеличиваться, будет *ненасыщенным*.

Если нагреть насыщенный раствор, получится ненасыщенный раствор при более высокой температуре.

Некоторые вещества способны образовывать *перенасыщенные растворы* с содержанием растворенного вещества больше, чем в насыщенном растворе при данной температуре. Избыток вещества по отношению к насыщению легко кристаллизуется и остается насыщенным раствором.

Сравните насыщенные и ненасыщенные растворы.

Растворимость большинства твердых веществ увеличивается при нагревании.

Растворимость жидкостей также, как правило, увеличивается при нагревании, а газов – резко уменьшается.

Исключение составляет поваренная соль – она практически одинаково растворяется в горячей и холодной воде.

Сравните растворимость твердых, жидких и газообразных веществ.

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.

**4.2.2. Коэффициент растворимости



Коэффициент растворимости показывает максимальную массу вещества, которая может раствориться в 100 г воды при данной температуре.

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 $20^\circ C$ растворяется 35,8 г хлорида натрия, значит, его растворимость при $20^\circ C$ равна 35,8.

Растворимость всегда дается для насыщенных растворов.

По растворимости в воде при $20^\circ C$ 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.

2. **Малорастворимые вещества** (0,01-1 г), например $CaSO_4$, $Ca(OH)_2$, $PbCl_2$ 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.

Растворимость для разных веществ представляют в виде кривых растворимости (рис. 4.2), которые показывают зависимость коэффициента растворимости от температуры.

Из рис. 4.2 видно, что при одной и той же температуре вещества по-разному растворяются в воде.

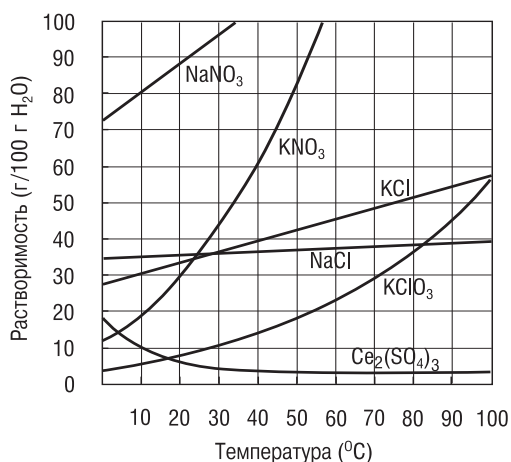


Рис. 4.2. Кривые растворимости

Кривые растворимости часто используются для выполнения вычислений в повседневной жизни, в пищевой промышленности, легкой промышленности, строительстве и т.д.

Почему насыщенный раствор поваренной соли, приготовленный на холоде и при нагревании, содержит почти одинаковую массу NaCl в 100 г воды?

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 – разного цвета:

- $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – розово-красный;
- $\text{CoCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ – красный;
- $\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – сине-фиолетовый;
- $\text{CoCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – темно-синий;
- CoCl_2 – бледно-синий.

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?

По таблице составьте и решите задачи:

№ задачи	Масса раствора (г)	Масса раств. вещества (г)	Масса воды в растворе (г) и ее объем (мл)	Массовая доля раств. вещества в растворе (%)
1.	100	20	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	ω
2.	400	10	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	ω
3.	50	5	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	ω
4.	$m(\text{p-ра})$	4	16	ω
5.	$m(\text{p-ра})$	20	180	ω
6.	$m(\text{p-ра})$	25	475	ω
7.	100	$m(\text{p.в-ва})$	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	10
8.	400	$m(\text{p.в-ва})$	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	20
9.	500	$m(\text{p.в-ва})$	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	5
10.	$m(\text{p-ра})$	200	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	20
11.	$m(\text{p-ра})$	100	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	25
12.	$m(\text{p-ра})$	400	$m(\text{H}_2\text{O}), V(\text{H}_2\text{O})$	10
13.	$m(\text{p-ра})$	$m(\text{p.в-ва})$	100	20
14.	$m(\text{p-ра})$	$m(\text{p.в-ва})$	170	15
15.	$m(\text{p-ра})$	$m(\text{p.в-ва})$	2000	25





1. Выбери правильные утверждения.
Растворимость твердых веществ в жидкости:
а) *зависит от внешнего давления;*
б) *подчиняется правилу “подобное растворяется в подобном”;*
в) *сопровождается тепловыми эффектами;*
г) *зависит от природы вещества и растворителя.*
Объясни выбранные ответы.
2. Объясни, от каких факторов зависит растворимость газов в воде:
а) *давления;*
б) *природы газа;*
в) *температуры;*
г) *скорости пробулькивания газа через воду.*
- *3. Растворимость кислорода в воде увеличивается при:
а) *понижении температуры;*
б) *увеличении давления;*
в) *повышении температуры;*
г) *понижении давления.*
- **4. Объясни, при растворении каких веществ в воде энергия, как правило, всегда поглощается:
а) *твердых;* б) *газообразных;* в) *кристаллогидратов.*
- *5. Выбери правильные выражения и объясни их. Ненасыщенный раствор соли можно сделать насыщенным, если:
а) *добавить в раствор воду;*
б) *дополнительно растворить соль;*
в) *упарить раствор;*
г) *охладить раствор.*
- *6. Насыщенный раствор можно сделать ненасыщенным, если:
а) *разбавить раствор водой;*
б) *нагреть раствор;*
в) *растворить соль;*
г) *встряхнуть раствор.*
- *7. Пересыщенный раствор может стать насыщенным, если:
а) *встряхнуть или сильно помешать раствор;*
б) *добавить воды;*
в) *выпадет осадок;*
г) *нагреть раствор.*

4.3. Способы количественного выражения состава растворов

Состав растворов выражают разными способами. Мы рассмотрим массовую долю растворенного вещества в растворе и *молярную концентрацию.

5.3.1. Массовая доля растворенного вещества в растворе

Мы познакомились с этим понятием в 8 классе.

Массовая доля растворенного вещества в растворе равна отношению массы растворенного вещества к массе раствора.

раствор = растворенное вещество + растворитель (вода)
целое *часть* *часть*

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{р-рен. в-ва}) + m(\text{H}_2\text{O})$$

$$\omega(\text{р-рен. в-ва}) = \frac{m(\text{р-рен. в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\%$$

Полезно помнить, что масса и объем раствора связаны плотностью

$$\rho(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{V(\text{р-ра})} \quad m(\text{р-ра}) = \rho \cdot V(\text{р-ра})$$

Единицы измерения плотности – кг/м³. Однако в химии часто применяются 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:

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1000 \text{ кг}}{1000 \text{ дм}^3(\text{л})} = 1 \text{ кг/дм}^3 \text{ или } 1 \text{ кг/л;}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1000 \text{ г}}{1000 \text{ см}^3(\text{мл})} = 1 \text{ г/см}^3 \text{ или } 1 \text{ г/мл.}$$

Таким образом, плотность воды можно выразить следующим образом: 1000 кг/м³; 1 кг/дм³; 1 кг/л; 1 г/см³; 1 г/мл.

4.3.2. 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:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Пример 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:

$$1. \text{ Вычислим массу раствора: } \rho = \frac{m}{V},$$

$$\text{откуда: } m = \rho \cdot V$$

$$m(\text{р-ра}) = 1,02 \text{ г/мл} \cdot 600 \text{ мл} = 612 \text{ г}$$

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. Проводятся 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. 4.3.). 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 всыпать в нее 18,36 г хлорида натрия.

Следовательно, для варианта № 3 в кратком условии надо указать еще $V(\text{H}_2\text{O}) - ?$

Пример 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:
 $\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\%$,

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%.

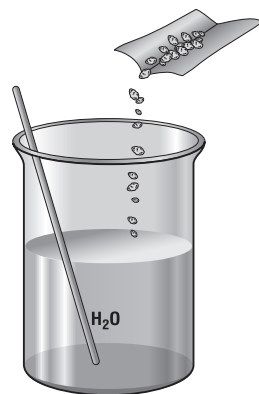


Рис. 4.3. Приготовление раствора с определенной массовой долей растворенного вещества в растворе

← **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.

Пример 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%

****Пример 4.** Хлорид кальция в виде раствора с массовой долей CaCl_2 5-10% применяется 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:

$$\text{CaCl}_2 \ 111 \text{ г} \dots\dots\dots 219 \text{ г CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$$

$$\text{CaCl}_2 \ 545 \text{ г} \dots\dots\dots m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}) = \frac{545 \text{ г} \cdot 219 \text{ г}}{111 \text{ г}} = 1075 \text{ г} = 1,075 \text{ кг}$$

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.

****Пример 5.** Растворимость хлорида калия при 0°C составляет 27,6 г. Какова массовая доля соли в этом растворе?

Дано:
 $t^\circ = 0^\circ\text{C}$
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ г}$
 $S(\text{KCl}) = 27,6 \text{ г}$

 $\omega(\text{KCl}) = ?$

Решение:
 Вспомним, что растворимость – это масса вещества, способная раствориться в 100 г H_2O при данной температуре.
 Следовательно $m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ г}$
 1) Масса раствора
 $m(\text{р-ра}) = 27,6 \text{ г} + 100 \text{ г} = 127,6 \text{ г}.$

Массовая доля KCl: $\omega(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{m(\text{р-ра})}$



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.

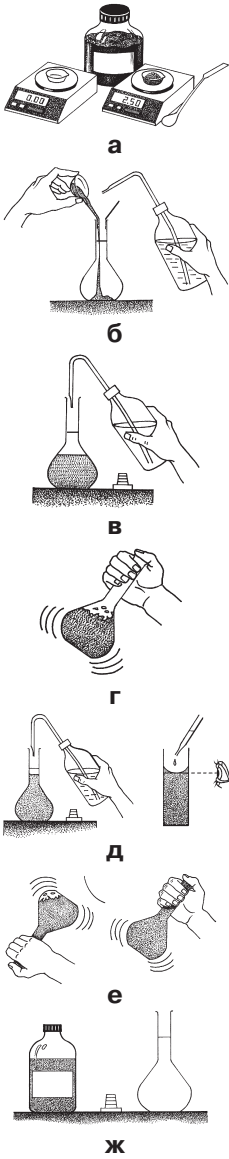


Рис. 4.4. Приготовление раствора с определенной молярной концентрацией: а – взвешивание; б – внесение соли в колбу; в – добавление воды; г – растворение соли; д – добавление воды до метки; е – перемешивание раствора; ж – раствор приготовлен

$$2) \omega(\text{KCl}) = \frac{27,6 \text{ г}}{127,6 \text{ г}} = 0,216 \text{ или } 21,6 \%$$

Ответ: $\omega(\text{KCl})$ в насыщенном растворе 21,6%.

*4.3.3. 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 $C(A)$; выражается в моль/м³, чаще применяются кратные единицы моль/л или моль/дм³, А – это частица, в данном случае молекула или ион.

$$C(A) = \frac{\nu(A)}{V(\text{р-ра})}; \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

Пример 1. Рассчитайте молярную концентрацию серной кислоты в растворе объемом 200 мл, содержащем 19,6 г H₂SO₄.

Дано:
 $V(\text{р-ра}) = 200 \text{ мл} = 0,2 \text{ л}$
 $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 19,6 \text{ г}$
 $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$

Решение:
 Здесь расчет ведется на молекулу H₂SO₄.
 $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{р-ра})}$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}; \quad \nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}$$

а) Вычислим количество вещества H₂SO₄:

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{19,6 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

б) Вычислим молярную концентрацию серной кислоты в растворе:

$$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{0,2 \text{ моль}}{0,2 \text{ л}} = 1 \text{ моль/л.}$$

Ответ: $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль/л.}$

Пример 2. Вычислите массу хлорида натрия, необходимого для приготовления раствора объемом 2 литр с молярной концентрацией 0,1 моль/л.

Дано:
 $C(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ моль/л}$
 $V(\text{р-ра}) = 2 \text{ л}$
 $m(\text{NaCl}) - ?$
 $M_r(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5$
 $M = 58,5 \text{ г/моль}$

Решение:
 1. Вычислим количество соли в растворе:

$$C(\text{NaCl}) = \frac{\nu(\text{NaCl})}{V(\text{р-ра})}, \text{ откуда}$$

$$\nu(\text{NaCl}) = C(\text{NaCl}) \cdot V(\text{р-ра})$$

$$\nu(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 2 \text{ л} = 0,2 \text{ моль}$$

2. Вычислим массу соли:

$$m = M \cdot \nu$$

$$m(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 11,7 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{NaCl}) = 11,7 \text{ г}$

Растворы молярной концентрации готовят в специальных мерных колбах. Соль взвешивают (рис. 4.4, а), высыпают в мерную колбу (рис. 4.4, б), наливают до половины дистиллированную воду (рис. 4.4, в) и растворяют вещество при перемешивании (рис. 4.4, г), затем доливают воду до полоски на горле мерной колбы (рис. 4.4, д). Колбу закрывают пробкой и переворачивают несколько раз для перемешивания раствора (рис. 4.4, е). Затем раствор переливают в склянку для хранения и использования (рис. 4.4, ж). Таким образом, массу и объем воды для приготовления раствора молярной концентрации вычислять не требуется.

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
7. HCl	100; 1,1	22	ω	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{р-ра})$
8. KOH	200; 1,2	50	ω	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{р-ра})$
9. CaCl ₂	500; 1,4	280	ω	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{р-ра})$
10. HCl	$V(\text{р-ра}); 1,1$	44	20	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{р-ра})$
11. KOH	$V(\text{р-ра}); 1,2$	100	22	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{р-ра})$
12. CaCl ₂	$V(\text{р-ра}); 1,4$	140	40	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{р-ра})$
13. HCl	$V(\text{р-ра}); 1,15$	66	ω	154	$m(\text{р-ра})$
14. H ₂ SO ₄	$V(\text{р-ра}); 1,71$	684	ω	171	$m(\text{р-ра})$
15. NaOH	$V(\text{р-ра}); 1,43$	572	ω	858	$m(\text{р-ра})$



- 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%.

- Рассчитай массу кристаллогидрата Na₂SO₄·10H₂O, который надо растворить в воде массой 250 г для получения раствора с массовой долей безводной соли 6%.



* Практическая работа



3. Рассчитай массовую долю H_2SO_4 в растворе, полученном при смешивании 200 г раствора с массовой долей H_2SO_4 40% и 600 г раствора с массовой долей H_2SO_4 60%.
4. Вычисли объем воды, которую необходимо выпарить из 200 кг раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 60% для получения раствора с массовой долей H_2SO_4 96%.
- *5. Для образования средней соли к раствору серной кислоты объемом 40 мл ($\rho = 1,025 \text{ г/см}^3$) оказалось достаточным добавить 43,2 мл раствора KOH с массовой долей 40% ($\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$).
Вычисли массовую долю серной кислоты в растворе.
- *6. Рассчитай массовую долю растворенного вещества в растворах объемом 500 мл:
 - а) с молярной концентрацией H_2SO_4 2 моль/л ($\rho \approx 12 \text{ г/см}^3$);
 - б) с молярной концентрацией HCl 4 моль/л ($\rho \approx 1 \text{ г/см}^3$).
- *7. Рассчитай молярную концентрацию раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 8% (плотность 1,1 г/см³).
- **8. При растворении 5,38 г кристаллогидрата сульфата цинка $\text{ZnSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ в воде объемом 92 мл получили раствор с массовой долей безводной соли 3,31%. Рассчитай состав кристаллогидрата.

Приготовление необходимых в химической лаборатории растворов с определенной массовой долей растворенного вещества

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. Для этого возьмите прямоугольный листок бумаги (1/4 от тетрадного листа), загните по краям примерно 1 см, а уголки сложите по диагонали получающихся квадратиков.
3. Положите лодочки на чашки весов и кусочками бумаги уравновесьте весы.
4. На правую чашку весов положите разновесы (в соответствии с массой соли).
5. На левую чашку в лодочку насыпьте соль и отвесьте ее.
6. Высыпьте соль в стакан.
7. Отмерьте нужный объем воды с помощью мерного цилиндра на 25 мл и вылейте в стакан.
8. Стеклянной палочкой перемешайте раствор до полного растворения соли.

Сделайте этикетку и сдайте полученный раствор учителю, оформите работу, уберите рабочее место, сдайте приборы, посуду и реактивы лаборанту.

4.4. Теория электролитической диссоциации

4.4.1. 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. 4.5, а).

Молекулы веществ с полярной ковалентной связью (рис. 4.5, 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.

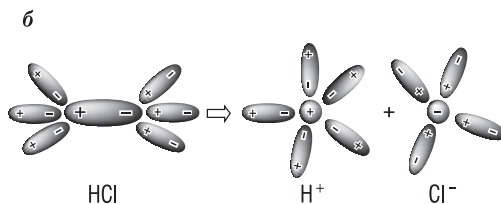
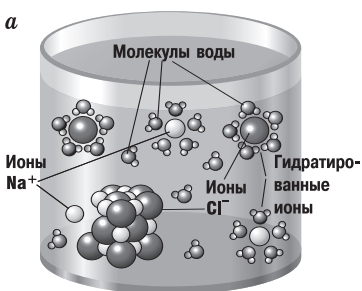


Рис. 4.5. Электролитическая диссоциация: а – ионного соединения; б – вещества с ковалентной полярной связью в воде

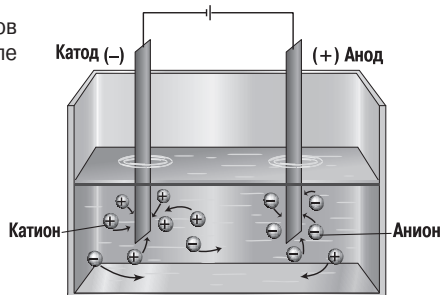
Сравните электрическую проводимость воды, кислот, щелочей, солей, сахара.



“Ион” с греческого означает “странствующий”.

*Сравните гидраты и кристаллогидраты.

Рис. 4.6. 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 (рис. 5.7) и положительно заряженный анод, то лампочка в цепи загорится, так как благодаря ионам такой раствор проводит электрический ток.

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.

4.4.2. *Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты

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?

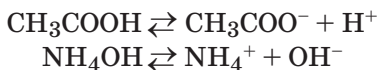
Если взять растворы электролитов с одинаковой концентрацией растворенных веществ (0,1 моль/л), то можно условно разделить все электролиты по степени диссоциации на три группы.

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 30-3%; 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.

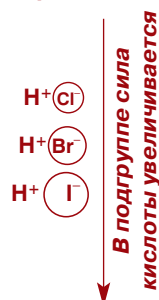
Уравнения электролитической диссоциации для средних и слабых электролитов записывают со знаком обратимости:



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 4.1 и 4.2.

Таблица 4.1. 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 4.2. Степень диссоциации (α) кислот, оснований и солей

№	Электролиты $C = 0,1$ моль/л, $t^\circ = 18^\circ C$	Формула	$\alpha, (\%)$
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.	Угольная	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

УВЕЛИЧИВАЕТСЯ СИЛА КИСЛОТЫ

HF
HCl
HBr
HI

УВЕЛИЧИВАЕТСЯ СИЛА КИСЛОТЫ

H₂S
H₂Se
H₂Te

5.4.3. 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 кислые:

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.

***Сравните одно-, двух- и трехосновные кислоты по степени диссоциации и образованию солей.**

Угольная 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



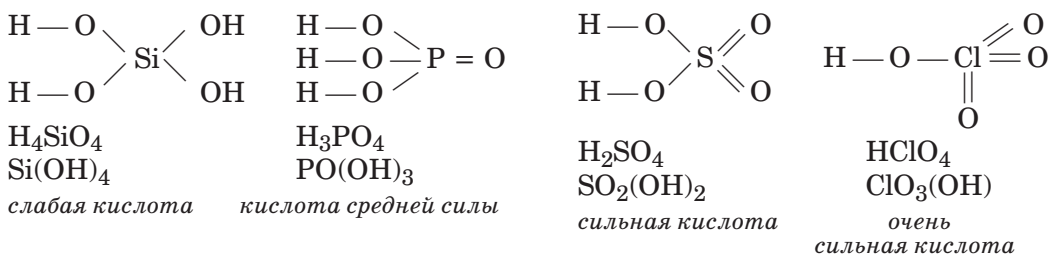
***Основность кислоты равна числу ионов H^+ , образующихся при диссоциации.**

Образование солей:

Карбонат-ион CO_3^{2-} образует соль Na_2CO_3 – карбонат натрия (средняя соль).

Гидрокарбонат-ион HCO_3^- образует соль NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия (кислая соль).

В периоде сила кислородсодержащих кислот возрастает.



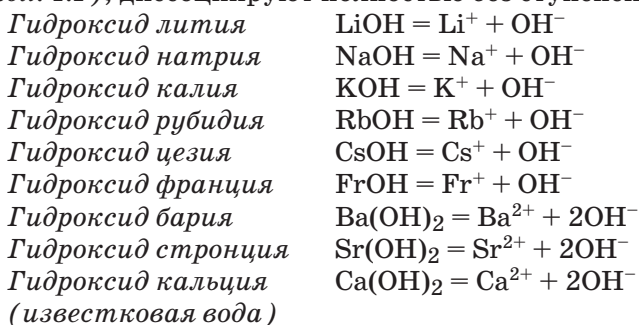
4.4.4. Диссоциация оснований

Основания – это электролиты, которые диссоциируют с образованием только одного вида анионов 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. 4.1), диссоциируют полностью без ступеней:

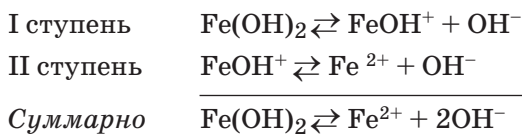


Объясните, почему сильные основания диссоциируют полностью, а не ступенчато.

**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:

Сравните диссоциацию щелочей и нерастворимых оснований.



Катион FeOH^+ называется катионом гидроксожелеза (II) и может образовывать соли с кислотными остатками, например:



Такие соли называются **основными**, так как в их состав входят группы OH^- , оставшиеся от основания. С этим типом солей вы познакомились впервые.

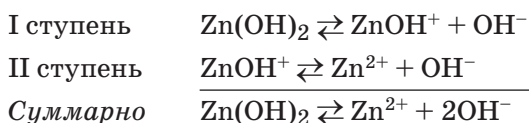
*Амфотерные основания

Все амфотерные основания нерастворимы в воде, например гидроксид цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$, гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ (табл. 5, приложение).

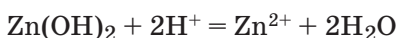
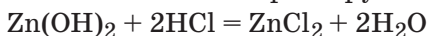
Амфотерность – это способность одного вещества проявлять и основные и кислотные свойства.

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.

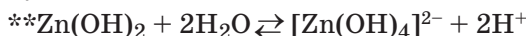
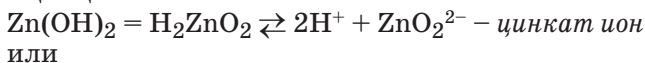
Амфотерные основания диссоциируют как слабые основания ступенчато:



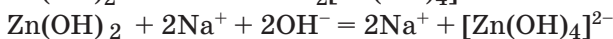
Как основания они реагируют с кислотами:



Для амфотерных оснований возможна и кислотная диссоциация:



При взаимодействии со щелочами проявляются кислотные свойства амфотерных оснований:



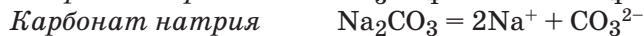
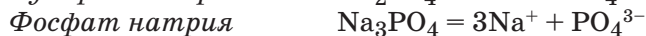
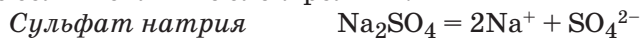
Составьте формулы и уравнения диссоциации амфотерных оснований Cr (III), Al, Sn (II), Pb (II).

4.4.5. Диссоциация солей

Рассмотрим диссоциацию солей всех видов, с которыми мы познакомились. Соли бывают средние, кислые,* основные.

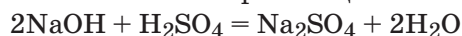
Средние соли – это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и анионы кислотного остатка.

Диссоциация растворимых солей происходит полностью, нет ступенчатой диссоциации. Все растворимые соли – сильные электролиты.



(исключение по катиону!)

Средние соли получают многими способами. Один их 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*

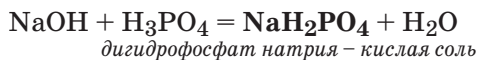


II ступень, как слабая кислота:

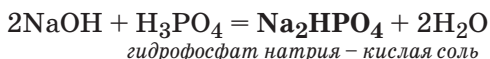


Таким образом, в растворах кислых солей присутствует катион водорода H^+ .

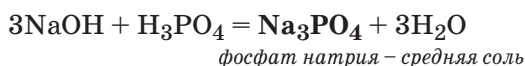
Кислые соли получают при действии на основания избытка кислоты:



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 NaCO_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 гидроксокатион 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^- .

***Сравните кислые, средние и основные соли.**

Большинство основных солей нерастворимы в воде. Они имеют меньшее значение, чем средние и кислые. 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:

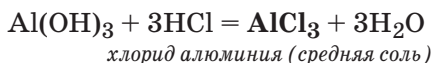
а) при реакции с одной молекулой кислоты обменивается одна группа OH^-



б) с двумя молекулами кислоты обмениваются две группы OH^-



в) с тремя молекулами кислоты обмениваются три группы OH^- и образуется средняя соль



4.5. Диссоциация воды и реакция среды

Вода – очень слабый электролит. Диссоциирует только две из каждого миллиарда молекул. Она 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 ($[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$), они нейтрализуют друг друга. В таком случае говорят, что *среда нейтральная* или *раствор нейтральный*.

В растворах кислот число ионов H^+ намного больше, чем ионов OH^- из воды ($[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$). В таком случае говорят, что *среда кислая* или *раствор кислый*.

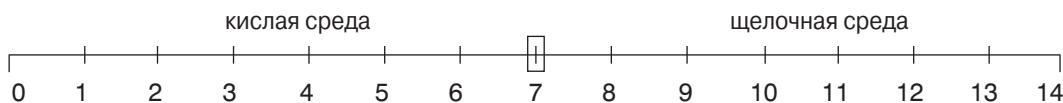
В растворе щелочи число ионов H^+ из воды намного меньше, чем число ионов OH^- из щелочи ($[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$). Тогда говорят, что *среда щелочная* или *раствор щелочной*.

Нейтральную, кислую и щелочную среду определяют в единицах рН (читается “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:

<i>Среда</i>	<i>рН</i>
<i>нейтральная</i>	7
<i>кислая</i>	< 7
<i>щелочная</i>	> 7

Чем меньше значение рН, тем кислее раствор, тем больше в нем ионов H^+ .

Шкала изменения рН



Выберите выражение, характеризующее нейтральную среду.



Водородный показатель рН характеризует кислотность среды.

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. 4.3).

Таблица 4.3. 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. 4.7 представлены значения рН растворов некоторых веществ, часто встречающихся в жизни.

Если у человека повышенная кислотность желудочного сока, значит, рН его ниже нормы (1,4), а при пониженной кислотности рН выше нормы.

Исследуйте, какую реакцию среды показывают косметические средства.

Теперь вы знаете, что, например, рН=5,5 означает слабокислый раствор, наиболее благоприятный для кожи человека. На многих косметических товарах принято указывать значения рН.

Очень важное значение имеет кислотность почв. Например, для выращивания картофеля оптимальное значение рН равно 5. Картофель может расти в пределах значений рН 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.

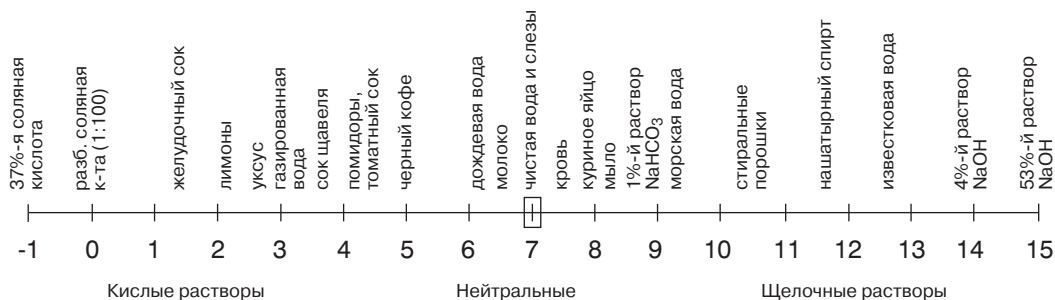


Рис. 4.7. Значения рН некоторых веществ



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ №.2

Определение pH различных водных растворов с помощью универсального индикатора

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, стеклянная палочка, универсальный индикатор; растворы NaOH, HCl, сахара; водопроводная вода, дождевая вода, дистиллированная вода и т.д.

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 (например, растворы NaOH, HCl, сахара, водопроводной, дождевой (снеговой), дистиллированной воды, слюны, сока и т.д.).

Сравните окраску полосок со шкалой pH, запишите значения pH и реакцию среды (кислая, нейтральная, щелочная) в таблицу:

Раствор \ Индикатор	NaOH	HCl	Сахар	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, который ты используешь.

**Выберите выигрышный путь, который составляют:**

*а) кислоты, от которых могут образоваться кислые соли; **б) основные соли

HNO_3	HBr	HClO_4	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	Na_2HPO_4	MgOHCl
H_2SO_4	H_2CO_3	H_3PO_4	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	CuSO_4	$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$
HCl	H_2S	H_2SO_3	BaCl_2	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$

Составьте уравнения электролитической диссоциации веществ, составляющих выигрышный путь.

Составьте формулы кислых солей от кислот, составляющих выигрышный путь, и уравнения их диссоциации. Составьте подобные задания по пройденной теме и задайте своим соученикам.



- *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.
- *4.** В водных растворах каких солей среда кислая:
а) дигидрофосфат натрия; б) гидросульфат алюминия;
в) хлорид кальция; г) гидросульфат натрия?
Объясни свой выбор.
- 5.** По таблице растворимости (табл. 5, приложение) составь формулы растворимых средних солей, напиши уравнения их диссоциации (составляй формулы по аниону: хлориды, сульфаты и т.д.).
- **6.** Из 500 г раствора сульфата железа (II) с массовой долей FeSO_4 40% выпало 100 г железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Вычисли массовую долю соли в оставшемся растворе.
- *7.** 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% ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$);
в) KOH с концентрацией 2 моль/л;
г) KOH с массовой долей 15% ($\rho = 1,25 \text{ г/см}^3$);
д) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ с массовой долей 2% ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$)?

4.5. 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:

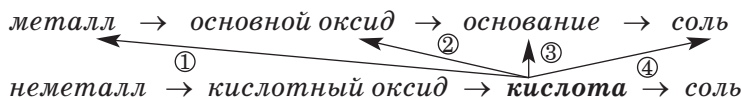
- растворимо вещество или нет (см. таблицу растворимости в приложении);
- является ли вещество сильным или слабым электролитом (табл. 4.1).

При составлении ионных уравнений соблюдаем правило:

Только сильные электролиты записываются в ионной форме.

4.6.1. 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:

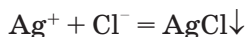
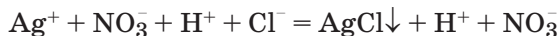
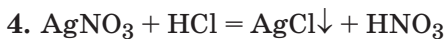
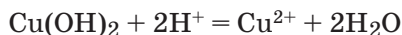
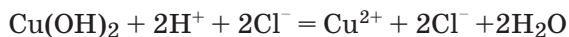
1. $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ (МУ)
 $\text{Fe} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\uparrow$ (ПИУ)
 $\text{Fe} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$ (СИУ)
2. $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CaO} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CaO} + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
3. а) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
 б) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



Для перехода от молекулярного уравнения к ионному для каждого вещества задаем себе два вопроса:

- Растворимо вещество или нет?
- Сильный или слабый электролит?

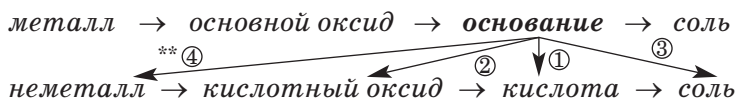
При составлении ионных уравнений соблюдаем правило: только сильные электролиты записываем в ионной форме. Нерастворимые вещества, газы и слабые электролиты записываем в молекулярной форме.



4.6.2. Химические свойства оснований

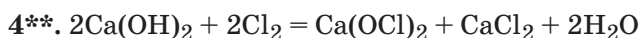
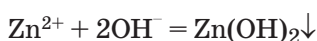
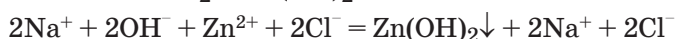
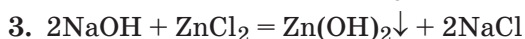
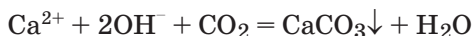
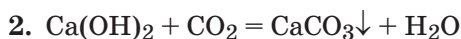
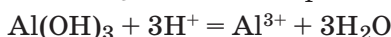
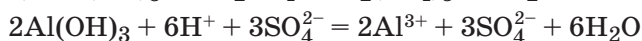
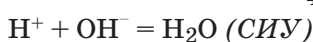
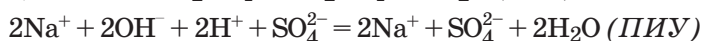
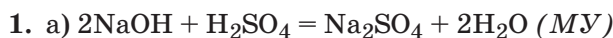
Химические свойства оснований можно также вывести на основании схемы:

Сравните химические свойства кислот и оснований.



Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций 1, 2, 3, 4**.

Например:

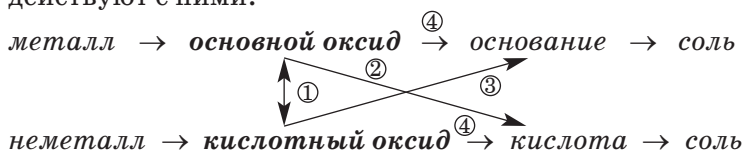


хлорная известь

4.6.3. Химические свойства оксидов

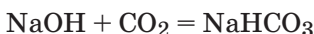
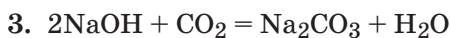
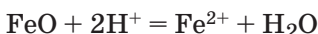
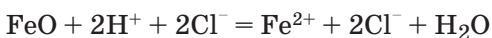
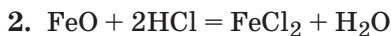
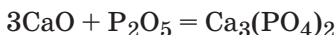
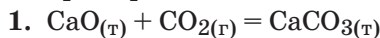
Рассмотрим химические свойства оксидов, помня, что оксиды не реагируют с веществами по концам схемы, за некоторыми исключениями.

Оксиды не относятся к электролитам, но взаимодействуют с ними.



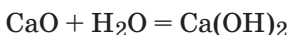
Составьте молекулярные уравнения реакций 1, 2, 3. Там, где возможно, перейдите к ионным уравнениям.

Например:

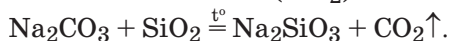


избыток

4. Оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов реагируют с водой с образованием оснований, а кислотные оксиды (за исключением SiO_2) – с образованием кислот:

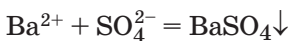
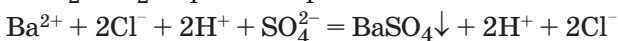
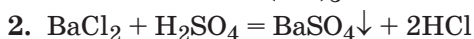
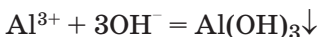
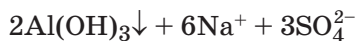
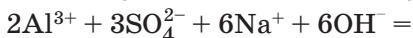
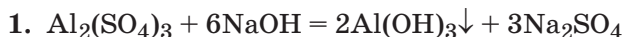
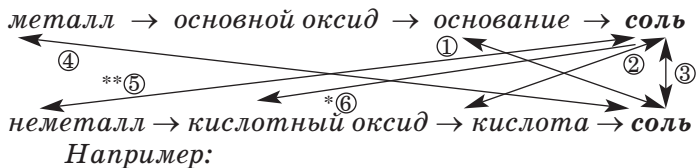


*Реакция кислотного оксида с солью может быть осуществлена при сплавлении. В производстве стекла соду Na_2CO_3 сплавляют с песком (SiO_2):

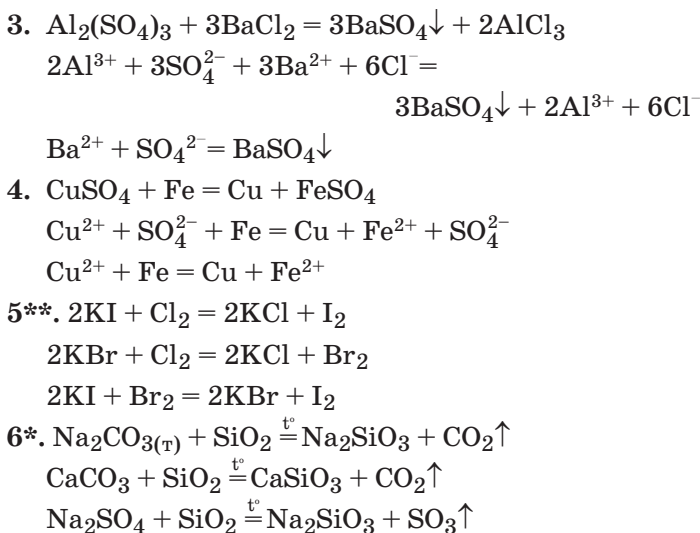


4.6.4. Химические свойства солей

Составьте по схеме молекулярные и ионные уравнения реакций, характеризующих химические свойства солей:



Выведите по схеме генетической связи способы получения солей, считая, что каждое взаимодействие двух рядов дает соль (13 способов!).



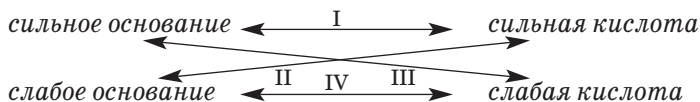
4.6.5. Реакция нейтрализации

Рассмотрим подробнее реакцию взаимодействия кислоты с основанием – **реакцию нейтрализации**.

Для этой реакции возможны четыре варианта взаимодействия кислоты и основания:



Реакция нейтрализации – это реакция обмена между кислотой и основанием с образованием соли и воды.



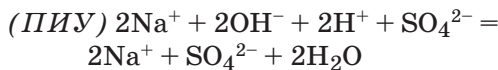
Рассмотрим каждое взаимодействие:



Молекулярное уравнение (МУ)



Полное ионное уравнение (ПИУ)



Сокращенное ионное уравнение (СИУ)



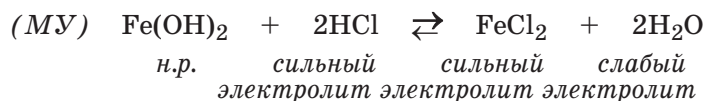
Все реакции нейтрализации между щелочами и сильными кислотами имеют одинаковый тепловой эффект, т.к. в результате, кроме соли, образуется вода (в сокращенном ионном уравнении).

Докажите, что другие сочетания кислоты и щелочи ($\text{NaOH} + \text{HCl}$, $\text{NaOH} + \text{HNO}_3$, $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4$, $\text{KOH} + \text{HCl}$, $\text{KOH} + \text{HNO}_3$) приводят к тому же сокращенному ионному уравнению $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O} + \text{Q}$.

Именно так объяснил С. Аррениус одинаковый тепловой эффект (57 кДж/моль) реакций нейтрализации между сильной кислотой и щелочью.

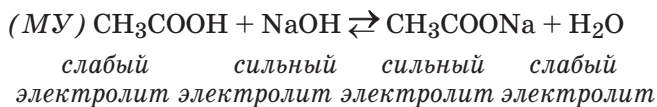
Следовательно, реакция нейтрализации между сильной кислотой и щелочью протекает до конца, необратимо, так как образуется слабый электролит – вода. Обратная реакция не идет. Соль сильной кислоты и сильного основания не взаимодействует с водой.

***II. Слабое основание + сильная кислота**



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**



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.



Реакция нейтрализации между сильной кислотой и сильным основанием (щелочью) протекает до конца.



***Составьте и проанализируйте уравнения остальных реакций ($\text{HCl} + \text{Al(OH)}_3$; $\text{HNO}_3 + \text{Al(OH)}_3$; $\text{HNO}_3 + \text{Fe(OH)}_2$).**

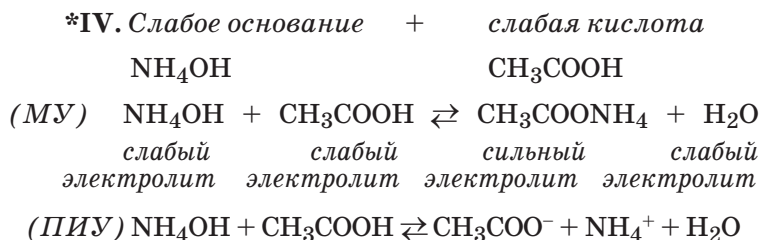


Реакция нейтрализации с участием слабых электролитов обратима.



***Выясните путем составления уравнений остальных реакций ($\text{KOH} + \text{CH}_3\text{COOH}$, $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH}$, $\text{H}_2\text{S} + \text{KOH}$), что получается в результате и как будут вести себя продукты реакции.**

Можно ли полностью нейтрализовать слабое основание? А слабую кислоту?



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.

Поищите в таблице растворимости соли слабых кислот и слабых оснований. Обратите внимание, что во многих случаях там обозначено, что такая соль или не существует или разлагается водой.

То есть для слабых кислот и слабых оснований не характерна прямая реакция – нейтрализация, а осуществляется обратная – взаимодействие соли с водой.

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 получится основание $\text{Al}(\text{OH})_3$ и кислота H_2S :



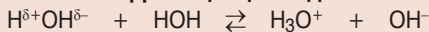
Марафон знаний

В 1923 году датский ученый Бренстед и английский ученый Лоури предложили протолитическую теорию кислот и оснований.

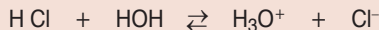
Кислота – это частица, которая отщепляет протон (ион водорода).

Основание – это частица, которая присоединяет протон.

Диссоциация воды:

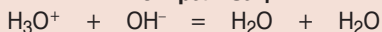


кислота₁ основание₂ кислота₂ основание₁



кислота₁ основание₂ кислота₂ основание₁

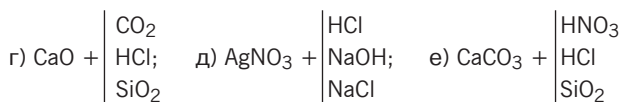
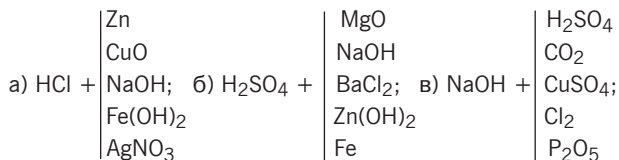
Нейтрализация:



кислота₁ основание₂ кислота₂ основание₁

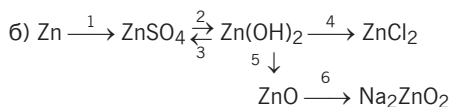
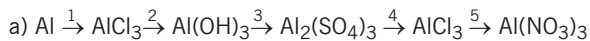
Эта теория хорошо объяснила неводные растворы.

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. Выпиши из таблицы 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.



*4.7. Гидролиз солей

Реакция взаимодействия соли с водой называется гидролизом солей.

Мы уже познакомились с этим явлением, когда рассматривали реакцию нейтрализации. Проведем опыт. К растворам солей, указанных в таб. 4.4, добавим растворы индикаторов. Для сравнения испытываем теми же индикаторами растворы кислот и щелочей, а также дистиллированную воду (рис.4.8).



Название "гидролиз" происходит от греческих слов: "гидро" – вода и "лизис" – разложение. Отсюда, гидролиз – это разложение вещества водой.

Таблица 4.4. Окраска индикатора (лакмуса) и реакция среды в растворах кислот, щелочей, солей

№	Растворы	Окраска лакмуса	Реакция среды	pH	Тип соли
1.	H ₂ O (дистил.)	фиолетовый	нейтр.	7	—
2.	HCl	красный	кислая	<7	—
3.	NaOH	синий	щелочная	>7	—
4.	NaCl	фиолетовый	нейтр.	7	сильного основания и сильной кислоты
5.	NH ₄ Cl	красный	кислая	<7	слабого основания и сильной кислоты
6.	CH ₃ COONa	синий	щелочная	>7	сильного основания и слабой кислоты
7.	CH ₃ COONH ₄	фиолетовый	нейтр.	7	слабого основания и слабой кислоты
8.	AlCl ₃	красный	кислая	<7	слабого основания и сильной кислоты с многозарядным катионом
9.	Na ₂ CO ₃	синий	щелочная	>7	сильного основания и слабой кислоты с многозарядным анионом

Можно ли различить соляную кислоту и раствор хлорида алюминия с помощью индикаторов?

Мы видим, что в растворах солей реакция среды может быть разной: нейтральной, кислой, щелочной. Объясним эти явления на основе гидролиза солей разных типов.

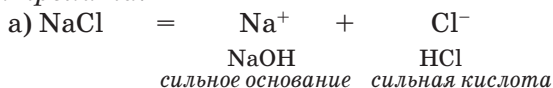
Независимо от типа соли при гидролизе всегда соблюдается правило:

С ионами воды связывается ион слабого электролита из соли.

В уравнениях гидролиза на **один ион слабого электролита** должна приходиться **одна молекула воды**.

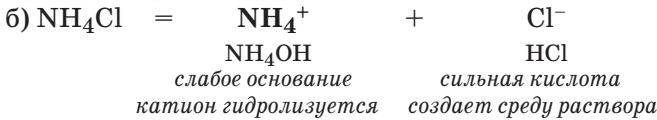
Порядок действий при составлении уравнений гидролиза следующий:

1. Запишем диссоциацию соли, установим происхождение катиона и аниона соли, выделим ион слабого электролита:

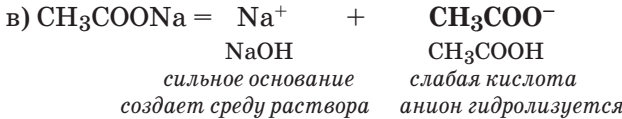


Нет иона слабого электролита – нет и гидролиза!

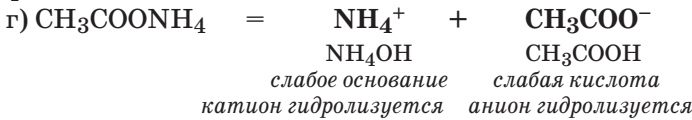
Среда нейтральная, pH = 7.



Здесь один ион слабого электролита – катион NH_4^+ , гидролиз протекает по катиону, среда кислая, pH < 7.



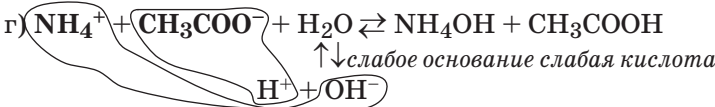
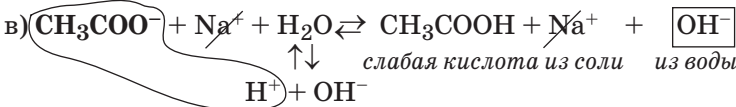
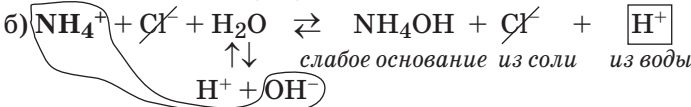
Здесь один ион слабого электролита – анион CH_3COO^- , гидролиз протекает по аниону, среда щелочная, pH > 7.



Здесь два иона слабых электролитов – катион NH_4^+ и анион CH_3COO^- , гидролиз протекает и по катиону, и по аниону, среда близкая к нейтральной, pH ≈ 7.

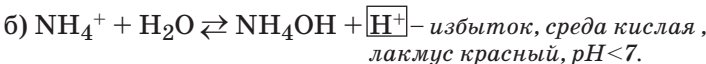
****2. Составим полные ионные уравнения гидролиза на основе правила:**

Один катион слабого электролита связывается с анионом OH^- воды, а один анион слабого электролита – с одним катионом (H^+) из воды.



В уравнениях записываем знак обратимости (\rightleftharpoons), потому что гидролиз – это обратимый процесс.

3. Составим сокращенные ионные уравнения гидролиза, сократив одинаковые ионы слева и справа в полных ионных уравнениях, определим реакцию среды:

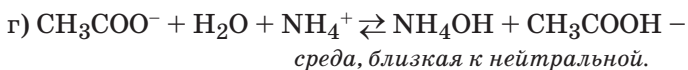


У	F ⁻
С	
И	CH ₃ COO ⁻
Л	
Е	HCO ₃ ⁻
Н	
И	HS ⁻
Е	
	SO ₃ ²⁻
Г	
И	HPO ₄ ²⁻
Д	
Р	CO ₃ ²⁻
О	
Л	PO ₄ ³⁻
И	
З	S ²⁻
А	
	SiO ₃ ²⁻

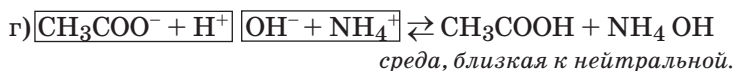
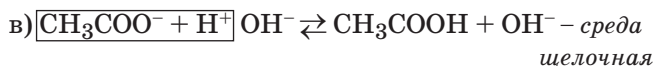
Можно ли различить с помощью фенолфталеина растворы NaOH и CH₃COONa?

У	Mg ²⁺
С	
И	Mn ²⁺
Л	
Е	Fe ²⁺
Н	
И	Co ²⁺
Е	
	Ni ²⁺
Г	
И	NH ₄ ⁺
Д	
Р	Cu ²⁺
О	
Л	Pb ²⁺
И	
З	Zn ²⁺
А	
	Al ³⁺
	Cr ³⁺
	Fe ³⁺

Какой принцип следует соблюдать при составлении уравнений гидролиза?

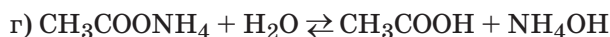
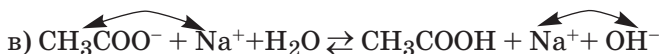
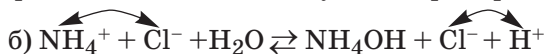


Можно записать сокращенные ионные уравнения иначе:



Любое ионное уравнение проверяется по сумме зарядов ионов слева и справа.

4. Составим молекулярные уравнения гидролиза на основе полных ионных уравнений: соединим противоположно заряженные ионы в молекулы, например:



Из молекулярных уравнений понятно, какие вещества получились при гидролизе – кислота и основание. Гидролиз солей – действительно реакция, обратная нейтрализации.

Гидролиз – это обратимый процесс и его равновесие можно сместить: на гидролиз сильно влияют температура и разбавление.

При нагревании гидролиз усиливается, так как усиливается диссоциация воды и число ионов воды увеличивается.

При разбавлении гидролиз также усиливается, так как число молекул воды и ее ионов, приходящееся на каждый ион соли, увеличивается.

Чтобы подавить гидролиз, то есть сместить равновесие влево, надо охладить раствор или добавить кислоты при кислой реакции среды (п. 3б, 4б) или щелочи при щелочной реакции среды (п. 3в, 4в).

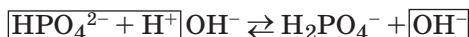
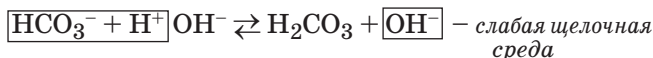
Количество гидролизированных частиц в случае таких солей, как NH_4Cl и CH_3COONa , невелико, поэтому при приготовлении растворов солей явление гидролиза не учитывается.



Любое ионное уравнение проверяется так: сумма зарядов ионов в левой части должна быть равна сумме зарядов ионов в правой части.

Мы рассмотрели гидролиз солей с однозарядными анионами или катионами слабых электролитов.

Гидролиз играет большую роль в жизни человека, животных и растений. Соли NaHCO_3 и Na_2HPO_4 входят в состав крови и гидролизуются в ней:



За счет этих солей в крови поддерживается слабощелочная среда с $\text{pH}=7,4$. Если в кровь попадают ионы кислоты H^+ , то они нейтрализуются $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$, а на место затраченных ионов OH^- поступают новые за счет сдвига равновесия гидролиза вправо.

В почве содержится множество солей, большинство из которых гидролизуются и придают почвам кислую или щелочную реакцию. Это важно для растений. Так, пшеница лучше всего растет на нейтральных почвах ($\text{pH}=7$), картофель – на кислых ($\text{pH}=5$), люцерна на слабощелочных ($\text{pH}=8$).

Вода океана имеет $\text{pH}=7,9 - 8,4$ за счет гидролиза карбонатов.

Приведите примеры гидролиза солей в повседневной жизни.

Объясните, почему почвы могут быть кислыми или щелочными.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ №3*

Гидролиз солей

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, стеклянная палочка, лакмус, растворы AlCl_3 , Na_2CO_3 , NaCl , HCl , NaOH , вода.

Задание: в растворы выданных солей добавьте 1-2 капли раствора лакмуса.

Для сравнения исследуйте тем же индикатором растворы кислоты, щелочи и дистиллированной воды.

Наблюдения по изменению цвета индикатора и соответствующие выводы внесите в таблицу:

№	Растворы	Изменение цвета индикатора	Реакция среды	pH	Тип соли
1.					

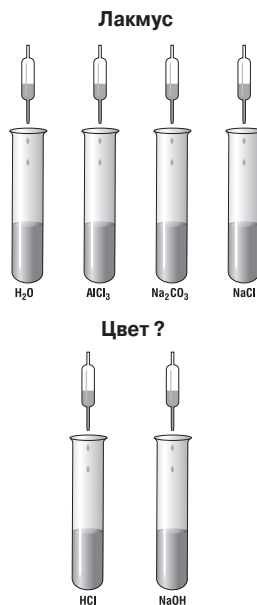


Рис. 4.8. Действие лакмуса на растворы кислот, щелочей и солей.



Марафон знаний

Бабушка Нина встала рано утром и сразу взялась за работу. За-topила печку, замочила в кальцинированной соде белье, приготовила бездрожжевое тесто на питьевой соде и поставила пирог в печь. Прикрыла заслонку печки, чтобы сделать пламя поменьше. Затем выбежала во двор за песком, чтобы почистить кастрюлю, вернулась и почувствовала неприятный запах угарного газа. “Можно отравиться”, – подумала баба Нина и открыла заслонку у печки пошире. Пирог испекся пышный, красивый! “Говорят, карбонат аммония еще лучше разрыхлитель для теста, чем сода. Надо бы купить!” – решила баба Нина.

Отрезала кусок пирога себе и внучке Марине и стали они за-pивать его газированной водой. Пузырьки газа выделялись из воды в стакане. Баба Нина наблюдала за ними, а потом добавила в стакан немного фиолетового сока черной смородины. Газированная вода стала красной. Внучка сказала, что сок похож на индикатор лакмус, и в растворе есть слабая угольная кислота.

Потом баба Нина постирала белье, а внучке захотелось капнуть фиолетовый сок в таз с раствором соды. Раствор стал синим. Тогда внучка и объяснила бабушке, почему кальцинированную соду называют щелочком и используют как моющее средство.

В рассказе упоминаются химические соединения и химические реакции. Кто из вас напишет все?



Выберите выигрышный путь, который составляют соли, при гидролизе которых:

а) создается щелочная среда

б) создается кислая среда

K_2S	K_2SO_4	$NaCl$
$Ca(NO_3)_2$	Na_2CO_3	$FeSO_4$
KI	$AlCl_3$	CH_3COONa

$Fe_2(SO_4)_2$	Na_2S	$NaHCO_3$
KBr	$SnCl_2$	K_2CO_3
$CuSO_4$	Na_2SO_4	$Al(NO_3)_3$

Докажите правильность выбора.

- Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: K_2S , K_2SO_4 , $NaCl$, $CuSO_4$, $ZnCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$, Na_2CO_3 , $NaHCO_3$, Na_3PO_4 , $CaCl_2$, $CaSO_4$? Объясни свой выбор. Классифицируй соли по кислоте и основанию, из которых они образованы.
- Объясни, в водных растворах каких солей среда кислая:
 - карбонат натрия;
 - хлорид калия;
 - сульфат железа (II);
 - хлорид цинка.
 Объясни свой выбор.
- В водных растворах каких солей среда щелочная:
 - сульфат меди (II);
 - ацетат натрия;
 - карбонат калия;
 - хлорид кальция.
 Как доказать правильность выбора экспериментально?



4. В водных растворах каких солей среда практически нейтральная:
 а) бромид калия; в) ацетат аммония;
 б) хлорид алюминия; г) сульфат натрия.
 Объясни свой выбор.
5. Натрий массой 2,3 г прореагировал с водой. Вычисли массовую долю вещества в растворе, если объем воды 100 мл.
6. Оксид кальция массой 5,6 г растворили полностью в воде объемом 1 л. Вычисли массовую долю вещества в растворе и молярную концентрацию раствора, считая плотность раствора равной плотности воды (докажи, что это допустимо).

*4.8. 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:

$$v(\text{Zn}) = 2 \text{ моль}$$

$$v(\text{HCl}) - ?$$

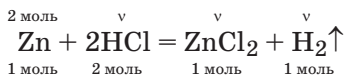
$$v(\text{ZnCl}_2) - ?$$

$$v(\text{H}_2) - ?$$

$$\frac{v_{\text{усл.}}}{v_{\text{ур.}}} - ?$$

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:

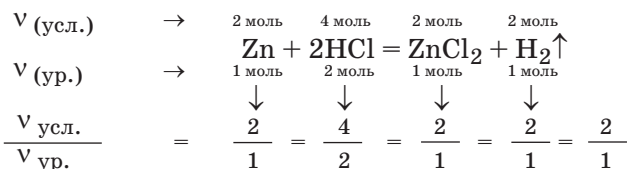
$$v(\text{HCl}) = 2 v(\text{Zn}) = 2 \cdot 2 \text{ моль} = 4 \text{ моль}$$

$$v(\text{ZnCl}_2) = v(\text{Zn}) = 2 \text{ моль}$$

$$v(\text{H}_2) = v(\text{Zn}) = 2 \text{ моль}$$

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

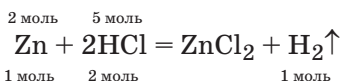
Для получения водорода взят цинк количеством 2 моль и соляная кислота количеством 5 моль. Определите, какое вещество взято в избытке. Вычислите количество вещества водорода.

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:

$$\frac{v_{\text{усл.}}(\text{Zn})}{v_{\text{ур.}}(\text{Zn})} = \frac{2}{1} < \frac{5}{2} = \frac{v_{\text{усл.}}(\text{HCl})}{v_{\text{ур.}}(\text{HCl})}$$

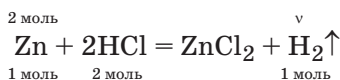
избыток

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:

$$m(\text{Fe}) = 112 \text{ г}$$

$$m(\text{HCl}) = 109,5 \text{ г}$$

$$m(\text{FeCl}_2) = ?$$

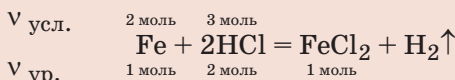
Решение:

$$2. v = \frac{m}{M}$$

$$v(\text{Fe}) = \frac{112 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль}$$

$$v(\text{HCl}) = \frac{109,5 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моль}$$

3.



4.

$$\frac{v_{\text{усл.}}}{v_{\text{ур.}}} = \frac{2}{1} > \frac{3}{2}$$

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 :

$$m = M \cdot \nu$$

$$M_r(\text{FeCl}_2) = 56 + 35,5 \cdot 2 = 127$$

$$M(\text{FeCl}_2) = 127 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{FeCl}_2) = 127 \text{ г/моль} \cdot 1,5 \text{ моль} = 190,5 \text{ г}$$

Ответ: масса FeCl_2 – 190,5 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;

$$\nu(\text{по условию}) = \frac{m(\text{по условию})}{M}$$

Значит, $\frac{\nu_{\text{усл.}}}{\nu_{\text{ур.}}} = \frac{m(\text{по условию})}{\nu(\text{по уравнению}) \cdot M}$. 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

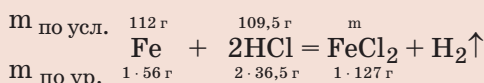
1. Над уравнением запишем массы по условию, а под уравнением – массы по уравнению.

2. Вычислим отношение $\frac{m_{\text{по усл.}}}{m_{\text{по ур.}}}$.

Сделаем вывод о том, что в избытке.

3. Вычислим массу вещества по вопросу задачи. Здесь массу FeCl_2 .

1.



$$\mathbf{2.} \quad \frac{112 \text{ г}}{56 \text{ г}} > \frac{109,5 \text{ г}}{2 \cdot 36,5 \text{ г}},$$

избыток

следовательно, железо в избытке.

Расчет будем вести по "недостатку" – по соляной кислоте.

3. $M_r(\text{FeCl}_2) = 127$

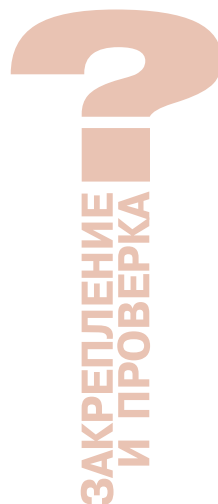
$$M(\text{FeCl}_2) = 127 \text{ г/моль}$$

$$\frac{109,5 \text{ г}}{2 \cdot 36,5 \text{ г}} = \frac{m}{127 \text{ г}}$$

$$m(\text{FeCl}_2) = \frac{109,5 \text{ г} \cdot 127 \text{ г}}{73 \text{ г}} = 190,5 \text{ г}$$

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:

$$8\text{Al} + 3\text{Fe}_2\text{O}_3 = 9\text{Fe} + 4\text{Al}_2\text{O}_3$$
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.

3. Химические свойства оснований.

С помощью предложенных реактивов: NaOH , HCl , CuSO_4 – 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) CuSO_4 , BaCl_2 , Na_2CO_3 , NaOH , HCl ; Fe (мет.) исследуйте и опишите свойства солей. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

5. Получение веществ.

С помощью предложенных реактивов: (растворов) Na_2CO_3 , Ca(OH)_2 , CuSO_4 , 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) AlCl_3 , NaOH , HCl или $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, H_2SO_4 , KOH – получите гидроксид алюминия и докажите его амфотерность. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

7. Реакция нейтрализации.

С помощью предложенных реактивов: NaOH , HCl , фенолфталеин, CH_3COOH , AlCl_3 – осуществите четыре варианта реакции нейтрализации. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. В каком случае можно установить на опыте момент нейтрализации?

***8. Гидролиз солей.**

Испытайте растворы солей Na_2CO_3 , AlCl_3 , NaCl , BaCl_2 , NH_4Cl , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ индикатором. Выберите нужный индикатор (лакмус, фенолфталеин, метилоранж, универсальный индикатор). Укажите реакцию среды (кислая, нейтральная, щелочная) и pH (>7 или <7). Определите, какие соли подверглись гидролизу.

Уберите рабочее место и сдайте все лаборанту. Вымойте руки. Успехов вам в решении жизненных задач.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ**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.

***Гидрат**

– продукт взаимодействия растворенного вещества с растворителем – водой.

****Кристаллогидрат**

– гидрат, выделенный из водного раствора в твердом виде, содержащий **кристаллизационную воду**, например $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Правило растворимости:**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.

****Коэффициент растворимости**

– максимальная масса вещества, которая может раствориться в 100 г воды при данной температуре. Растворимые вещества – больше 1 г, малорастворимые – 0,01-1 г, нерастворимые – меньше 0,01 г в 100 г воды.

Массовая доля

растворенного вещества в растворе – это отношение массы вещества к массе раствора: $\omega(x) = \frac{m(x)}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$.

***Молярная концентрация**

– это отношение количества (моль) растворенного вещества к объему раствора: $C(X) = \frac{\nu(X)}{V_{\text{р-ра}}}$, моль/л.

Растворы. Электролитическая диссоциация

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

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).
Неэлектролиты	– вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток.
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.
*Степень диссоциации	– это отношение числа распавшихся на ионы молекул ($N_{\text{дис.}}$) к общему числу растворенных молекул (N): $\alpha = \frac{N_{\text{дис.}}}{N} \cdot 100\%$
Сильные электролиты	имеют степень диссоциации от 30 до 100%.
Средней силы электролиты	имеют степень диссоциации 30-3%.
Слабые электролиты	имеют степень диссоциации меньше 3%.
*Насыщенный раствор	– это раствор, в котором концентрация растворенного вещества не увеличивается при добавлении вещества при данной температуре.
*Ненасыщенный раствор	– его концентрация меньше, чем у насыщенного при данной температуре.
**Перенасыщенный раствор	– его концентрация больше, чем у насыщенного при данной температуре.
Кислоты	– это электролиты, которые диссоциируют с образованием катионов H^+ и анионов кислотных остатков: Сильная кислота $HCl = H^+ + Cl^-$; Слабая кислота $H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$ – I ступень <i>гидрокарбонат-ион</i> $HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$ – II ступень <i>карбонат-ион</i>
*Кислые соли	Число ступеней диссоциации равно числу ионов H^+ . – 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
Основания	– это электролиты, которые диссоциируют с образованием одного вида анионов OH^- (гидроксогруппы). $NaOH = Na^+ + OH^-$ – сильное основание $NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ – слабое основание
*Основные соли	– это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла OH^- и два вида анионов: гидроксогруппы (OH^-) и кислотного остатка: $AlONCl_2 = AlON^{2+} + 2Cl^-$ – как сильный электролит $AlON^{2+} \rightleftharpoons Al^{3+} + OH^-$ – как слабый электролит
Средние соли	– электролиты, диссоциирующие необратимо на катионы металла и анионы кислотных остатков: $Al_2(SO_4)_3 = 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$
*Амфотерные гидроксиды	(основания) диссоциируют как основания: $Al(OH)_3 \rightleftharpoons Al^{3+} + 3OH^-$

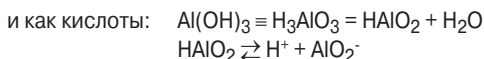
ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Реакция среды

Водородный показатель

Типы солей

*Гидролиз солей



определяется по избытку катионов H^+ – кислая; по избытку анионов OH^- – щелочная и их равенства – нейтральная.

характеризует кислотность среды: $\text{pH}=7$ нейтральная среда; $\text{pH}>7$ (больше) – щелочная среда; $\text{pH}<7$ (меньше) – кислая среда.

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).

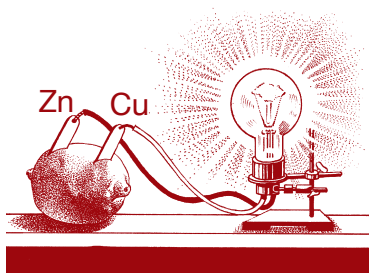
– реакция взаимодействия соли с водой по катиону слабого основания или аниону слабой кислоты.

ТЕСТ

Гуманитарный профиль выполняет задания без звездочки

- 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. Масса NaOH (г), содержащегося в 500 см^3 раствора с молярной концентрацией $0,6 \text{ моль/л}$, равна:
а) 12; б) 24; в) 66; г) 130.
- X. Для засолки огурцов готовят рассол – раствор поваренной соли с массовой долей 6%. Вычислите массу соли и воды, необходимых для приготовления 2 кг такого раствора.
- *XI. Растворы каких веществ имеют щелочную среду:
а) гидроксида натрия; в) карбоната натрия;
б) хлороводорода; г) хлорида аммония?

(5) Окислительно-восстановительные процессы



После изучения этой главы ты будешь способен:

- объяснять понятия: степень окисления, окислитель, восстановитель, окисление, восстановление, окислительно-восстановительные реакции (ОВР), *электронные уравнения, *электронный баланс;
- *применять метод электронного баланса для определения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций неорганических веществ;
- проводить вычисления на базе окислительно-восстановительных реакций и объяснять применение ОВР;
- *объяснять и правильно применять понятия: коррозия металлов, электролиз;
- *выводить области практического применения электролиза;
- *описывать методы защиты металлов от коррозии.

5.1. Сущность окислительно-восстановительных реакций

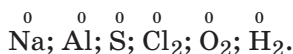
Мы уже знакомы с простыми окислительно-восстановительными реакциями. Важнейшим понятием в них является степень окисления.

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

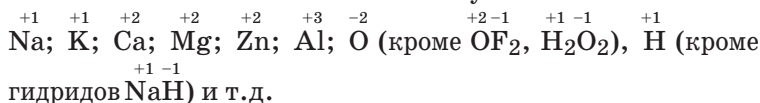
В полярно-ковалентном соединении хлороводороде $\overset{\delta+}{\text{H}}\overset{\delta-}{\text{Cl}}$ мы допускаем, что произошел полный переход электрона от водорода к хлору и получились целые

степени окисления $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}}$. У элементов в простых веществах степень окисления всегда равна нулю:



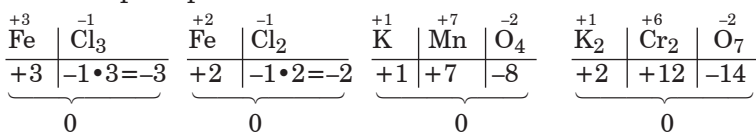
В соединениях элементы могут проявлять постоянную и переменную степень окисления.

Постоянная степень окисления у элементов:



Переменную степень окисления вычисляют по правилу: *алгебраическая сумма зарядов всех атомов в соединении должна быть равна нулю.*

Например:

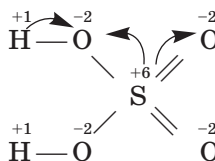


Какие элементы являются опорными для вычисления переменных CO ?

**Сравните два способа вычисления степеней окисления.

**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.

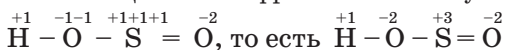
Например:



По каждой связи Н—О на атоме кислорода образуется заряд -1, а на атоме водорода +1.

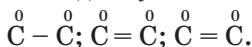
По каждой связи S—O на атоме кислорода образуется заряд -1, а на атоме серы +1.

В общем в этом фрагменте молекулы получается



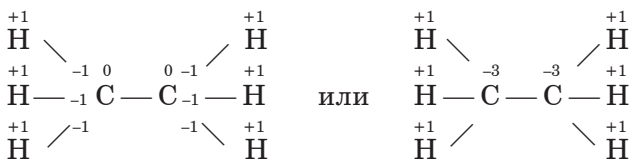
Аналогичный расчет по второй части молекулы приводит к общему заряду на атоме серы равному +6.

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 двойным связям C=O равны $\overset{+2}{\text{C}} = \overset{-2}{\text{O}}$, так как электроотрицательность кислорода больше, чем углерода.

В соединениях заряды на каждом атоме суммируются:



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:

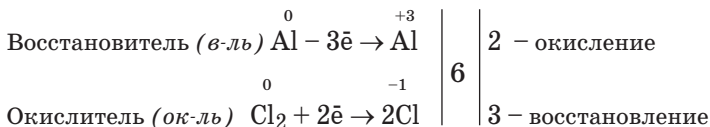
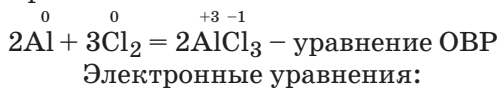
$$\begin{array}{c} {}^{-1} \text{C}-\text{H}; \\ {}^{+1} \text{C}-\text{O}; \\ {}^{+2} \text{C}=\text{O}. \end{array}$$

Окислительно-восстановительными называются такие реакции, при которых происходит переход электронов от одних атомов к другим атомам.

Какое еще можно дать определение ОВР?

Главный признак окислительно-восстановительных реакций — это **изменение степени окисления** элементов в результате реакции.

Например:



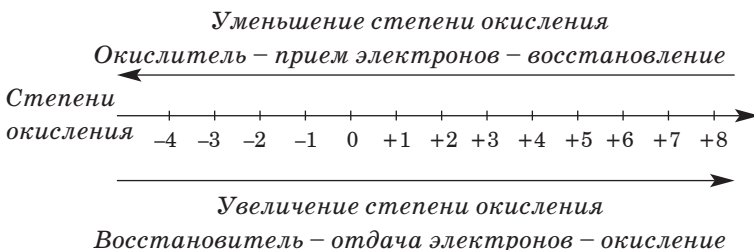
Сравните окислитель и восстановитель, окисление и восстановление.

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 окисления слева только -4, а справа +8?



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.

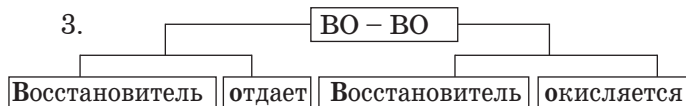
Окислитель – это атом, принимающий электроны, сам он восстанавливается и понижает свою степень окисления.

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.



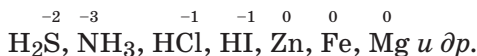
Придумайте свое правило для запоминания!

Придумайте сами правило (можно смешное), чтобы *помочь себе* сделать выбор: окислителем или восстановителем является данный элемент в окислительно-восстановительной реакции.

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 ${}^{+4}\text{SO}_2$.

На примере различных соединений серы рассмотрим, как проявляются эти свойства.



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.

Сера проявляет ряд степеней окисления:

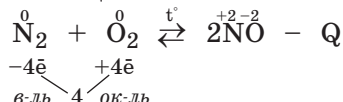


№.	Элемент	Строение электронной оболочки	Свойства						
1.	$\overset{0}{\text{S}}$ (+16)	2ē 8ē 6ē	<p>а) Может отдавать до 6ē предыдущего уровня и служить восстановителем:</p> $\overset{0}{\text{S}} + \overset{0}{\text{O}_2} = \overset{+4-2}{\text{SO}_2}$ <p style="text-align: center;"> $\begin{array}{ccc} -4\text{ē} & +4\text{ē} & \\ \text{в-ль} & \text{ок-ль} & \end{array}$ </p> <p>б) Может принимать электроны до 6ē 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 style="text-align: center;"> $\begin{array}{ccc} -2\text{ē} & +2\text{ē} & \\ \text{в-ль} & \text{ок-ль} & \end{array}$ </p>						
2.	$\overset{-2}{\text{S}}$ (+16)	2ē 8ē 8ē	<p>Принимать не может, так как на внешнем уровне комплект 8ē, значит, только отдает – только восстановитель:</p> $\overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{S}} + \overset{0}{3\text{O}_2} = \overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{O}} + \overset{+4-2}{2\text{SO}_2}$ <p style="text-align: center;"> $\begin{array}{ccc} -6\text{ē} & +4\text{ē} & \\ \text{в-ль} & \text{ок-ль} & \end{array}$ </p>						
3.	$\overset{+4}{\text{S}}$ (+16)	2ē 8ē 2ē	<p>а) Может отдавать электроны и быть восстановителем:</p> $\overset{+4-2}{2\text{SO}_2} + \overset{0}{\text{O}_2} = \overset{+6-2}{2\text{SO}_3}$ <p style="text-align: center;"> $\begin{array}{ccc} -2\text{ē} & +4\text{ē} & \\ \text{в-ль} & \text{ок-ль} & \end{array}$ </p> <p>б) Может принимать электроны и быть окислителем:</p> $\overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{S}} + \overset{+4-2}{\text{SO}_2} = \overset{0}{3\text{S}} + \overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{O}}$ <p style="text-align: center;"> $\begin{array}{ccc} -2\text{ē} & +4\text{ē} & \\ \text{в-ль} & \text{ок-ль} & \end{array}$ </p>						
4.	$\overset{+6}{\text{S}}$ (+16)	2ē 8ē 0ē	<p>4. Отдавать нечего, наружным становится предыдущий завершённый уровень из 8 электронов. Значит, может только принимать – только окислитель:</p> $\overset{+1+6-2}{2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.})} + \overset{0}{\text{Cu}} = \overset{+2+6-2}{\text{CuSO}_4} + \overset{+4-2}{\text{SO}_2} + \overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{O}}$ <table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td style="padding-right: 10px;">$\overset{+6}{\text{ок-ль S}} + 2\text{ē} \rightarrow \text{S}$</td> <td style="border-left: 1px solid black; padding-left: 10px; text-align: center;">1</td> </tr> <tr> <td style="padding-right: 10px;">$\overset{0}{\text{в-ль Cu}} - 2\text{ē} \rightarrow \text{Cu}$</td> <td style="border-left: 1px solid black; padding-left: 10px; text-align: center;">2</td> </tr> <tr> <td></td> <td style="border-left: 1px solid black; padding-left: 10px; text-align: center;">1</td> </tr> </table>	$\overset{+6}{\text{ок-ль S}} + 2\text{ē} \rightarrow \text{S}$	1	$\overset{0}{\text{в-ль Cu}} - 2\text{ē} \rightarrow \text{Cu}$	2		1
$\overset{+6}{\text{ок-ль S}} + 2\text{ē} \rightarrow \text{S}$	1								
$\overset{0}{\text{в-ль Cu}} - 2\text{ē} \rightarrow \text{Cu}$	2								
	1								

← Сравните свойства элементов в разных степенях окисления.

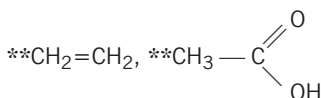
Окислительно-восстановительные реакции протекают чаще всего с выделением тепла (экзотермически).

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.

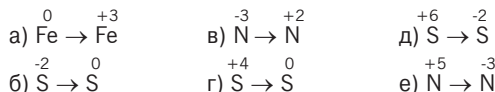
1. Дай определение понятия "степень окисления". Приведи примеры, сравни способность элементов проявлять различные степени окисления элементов в веществах: H_2 , H_2O , Fe, P, KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2SO_3 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$,



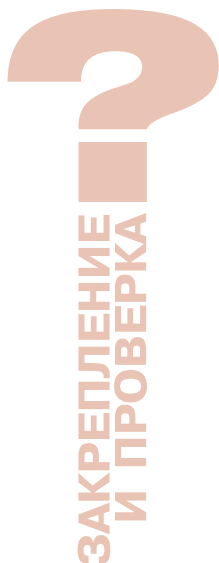
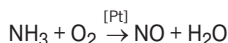
2. Дай определение понятиям "окисление", "восстановление", "окислительно-восстановительная реакция". Приведи примеры.
3. Как изменяется степень окисления атомов элементов при:
 - а) восстановлении; б) окислении:
 - 1) понижается; 3) повышается;
 - 2) не изменяется; 4) может как повышаться, так и понижаться?
4. Какой главный отличительный признак окислительно-восстановительной реакции:
 - а) соединение веществ; в) изменение степени окисления элементов;
 - б) разложение веществ; г) переход электронов?
5. Из приведенных ниже схем выбери окислительно-восстановительные реакции:
 - а) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ б) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
 - в) $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ г) $\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2$
 - д) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
 - е) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - ж) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - з) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Уравняй реакции.

- *6. Закончи переходы, используя числовую ось:



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.



*5.2. 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, указанных выше в параграфе 5.1, составлены с помощью этого метода.

Рассмотрим алгоритм этого метода для более сложного случая, когда кроме элементов, меняющих степень окисления, в уравнении есть другие элементы.

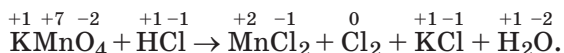
Пример 1. Реакция получения хлора в лаборатории при взаимодействии твердого перманганата калия и концентрированной соляной кислоты.

Порядок действий:

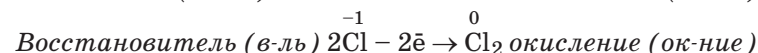
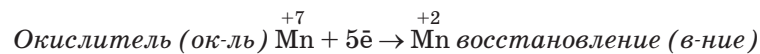
1. Запишем схему реакции:



2. Вычислим степени окисления всех элементов, сравним их до и после реакции, выберем и подчеркнем те элементы, которые изменили степень окисления:



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:



Электронный баланс – это равенство между числом “отданных” и “принятых” электронов.

**Пишем
СХЕМУ РЕАКЦИИ**

**вычисляем и
сравниваем
СТЕПЕНИ
ОКИСЛЕНИЯ**

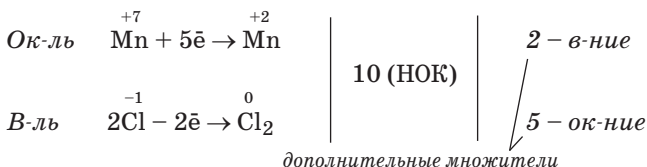
**пишем
ЭЛЕКТРОННЫЕ
УРАВНЕНИЯ**

**устанавливаем
ЭЛЕКТРОННЫЙ
БАЛАНС**

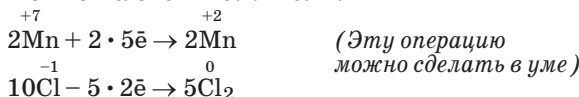
**находим
ОСНОВНЫЕ
КОЭФФИЦИЕНТЫ**

**определяем
ОСТАЛЬНЫЕ
КОЭФФИЦИЕНТЫ**

**проверяем
КИСЛОРОД**



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:



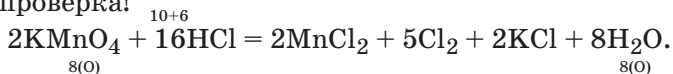
6. Найдем обычные коэффициенты. Уравняем:

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.

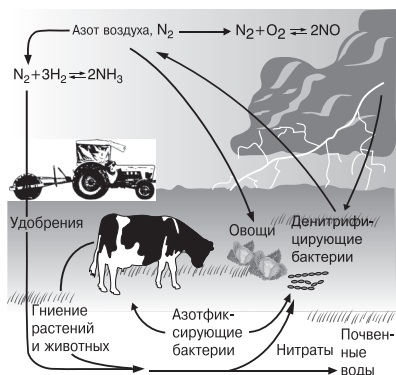


Рис. 5.1. Круговорот азота в природе



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 перексидом водорода, обновление старых картин, дезинфекция с помощью хлорной извести, круговорот элементов в природе.

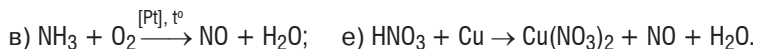
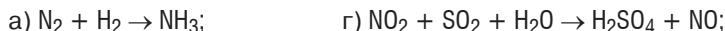
На рисунке 5.1 представлен круговорот азота в природе. Попытайтесь выяснить, какие окислительно-восстановительные реакции при этом происходят. Вернитесь к этой схеме после изучения особенностей азотной кислоты в теме «Неметаллы» или после выполнения задания № 4.

Проанализируйте схемы реакций, приведенных ниже.

Составьте электронные уравнения.

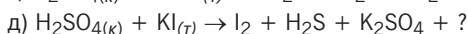
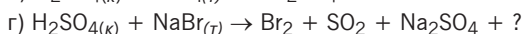
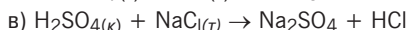
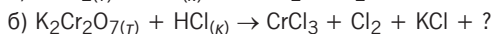
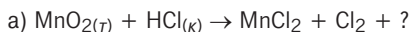
Укажите окислитель и восстановитель.

Сравните свойства азота в разных степенях окисления.

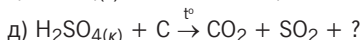
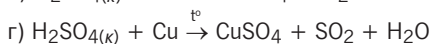
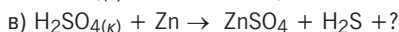
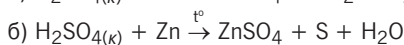
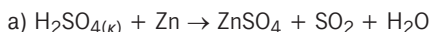


Установите коэффициенты методом электронного баланса (см. §5.2)

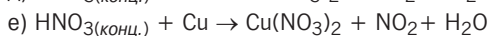
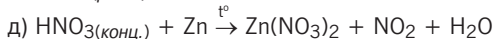
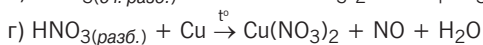
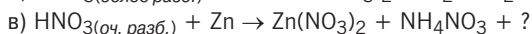
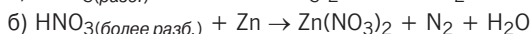
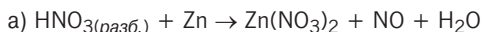
1. Уравняй реакции, указанные в упражнении 5 (§5.1.).
2. Выбери окислительно-восстановительные реакции. Закончи молекулярные уравнения, подбери коэффициенты, укажи окислитель и восстановитель:



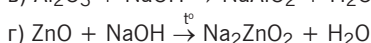
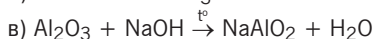
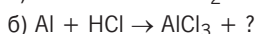
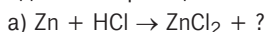
3. Познакомься с особыми свойствами концентрированной серной кислоты. Уравняй реакции, укажи окислитель и восстановитель, сделай вывод:



4. Познакомься с особыми свойствами разбавленной и концентрированной азотной кислоты. Уравняй реакции, укажи окислитель и восстановитель, сделай вывод:



5. Какие из реакций являются окислительно-восстановительными? Закончи и уравняй реакции, укажи окислитель и восстановитель. Определи типы реакций.



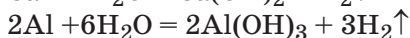
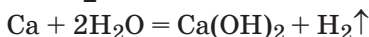
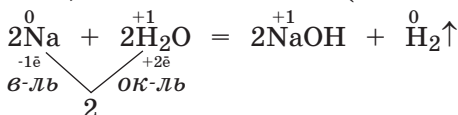
ЗАКРЕПЛЕНИЕ
И ПРОВЕРКА

- Методом электронного баланса составь уравнение реакции, лежащей в основе горения термитной смеси $\text{Al} + \text{Fe}_3\text{O}_4$. Вычисли массу железа, если масса алюминия 54 г.
- Вычисли объем (н.у.) оксида азота (II), который образуется из меди массой 12,8 г при ее реакции с разбавленной азотной кислотой. Схема реакции:
 $\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{p.})} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + ?$

5.3. Ряд напряжений металлов

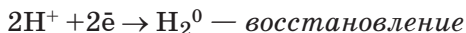
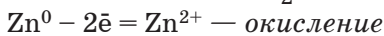
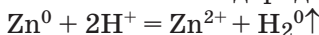
Рассмотрим поведение металлов в воде и водных растворах кислот и солей.

С водой взаимодействуют, как мы уже знаем, с вытеснением водорода щелочные и щелочно-земельные металлы, а также алюминий (без оксидной пленки):

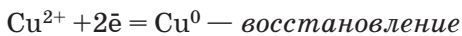
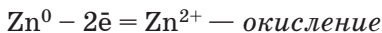
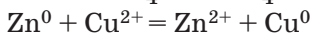
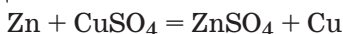


Остальные металлы при *обычных условиях* с водой не взаимодействуют.

При погружении металлов в растворы кислот (кроме азотной и концентрированной серной!) происходит также вытеснение водорода:



В растворах солей также происходит реакция замещения:



В результате этой реакции цинковая пластинка покрывается медью. И в первом, и во втором опытах окисление и восстановление происходит в одном месте – там, где соприкасаются ионы водорода H^+ с атомами цинка Zn и ионы меди с атомами цинка.

На основании таких опытов Бекетовым был установлен *вытеснительный ряд металлов* для водных растворов или **ряд напряжений металлов**



Уменьшение восстановительной активности в водных растворах

Из ряда напряжений следуют **выводы о химических свойствах металлов относительно водных растворов:**

Li K Ca Na Mg Be Al Ti Mn V Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au
 у м е н ь ш е н и е в о с т а н о в и т е л ь н о й а к т и в н о с т и в в о с т а н о в и т е л ь н о й

1. Каждый металл способен вытеснить из раствора соли любой другой металл, стоящий после него.

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.



Марафон знаний

В XIX веке один английский часовщик сделал гальванический элемент из лимона и двух пластинок – медной и цинковой (рис. 5.2.). Электрический ток из этого источника питал моторчик, который вращал вывеску в его мастерской. Как возникает ток? Найди ответ.

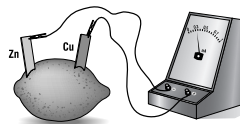


Рис. 5.2. Гальванический элемент

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.

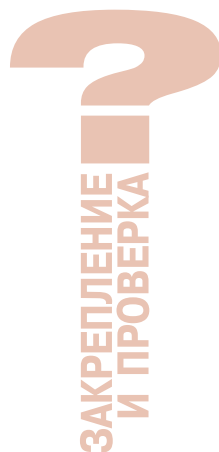
*2. Медная пластинка массой 10 г была погружена в раствор нитрата серебра, затем промыта, высушена и взвешена. Масса пластинки стала равной 14,4 г. Какова масса металла, выделившегося на пластинке?

*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.



ЗАКРЕПЛЕНИЕ
И ПРОВЕРКА

*5.4 Коррозия металлов и методы защиты от нее

5.4.1. Сущность коррозии

Мир вокруг нас создан руками человека: машины и самолеты, велосипеды и мотоциклы, станки и строительные 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* (лат. "corrodere" – разъедать).

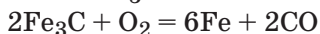
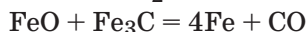
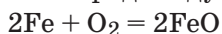
Наиболее важна коррозия железа и его сплавов – чугуна и стали. Ежегодно до 10% от выплавки стали разрушается от коррозии.

5.4.2. Виды коррозии

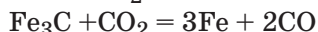
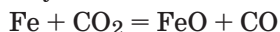
1. Химическая коррозия. Разрушение металлов происходит под воздействием сухих газов (O_2 , Cl_2 , HCl , H_2S , SO_2 , CO , H_2). Коррозия протекает при высоких температурах, когда невозможна конденсация паров на поверхности металла.

Взаимодействие стали с окисляющими средами:

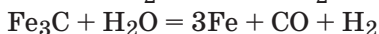
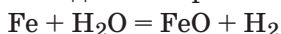
а) окислитель – кислород воздуха



б) окислитель – углекислый газ



в) окислитель – водяной пар



Сравните коррозию в окислительной и восстановительной среде.

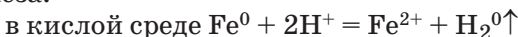


В этих реакциях уменьшается содержание углерода в стали, так как карбид железа окисляется быстрее, чем железо. Сталь превращается в мягкое железо, при этом выходят из строя механизмы.

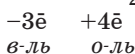
Взаимодействие стали с восстанавливающими реагентами.

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





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.

Опишите биохимическую коррозию, используя различные источники информации.

5.4.3. 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.

Потекторная 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%-й 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.



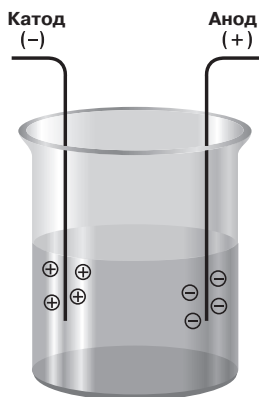


Рис. 5.3. Смещение ионов в электрическом поле

*5.5. Электролиз

5.5.1. Сущность электролиза. Электролиз расплавов

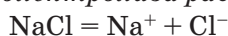
Опустим в раствор или расплав электролита электроды – графитовые стержни и присоединим их к отрицательному полюсу источника тока – катоду (-) и положительному – аноду (+).

Под действием электрического поля положительно заряженные ионы – катионы будут перемещаться к катоду (-), а отрицательные ионы – анионы – к аноду (+) (рис. 5.3).

На катоде катионы присоединяют электроны и восстанавливаются, на аноде анионы отдают электроны и окисляются.

Например, в расплаве хлорида натрия происходят процессы:

Схема электролиза расплава NaCl



“Лизис” – разложение;
“электро” – ток.

Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита.

“Лизис” – разложение; “электро” – электрическим током. При электролизе происходит превращение электрической энергии в химическую, то есть получаются новые вещества.

Различают электролиз расплавов и растворов. При электролизе расплавов, как в случае с хлоридом натрия, окисляются и восстанавливаются ионы самого электролита. Для записи процессов составляют схему электролиза и уравнивают число отданных и принятых электронов, число ионов и атомов всех элементов, а затем составляют суммарное уравнение электролиза в молекулярной форме. По этому уравнению можно проводить любые вычисления.

Какое превращение энергии происходит при электролизе?

Почему процессы электролиза в водных растворах сложнее, чем в расплавах?

5.5.2. Электролиз водных растворов электролитов

В водных растворах процессы электролиза протекают сложнее, чем в расплавах.

В водных растворах в катодных и анодных процессах может участвовать вода.

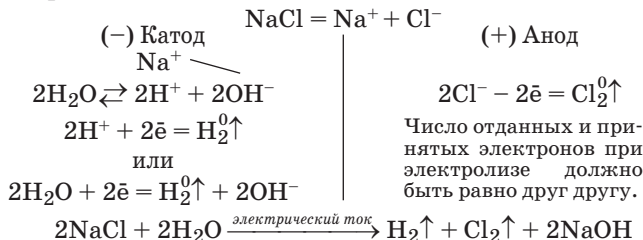
При составлении *схем электролиза растворов* электролитов следует помнить следующее:

1. При электролизе водных растворов на катоде восстанавливаются и выделяются в виде простых веществ ионы всех металлов, стоящих в ряду напряжений после алюминия. Вместо металлов, стоящих до алюминия, на катоде восстанавливается водород воды. Вместе с металлами, стоящими в ряду напряжений между алюминием и водородом, в водных растворах восстанавливаются молекулы воды.

2. Если в растворе находятся ионы двух или нескольких металлов с близкими концентрациями, то в первую очередь будут восстанавливаться ионы металла, стоящего правее в ряду напряжений (менее активного). Однако, если концентрация более активного металла, например Zn^{2+} , значительно больше, чем Cu^{2+} , то восстанавливаться будут ионы Zn^{2+} .

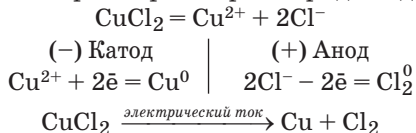
3. При электролизе растворов солей бескислородных кислот (анионы I^- , Br^- , Cl^- , S^{2-} и др.) на аноде разряжаются эти ионы, а солей кислородсодержащих – окисляется вода с выделением кислорода.

Пример 1. Электролиз раствора хлорида натрия



На катоде выделяется водород, а в катодном пространстве образуется раствор гидроксида натрия. Из природных рассолов хлорида натрия так получают гидроксид натрия, хлор и водород.

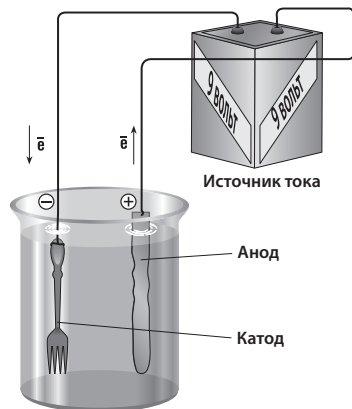
***Пример 2.* Электролиз раствора хлорида меди (II) CuCl_2 .



На катоде получаем медь, а на аноде выделяется хлор.

6.5.3. Применение электролиза

Активные металлы, включая алюминий, получают только электролизом расплавов их соединений.



***Рис. 5.4.* Покрытие металлов



В процессе электролиза происходит превращение электрической энергии в химическую.



Число отданных и принятых электронов на аноде и принятых на катоде должно быть равно.

Фтор также можно получить только из расплава соли. Хлор, кислород, водород, щелочи получают электролизом растворов. Красивые металлические покрытия из меди, олова, никеля, хрома, серебра, золота образуются на изделии, если сделать его катодом в электролитической ванне с соответствующей солью, а анод – из соответствующего металла.

Блестящие хромовые покрытия на автомобилях очень дороги. Чтобы сделать покрытие дешевле, сначала деталь автомобиля покрывают слоем меди, затем тончайшим слоем никеля, а его – слоем хрома.

С помощью электролиза получают точные металлические копии с различных предметов. Сначала изготавливают восковую модель, затем на нее наносят токопроводящий слой из графита, подключают к катоду и опускают в ванну с электролитом – и, например, медным анодом. Медь будет осаждаться на катоде, покрывая весь предмет. Затем воск вытапливают и остается медное изделие. Так изготавливаются клише для печатания денег, металлизуются различные предметы, даже биологические препараты, например насекомые.



Очистка меди
 $A(+)$ $Cu^0 - 2\bar{e} = Cu^{2+}$
 $K(-)$ $Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu^0$

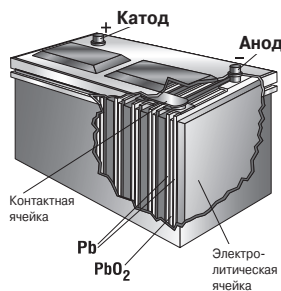


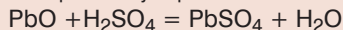
Рис. 5.5. Свинцовый аккумулятор

Почему свинцовый аккумулятор называют свинцовым?

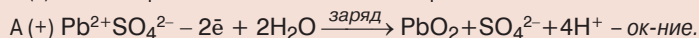
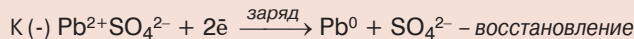


Марафон знаний

В автомобилях нужен аккумулятор. Чаще всего это свинцовый аккумулятор, внутри которого залит раствор серной кислоты (рис. 5.5). Он работает как гальванический элемент, а при его зарядке внутри на электродах происходит процесс электролиза. Electroды свинцового аккумулятора представляют собой свинцовые решетки, заполненные оксидом свинца (II). В аккумулятор заливают электролит 12-39%-ю серную кислоту (плотность 1,24-1,30 г/см³). Происходит превращение оксида свинца (II) в нерастворимый сульфат:

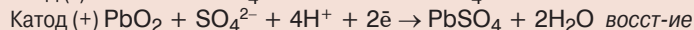
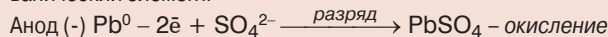


Зарядка аккумулятора – процесс электролиза



При зарядке концентрация серной кислоты увеличивается.

При разрядке аккумулятора происходит обратный процесс – гальванический элемент.



Серная кислота расходуется и образуется сульфат свинца. Как видим, знак заряда электрода при зарядке и разрядке остается, а процессы и названия меняются, так как анод – это электрод, на котором идет окисление, а на катоде – восстановление.

При электролизе водных растворов каких из перечисленных ниже электролитов на катоде выделяется:

А. Только металл; Б. Только водород?

I вариант

II вариант

а) NaCl

а) KCl

б) LiCl

б) ZnCl₂

в) NiCl₂

в) AlCl₃

г) CuCl₂

г) CaCl₂

д) MgSO₄

д) HCl



Ответ подтвердите схемами электролиза.

- Какие процессы могут протекать при электролизе расплава хлорида натрия:
 - диссоциация соли;
 - восстановление ионов натрия;
 - окисление хлорид-ионов?
- Какие процессы могут протекать при электролизе хлорида меди (II) с инертными электродами:
 - диссоциация соли;
 - восстановление ионов меди;
 - окисление молекул воды;
 - восстановление молекул воды.
- При электролизе расплава хлорида калия получили калий массой 15,6 г. Вычисли объем хлора (н.у.), который выделился на аноде.
- При электролизе водного раствора хлорида натрия получили гидроксид натрия массой 160 г. Вычисли объемы (н.у.) водорода и хлора.



ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Окислительно-восстановительные реакции

*Анод	– электрод, на котором происходит окисление.
*Катод	– электрод, на котором происходит восстановление.
*Коррозия металлов	– это самопроизвольно протекающий процесс разрушения металлов при химическом, электрохимическом и биохимическом взаимодействиях с окружающей средой.
*Электрод	– металлическая или графитовая пластинка, погруженная в раствор электролита.
*Электролиз	– это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита. Электроды при электролизе: анод (+), катод (-), на аноде – окисление, на катоде – восстановление.
Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)	– это реакции, при которых происходит переход электронов от одних атомов к другим атомам.
Восстановитель	– это атом, который отдает электроны, сам при этом окисляется и повышает свою степень окисления.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

●	Степень окисления	– это формальный заряд, который приходится на один атом элемента в соединении, если допустить, что все связи чисто ионные.
●	Окислитель	– это атом, принимающий электроны, сам при этом восстанавливается и понижает свою степень окисления.
●	Главный признак ОВР	– это изменение степени окисления элементов после реакции.
●	Вытеснительный ряд металлов (Бекетова) или ряд напряжений	показывает уменьшение восстановительной активности металлов в водных растворах.
●	Покрытия	для защиты от коррозии: металлические, неметаллические (краски, эмали, лаки), оксидные, фосфатные.



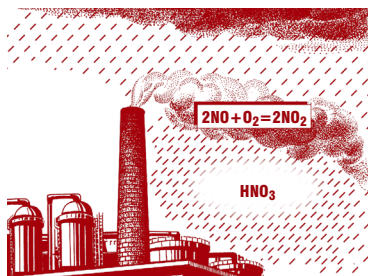
ТЕСТ

- I. Выбери правильные выражения:
 - а) элемент в свободном состоянии имеет степень окисления, равную нулю;
 - б) в окислительно-восстановительных реакциях число отданных электронов равно числу принятых электронов;
 - в) в соединении HNO_3 у азота степень окисления равна +4.
- II. Азот проявляет степень окисления –3 в соединениях:
 - а) KNO_2 б) NH_4Cl в) NO_2 г) NH_3 д) N_2
- *III. При электролизе раствора хлорида калия происходят следующие процессы:

Катод (–) _____

Анод (+) _____
- IV. В реакции: $3\text{Cu}^0 + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ окисляется:
 - а) NO б) NO_3^- в) H^+ г) Cu^0
- V. Соль Na_2SO_3 может быть:
 - а) только восстановителем;
 - б) только окислителем;
 - в) окислителем и восстановителем;
 - г) ни окислителем, ни восстановителем.
- 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) $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

(6) Неметаллы



После изучения этой главы ты будешь способен:

- оценивать биологическую роль неметаллов;
- определять положение неметаллов в Периодической системе;
- сравнивать строение атомов неметаллов;
- устанавливать для неметаллов и их соединений причинно-следственные связи: *состав – строение – свойства – применение – получение*;
- объяснять и *сравнивать образование простых веществ-неметаллов, их водородных соединений, оксидов, кислородсодержащих кислот и их солей; физические и химические свойства, применение и значение для жизни;
- *идентифицировать анионы кислот и солей на основе их химических свойств.

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.

6.1. Общая характеристика неметаллических элементов

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 $\text{Э}^0 + n\bar{e} \rightarrow \text{Э}^{-n}$ – восстановление

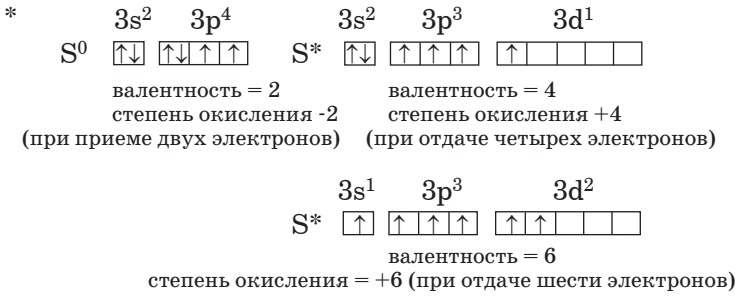
Восстановитель $\text{Э}^0 - n\bar{e} \rightarrow \text{Э}^{+n}$ – окисление

Объясните, почему хлор может проявлять валентность 1, 3, 5, 7.



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:



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, водорода, серы и инертных газов, существуют в виде соединений: сульфидов, оксидов, хлоридов, силикатов, сульфатов, карбонатов, фосфатов различных металлов.

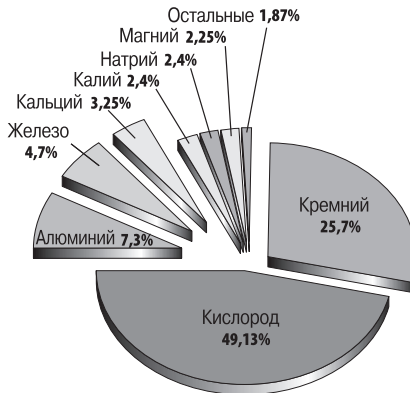


Рис. 6.1. Распространение элементов в земной коре



Марафон знаний

Инертные газы используют 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 рекламные огни дают неоновые лампы, а синие – аргонные лампы. Посоветуйтесь с учителем физики, поищите ответ на вопрос, почему так светятся эти газы.



Работаем вместе

*Составьте электронные формулы неметаллических элементов:

- а) II периода;
б) III периода.

Выделите валентные электроны, начертите схемы их распределения по энергетическим ячейкам. На основании этих схем объясните значения степеней окисления неметаллов, указанные в тексте параграфа (табл. 6.1).

1. Выбери правильные утверждения:

- а) неметаллических элементов меньше, чем металлических;
б) на Земле самым распространенным элементом является неметалл кремний;
в) типичными неметаллами являются галогены;
г) неметаллами являются элементы главных подгрупп.

2. Выбери правильные выражения:

- а) высшая положительная степень окисления неметалла всегда равна номеру группы;
б) неметаллы могут проявлять положительную и отрицательную степень окисления;
в) неметаллы могут быть только окислителями;
г) неметалл кислород имеет постоянную валентность, а сера – переменную.

*3. Выбери правильные выражения:

- а) все *p*-элементы являются неметаллами;
б) среди *d*-элементов есть неметаллы;
в) один из *s*-элементов является неметаллом;
г) неметаллы находятся только в главных подгруппах.
Аргументируй ответы.

*4. 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?

5. Укажи ряды, в которых неметаллы расположены в порядке возрастания электроотрицательности:

- а) С, N, O; б) Br, Cl, F; в) As, S, Cl; г) Cl, O, F.

ЗАКРЕПЛЕНИЕ
И ПРОВЕРКА

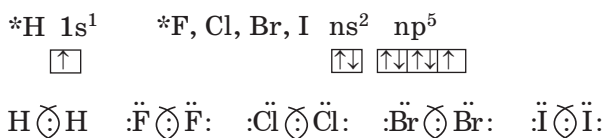
6.2. Простые вещества – неметаллы

Неметаллические элементы в свободном виде существуют в виде простых веществ – неметаллов. Рассмотрим их строение, свойства и применение.

6.2.1. 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.



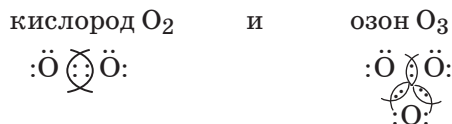
Почему водород и галогены могут образовывать только двухатомные молекулы?

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 аллотропных 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 веще-

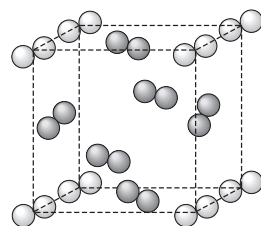


Рис. 6.2. Молекулярная кристаллическая решетка льда I_2

ство. В твердом виде все они имеют *молекулярную кристаллическую решетку*.

*Сера за счет двух неспаренных p -электронов ($\cdot\ddot{S}\cdot$) 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 ($*3s^23p^3$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\uparrow\uparrow$) 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.

Углерод и кремний ($*ns^2np^2$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\uparrow$) 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.

Почему графит в отличие от алмаза слоится и проводит электрический ток?

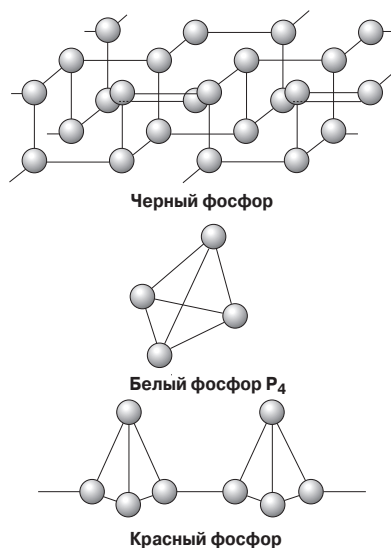


Рис. 6.3. Аллотропные модификации фосфора

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.

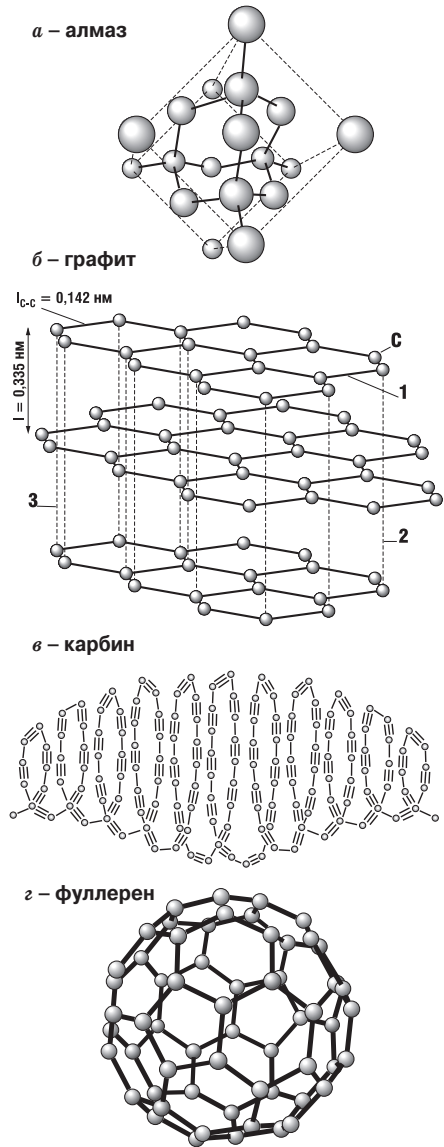
Карбин, третья модификация углерода, построен из цепочек C_{∞} (рис. 6.4, в).

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. Все они имеют внешнюю восьмиелектронную оболочку 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 рекламных огней. 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.



2 – фуллерен

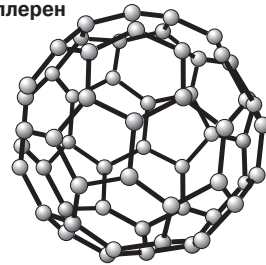


Рис. 6.4. Аллотропные модификации углерода

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 иода в организме 20-25 мг. Иод сосредоточивается в щитовидной железе, и недостаток его приводит к возникновению тяжелой болезни – зоба. Иод 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.

- Объясни явление аллотропии и приведи примеры аллотропных видоизменений для двух элементов.
- *2. Углерод существует в виде четырех простых веществ различной структуры.

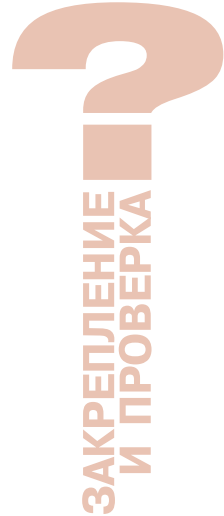
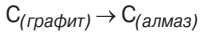
Заполните таблицу:

Вещество	Структура	Кристаллическая решетка
Алмаз	_____	_____
Графит	_____	_____
Карбин	_____	_____
Фуллерен	_____	_____

3. Укажи, какие типы кристаллических решеток встречаются в простых веществах – неметаллах:
 - атомные;
 - молекулярные;
 - ионные;
 - металлические.
 Объясни свой выбор и подкрепи ответ конкретными примерами.
4. Объясни, почему водород и галогены могут образовывать только двухатомные молекулы.
- *5. Объясни, почему графит, в отличие от алмаза, слоится и проводит электрический ток.
- **6. На основании термохимических уравнений сгорания алмаза и графита



вычисли тепловой эффект перехода графита в алмаз:



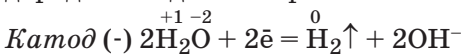
6.2.2. Получение неметаллов

Неметаллы получают различными способами:

1. *Отделением* от других веществ в природных источниках, если неметалл в свободном виде. Например, разделение жидкого воздуха на кислород, азот и остаточные инертные газы.

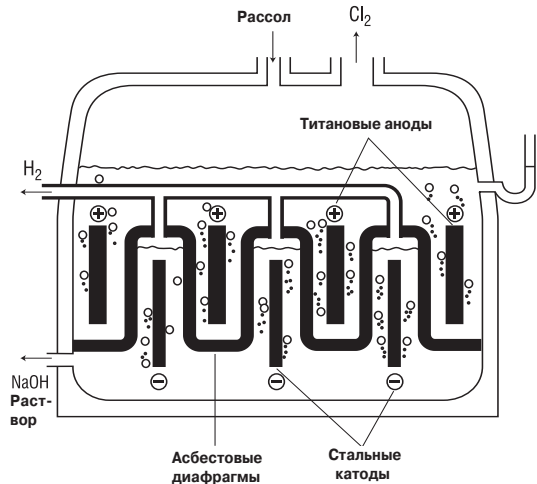
2. *Восстановлением* из соединения, если неметалл в нем имеет положительную степень окисления.

*Например, восстановление водорода из воды электролизом:



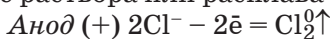
3. *Окислением* из соединения, в котором неметалл имеет отрицательную степень окисления.

Рис. 6.5. Получение хлора в промышленности из раствора NaCl



Каковы основные принципы получения неметаллов из соединений?

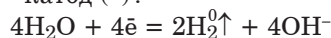
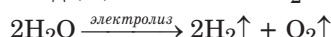
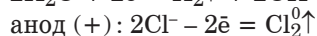
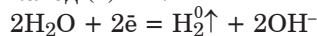
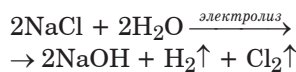
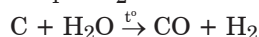
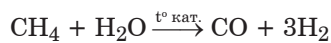
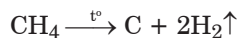
*Например, окисление хлорид-ионов при электролизе раствора или расплава хлорида натрия:



Различают промышленные и лабораторные способы получения неметаллов.

Получение водорода H_2 : в промышленности

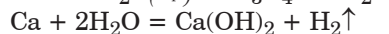
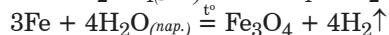
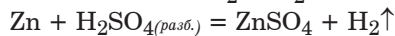
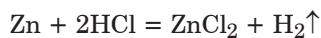
- Разложением метана
- Конверсией (превращением) метана или кокса с водяным паром
- *Электролизом насыщенных растворов NaCl или KCl (катодное восстановление H_2O)
- Электролизом воды (в присутствии электролита H_2SO_4)



***Объясните, в каких случаях применяется окисление, а в каких – восстановление водорода из исходных веществ.**

в лаборатории

- Действием кислот на цинк в аппарате Киппа
- Вытеснением из воды активными металлами



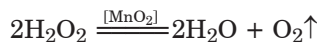
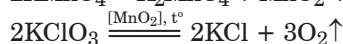
Получение кислорода O_2 : в промышленности

- Отгонкой из жидкого воздуха

Отгоняется при температуре кипения – 183°C

в лаборатории

- Разложением солей некоторых кислородсодержащих кислот
- Разложением пероксида водорода

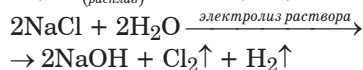
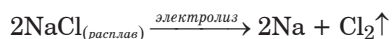


Составьте электронные уравнения к окислительно-восстановительным реакциям и сделайте вывод об основном процессе, лежащем в основе получения кислорода из соединений.

***Какой процесс лежит в основе получения хлора? Обоснуйте ответ электронными уравнениями.**

***Получение галогенов: в промышленности**

- Cl_2 – электролизом расплава или раствора NaCl



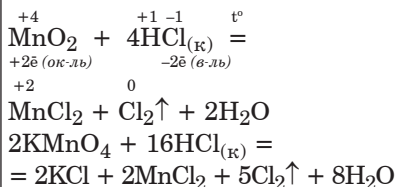
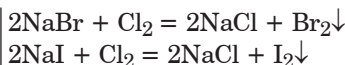
- Br_2, I_2 – вытеснением хлором из бромидов и иодидов в природной воде

в лаборатории

- Cl_2 – действием концентрированной соляной кислоты на твердые окислители $\text{MnO}_2, \text{KMnO}_4$ и др.

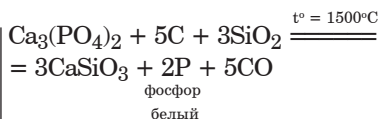
Получение азота: в промышленности

- отгонкой из жидкого воздуха



****Получение фосфора: в промышленности**

- Восстановлением в отсутствии воздуха природного фосфорита углем в присутствии песка (SiO_2), который образует легкоплавкий шлак CaSiO_3



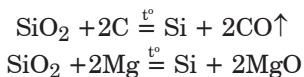
***Получение серы в промышленности:**

- 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 .

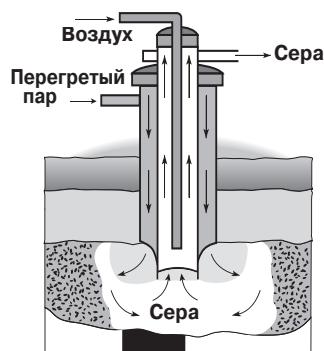


Рис. 6.6. Выплавка серы под землей – метод Марша



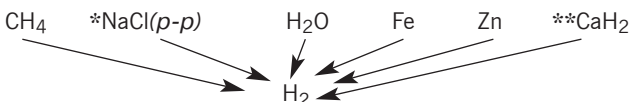
Марафон знаний

**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.

ЗАКРЕПЛЕНИЕ
И ПРОВЕРКА

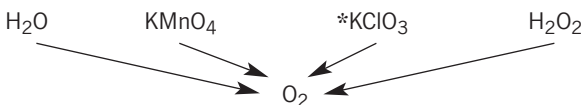
1. Объясни основные принципы получения неметаллов в промышленности и лаборатории.

2. Составь уравнения реакций для следующей схемы получения водорода:



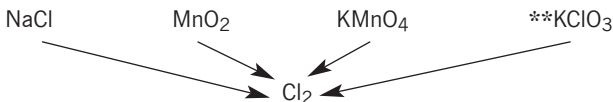
Сравни промышленные и лабораторные способы.

3. Составь уравнения реакций для схемы:



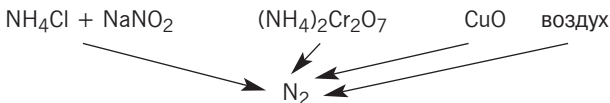
Сравни промышленный и лабораторные способы получения кислорода.

**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.

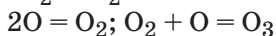
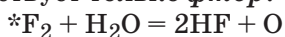
**8. Определи газ и вычисли его объем (н.у.), если нагрели 19,2 г нитрита аммония NH_4NO_2 .

6.2.3. Химические свойства неметаллов

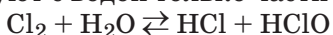
Неметаллы могут служить в химических реакциях как окислителями, так и восстановителями. Исключение составляет фтор F_2 , который всегда играет роль окислителя. Поэтому все реакции с участием неметаллов являются окислительно-восстановительными.

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.

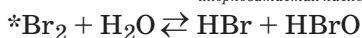
1. *С водой* при обычных условиях активно взаимодействует только **фтор**:



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:

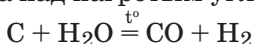


хлорноватистая кислота



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) Оксиды:



Какие элементы относят к неметаллам?

Как вы думаете, в чем ценность водяного газа?

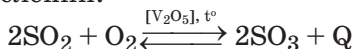


Общим свойством неметаллов является способность их атомов принимать или отдавать электроны, выступая в роли как окислителя, так и восстановителя.

Объясните, почему реакция серы с кислородом экзотермическая, а азота с кислородом эндотермическая.



Оксид серы (VI) получают при каталитическом окислении:

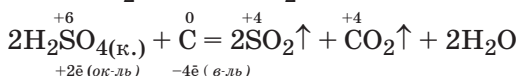
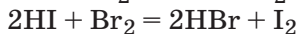
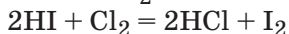
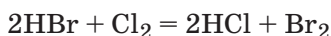


Из неметаллов непосредственно с кислородом не реагируют только хлор, бром, иод. Их оксиды получают косвенным путем.

б) Водородные соединения:

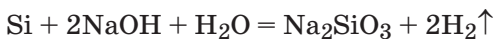


*4. С неметаллами взаимодействуют только **кислоты-окислители** ($H_2SO_{4(\text{конц.})}$), HNO_3 или **восстановители** (HBr, HI). Галогены вытесняют друг друга из растворов их кислот:

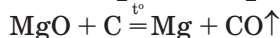
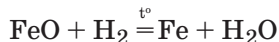
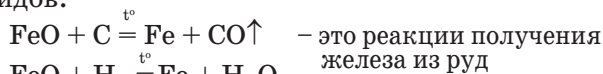


*Сравните реакции взаимодействия хлора с водой и щелочами.

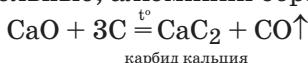
*5. С **основаниями** неметаллы вступают в реакции редко:



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, щелочноземельные, алюминий образуют карбиды:



 **Марафон знаний**

Это интересно и полезно!

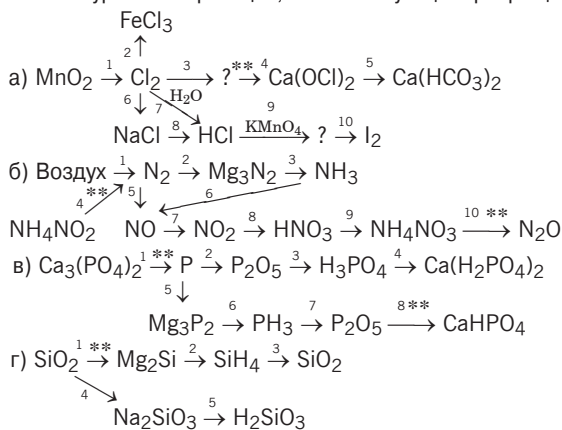
Каждый хозяин помечает свои вещи. Вы тоже можете пометить своим именем или каким-либо знаком перочинный нож, гаечный ключ от велосипеда или любой другой предмет из сплавов железа или меди с помощью химического травления. Для опыта нужна свечка, аптечный иод (спиртовый раствор иода) и, для начала, какой-то 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.

1. Какие реакции характерны для неметаллов:

- а) обмена; в) окислительно-восстановительные;
б) соединения; г) замещения.

*2. Составь уравнения реакций, соответствующих превращениям:



Не все превращения будут тебе посильны. Можешь выполнить только часть самостоятельно, а остальные с помощью учителя. К концу главы ты справишься с этим самостоятельно.

3. Укажи, с какими веществами взаимодействует углерод:

- а) Mg; б) ZnO; в) H₂; г) HCl.

Составь уравнения соответствующих реакций.

4. При пропускании водяного пара над нагретым углем образуется водяной газ – газообразное топливо и ценное сырье для химической промышленности. Вычисли общий объем водяного газа, полученного из 180 г воды.

*5. Черную смесь порошков угля и оксида меди (II) нагрели и получили красный порошок. Вычисли массу продукта реакции, полученного из смеси 0,24 г угля и 1,6 г оксида меди (II). До какого оксида окисляется углерод?

**6. Вычисли массу хлорной извести, полученной из 148 г гидроксида кальция и избытка хлора.



Практическая работа

№ 3

Получение и свойства неметаллов

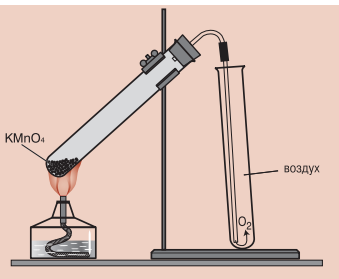


Рис. 6.7. Получение кислорода и сборание его методом вытеснения воздуха

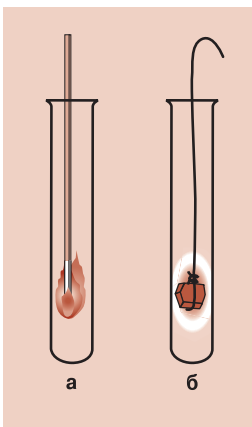


Рис. 6.8. Интенсивное горение в кислороде лучинки (а) и кусочка угля (б)

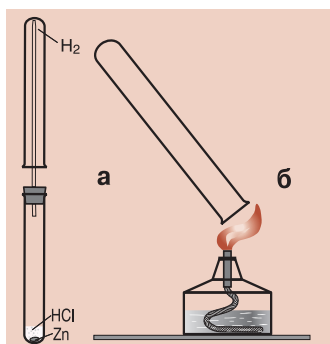


Рис. 6.9. Получение водорода (а) и проверка его на чистоту (б)

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 сборание кислорода

Кислород в лаборатории получают разложением перманганата калия KMnO_4 при нагревании по реакции:



1.1. Сборание кислорода методом вытеснения воздуха. (Каждый ученик выполняет работу отдельно.)

Насыпьте в сухую пробирку $1,5 \text{ см}^3$ 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 собирания 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 ($\approx 2 \text{ мл}$) известковой воды. Что наблюдается? Какое вещество образуется при горении лучинки (угля) в кислороде? Запишите уравнение реакции сгорания углерода в кислороде.

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 $1,5 \text{ мл}$ (см^3) 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 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 приступить 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.

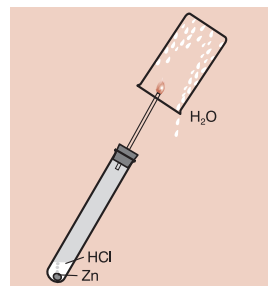


Рис. 6.10. Горение водорода и образование воды

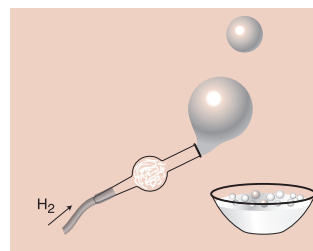


Рис. 6.11. Мыльные пузыри, наполненные водородом, летят вверх

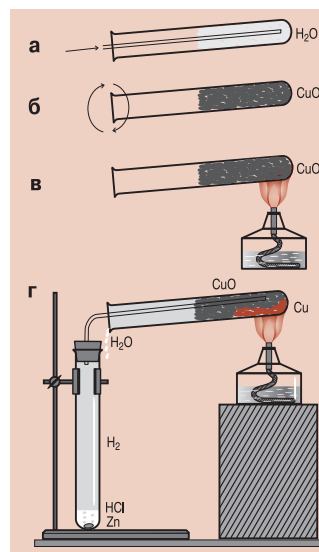


Рис. 6.12. Увлажнение стенок пробирки (а); рассеивание оксида меди по стенкам пробирки (б); образование медного зеркала (в)

6.2.4. Применение неметаллов

Применение водорода (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 используется для очистки нефти от соединений серы. Водород используют в производстве метилового спирта и маргарина.

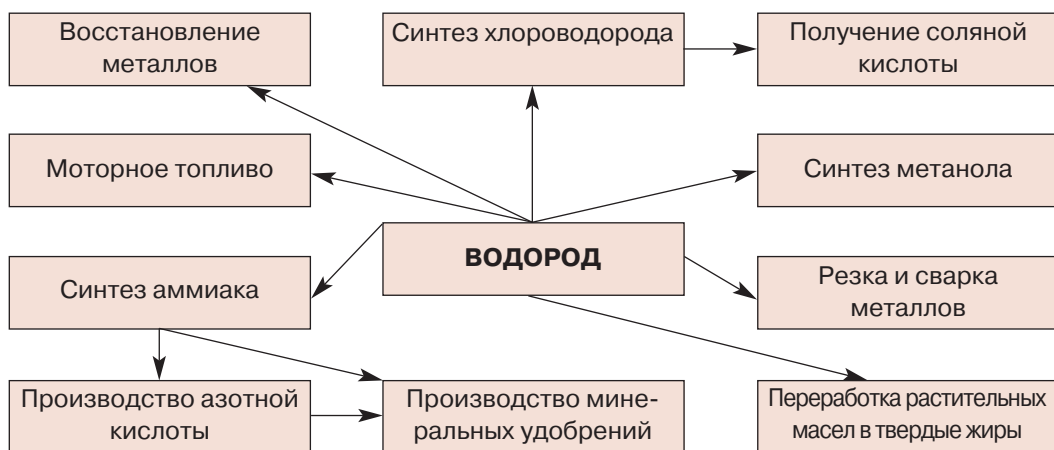
Применение галогенов. **Фтор** используется для производства органических веществ: фреонов (жидкости для холодильников); тефлона (стойкие покрытия на сковородах, кастрюлях и т.д.). Фтор – это один из самых эффективных и легких окислителей для ракетного топлива. Фтор применяют для получения фтороводорода и фторидов, которые в свою очередь используются 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 получают из хлороводорода и ацетилена через цепь превращений.

Иод применяется в медицине. Бромид и иодид серебра используются 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



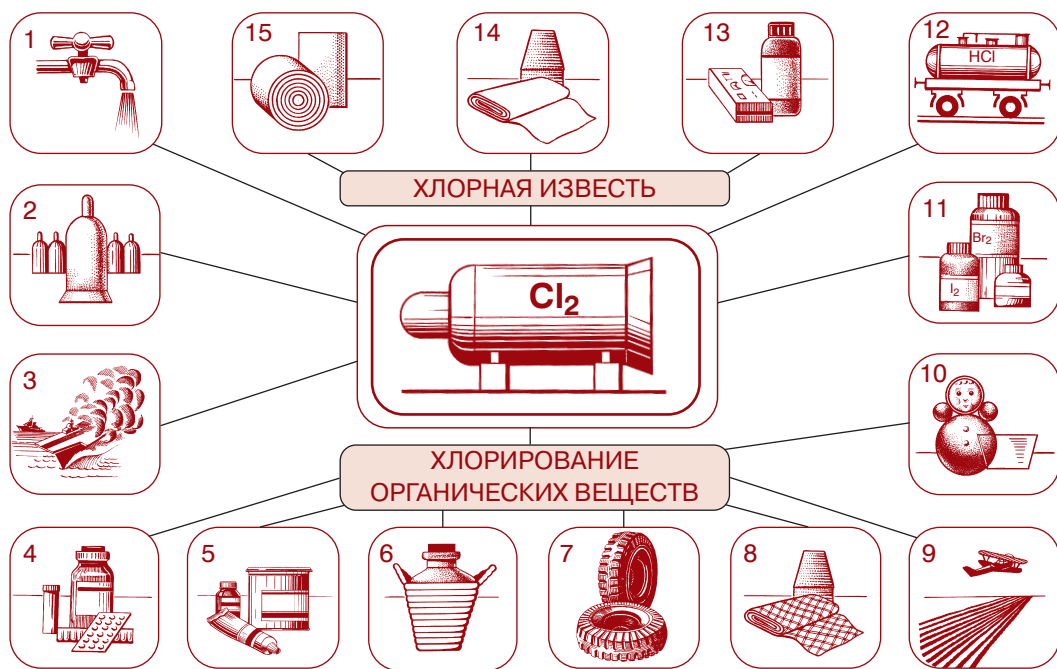


Рис. 6.14. Применение хлора:

1 – для хлорирования воды; 2 – для получения фосгена COCl_2 ; 3 – для получения хлорида олова (IV) и хлорида титана (IV) для дымовой завесы; 4 – 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

Применение азота и фосфора. Азот используют для получения аммиака, минеральных удобрений, азотной кислоты, взрывчатых веществ. Его используют 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.

Применение кремния. 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 (рис. 6.15).

Применение углерода. Углерод существует в разных формах и имеет разнообразное применение (рис. 6.16).

Алмаз обладает высокой твердостью, поэтому его используют для резки стекла, шлифования твердых материалов, изготовления буров. Сильное преломление

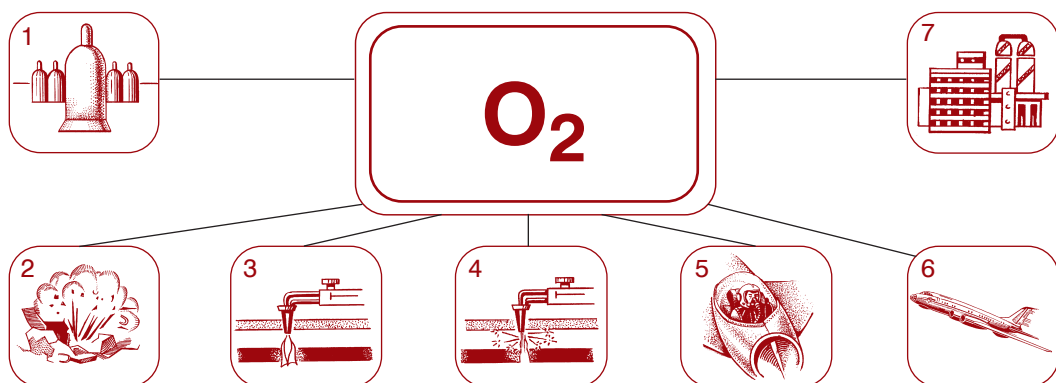


Рис. 6.15. Применение кислорода:

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

света обеспечило ему главное место среди драгоценных украшений – 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

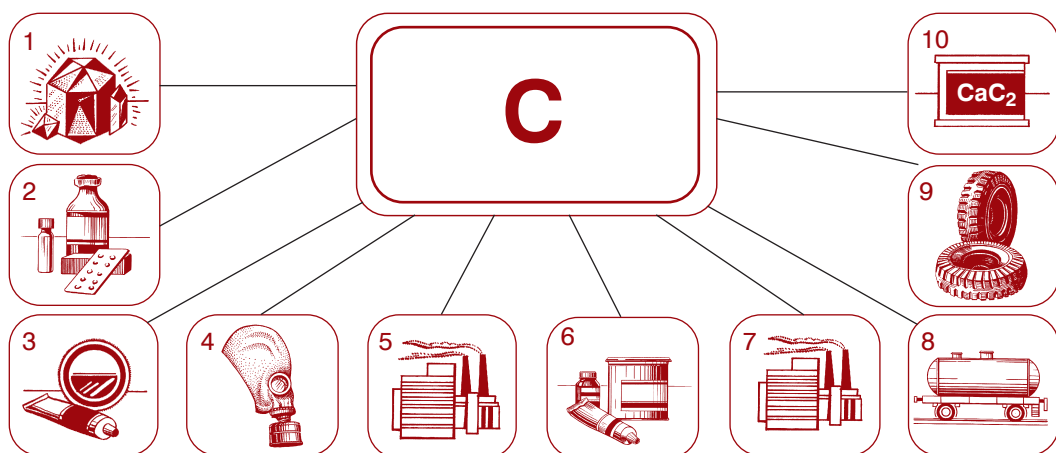


Рис. 6.16. Применение углерода:

1 – для получения искусственных алмазов; 2 – в медицине; 3 – в обувных кремах; 4 – 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

продукты. Уголь – это тонко измельченный графит. 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 получается из древесины и применяется в металлургии, кузнечных горнах, для получения черного пороха, поглощения газов и вредных веществ.

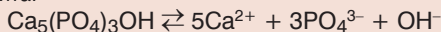
Сажа получается из природного газа, ацетилен и других органических веществ. Применяется при производстве черной резины, изготовлении черных красок, сапожного крема.

Стеклоуглерод – современный материал с высокой механической прочностью, электропроводимостью, тугоплавкостью и устойчивостью. Легкий материал применяется для изготовления аппаратуры в сильно агрессивных средах, а также в авиации и космонавтике.

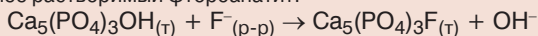
Марафон знаний

У 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 гидроксиапатита $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$. Постепенно, особенно в кислой среде, происходит деминерализация зубов, то есть вымывание гидроксиапатита:



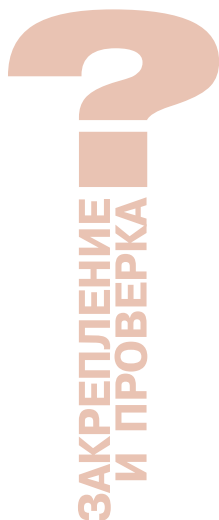
При использовании фторированной зубной пасты или фторированной воды происходит превращение гидроксиапатита в сотню раз менее растворимый фторапатит:



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 берите фторированную пасту, если содержание фтора в воде в норме или завышено.



1. Составь рассказы о применении неметаллов по рисункам в 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.
3. Охарактеризуй кислород по схеме (п. 2).
4. Охарактеризуй водород по схеме (п. 2).
5. Охарактеризуй азот по схеме (п. 2).
6. Охарактеризуй фосфор по схеме (п. 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.

6.3. Водородные соединения неметаллов

6.3.1. 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 (табл. 2.4, стр. 59). Например, связь C: H 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

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

водородная связь. Именно водородная связь объясняет аномальные свойства этих веществ.

Фтороводород HF – летучая (температура кипения $19,5^\circ C$), ядовитая жидкость с характерным запахом.

Вода H_2O – жидкость без цвета и запаха, температура кипения $100^\circ C$, температура замерзания (плавления) $0^\circ C$. 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 сжигается при повышенном давлении. При испарении жидкий аммиак поглощает много тепла, поэтому применяется в промышленных холодильниках в качестве охладителя.

Аммиак сам служит удобрением и его применяют для производства других азотных (NH_4NO_3 , $NaNO_3$) и азотно-фосфор-

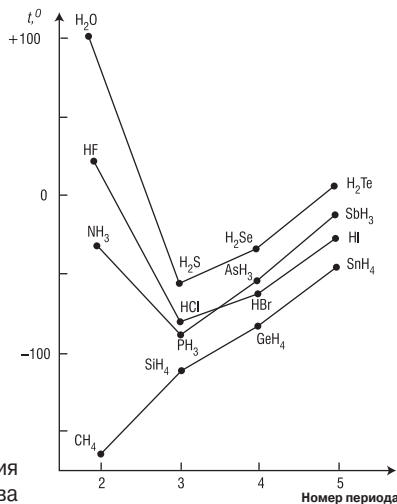


Рис. 6.17. Водородные соединения неметаллов и их свойства

Почему HF при температуре $10^\circ C$ жидкость а HCl – газ?



В настоящее время NH_3 является одним из веществ, которые предложено использовать как топливо в двигателях внутреннего сгорания автомобилей.

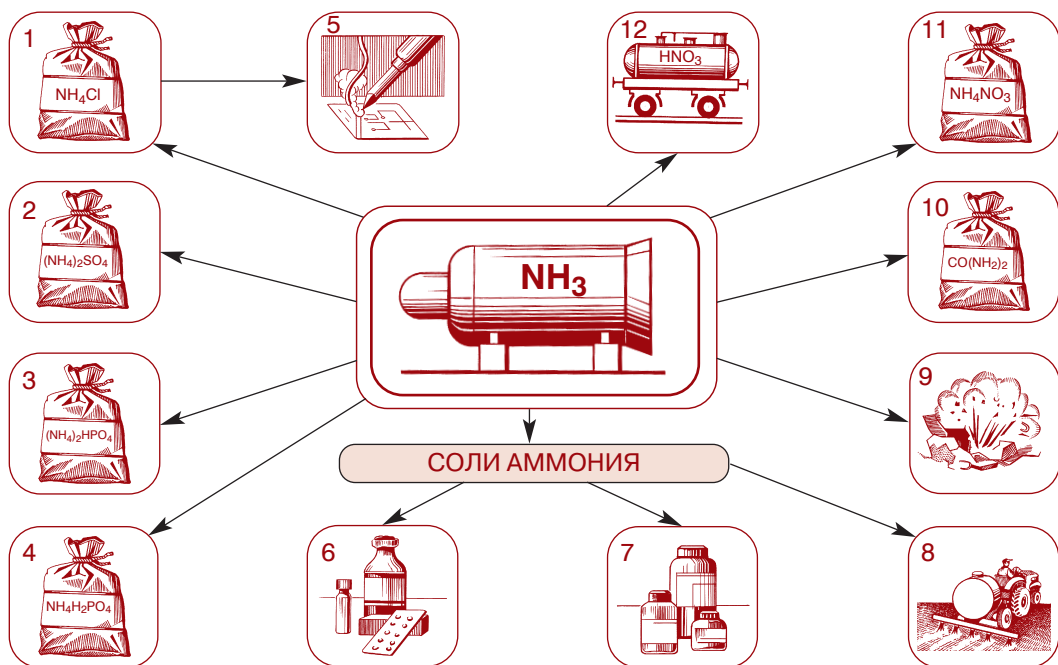


Рис. 6.18. Применение аммиака и солей аммония:

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

**Какое из веществ
будет сжигаться
легче: NH_3 или
 HCl ? Почему?**

ных удобрений $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ (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**.

6.3.2. 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**.

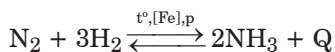
***Получение метана CH_4 :
в промышленности**

- Из природного газа метана.

Газ некоторых месторождений содержит до 95% метана

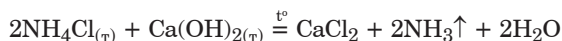
Получение аммиака NH_3 : в промышленности

- 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



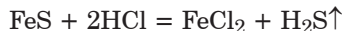
в лаборатории

- Нагреванием смеси порошков хлорида аммония и гидроксида кальция



*Получение сероводорода H_2S в лаборатории:

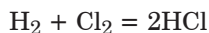
- Взаимодействием соляной кислоты с сульфидом железа (II) в аппарате Киппа



Получение хлороводорода HCl :

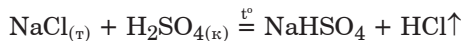
в промышленности

- Синтезом из водорода и хлора



в лаборатории

- Вытеснением хлороводорода из твердой соли концентрированной серной кислотой при нагревании (раньше так получали в промышленности)

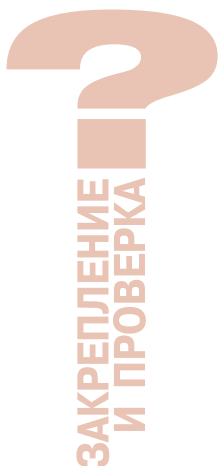


Марафон знаний

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?

Из предложенных веществ: N_2 , S, H_2 , Cl_2 , NH_4Cl , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CH_3COONa , FeS , $\text{H}_2\text{SO}_{4(к)}$, CaF_2 , $\text{NaCl}_{(кrist.)}$, Mg, P, SiO_2 получите известные вам водородные соединения: а) азота; б) хлора; в) *серы; г) *углерода; д) *фосфора (мысленный эксперимент). Напишите уравнения реакций.





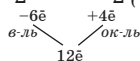
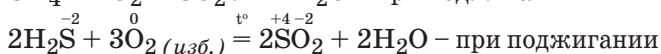
1. Выведи общие формулы для водородных соединений элементов главных подгрупп IV, V, VI, VII групп, приведи примеры, назови вещества.
Какие из них имеют жизненно важное значение?
2. Объясни по рис. 6.17 закономерности изменения свойств водородных соединений неметаллов. Установи связи между физическими 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!

6.3.3. 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:

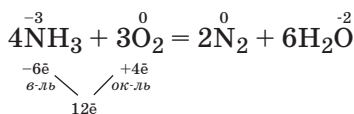


$2H_2S + O_2(недост.) = 2S + 2H_2O$ (неполное сгорание применяют для получения серы в промышленности)

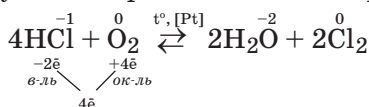
В некоторых случаях получается простое вещество – неметалл, особенно если молекула очень устойчива, как у азота:



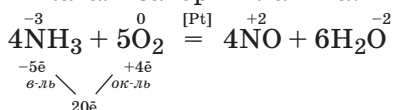
В водородных соединениях неметаллы проявляют низшие степени окисления, поэтому в химических реакциях их атомы являются восстановителями.



или не реагирует с кислородом, как у хлора, который получается при окислении хлороводорода:



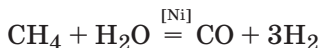
Для окисления аммиака до оксида азота (II) необходим катализатор – платина:



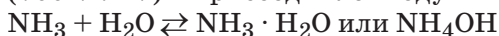
Эта реакция очень важна – она осуществляется при промышленном получении азотной кислоты. Таким образом, в реакциях с кислородом все водородные соединения неметаллов являются восстановителями.

Б. Отношение к воде

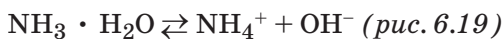
Метан CH_4 , силан SiH_4 , фосфин PH_3 при обычных условиях с водой не реагируют и плохо в ней растворяются. При высокой температуре происходит конверсия метана:



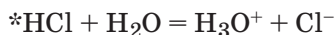
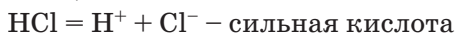
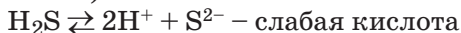
Аммиак очень хорошо растворяется в воде (700 V : 1V) и присоединяет воду химически:



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. 4.2).



Особенно хорошо растворяются в воде галогеноводороды. Так, растворимость HCl в воде 450:1 (по объему). Максимально можно получить 38%-ю соляную кислоту.

← **Как вы думаете, почему аммиак сгорает до азота, а не до оксида азота (II)?**

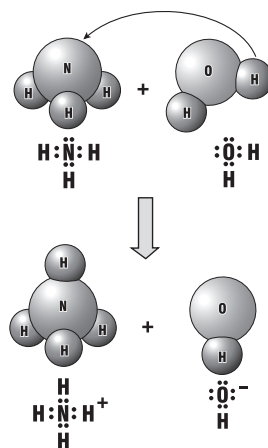


Рис. 6.19. Взаимодействие аммиака с водой

Сравните отношение водородных соединений неметаллов к воде.

Сероводородная H_2S , селеноводородная H_2Se , теллуридоводородная 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. 4.2. приведены данные по значениям степени диссоциации кислот и оснований, которые определены экспериментально. Для сильных электролитов, ионизированных на 100%, это так называемые кажущиеся степени диссоциации.

***Объясните, за счет какой связи образуется ион аммония?**

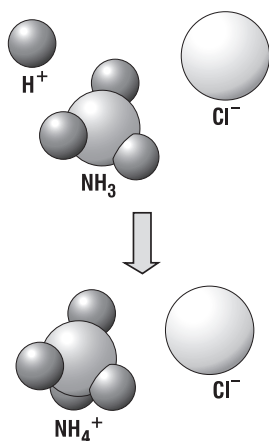


Рис. 6.20. Взаимодействие аммиака с соляной кислотой

Объясните, что определяет общие свойства бескислородных кислот.

В. Свойства водных растворов соединений неметаллов

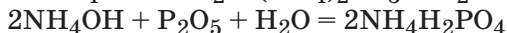
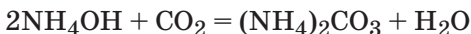
I. Аммиак в водном растворе проявляет все свойства оснований:

металл – основной оксид – основание – соль

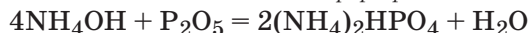
неметалл – кислотный оксид – кислота – соль

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**



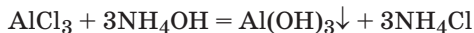
дигидрофосфат аммония



гидрофосфат аммония

(по водороду находим место воды – слева или справа!) Третичный фосфат аммония не образуется.

3. **Взаимодействие с солями** приводит к образованию оснований или основных солей:

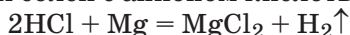


II. **Бескислородные кислоты** (H_2S , H_2Se , H_2Te , HCl , HBr , HI) проявляют все **общие свойства кислот**:

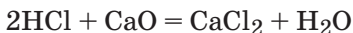
металл – основной оксид – основание – соль

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**:



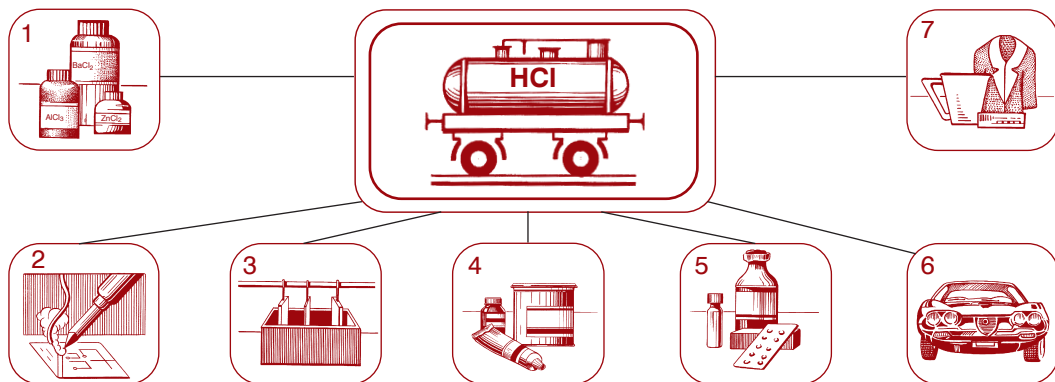


Рис. 6.21. Применение соляной кислоты:

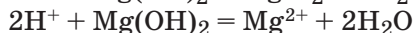
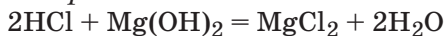
1 – для получения солей; 2 – при пайке; 3 – при обработке поверхности металлов перед нанесением покрытий (гальваностегия); 4 – для получения красителей; 5 – в медицине; 6, 7 – для получения пластмасс и полимеров

3. Взаимодействие с основаниями:

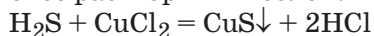
а) растворимыми



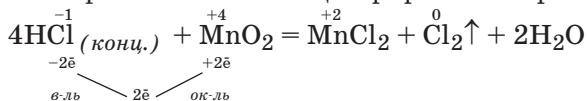
б) нерастворимыми



4. Взаимодействие с солями идет в направлении образования менее растворимых солей:

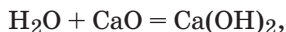


*Особые свойства этих кислот определяются тем, что в их состав входит ион (атом)-восстановитель (S^{2-} , Cl^- , Br^- , I^-). У галогеноводородных кислот восстановительные свойства проявляются в концентрированных растворах:

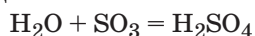


Так получают хлор в лаборатории.

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).

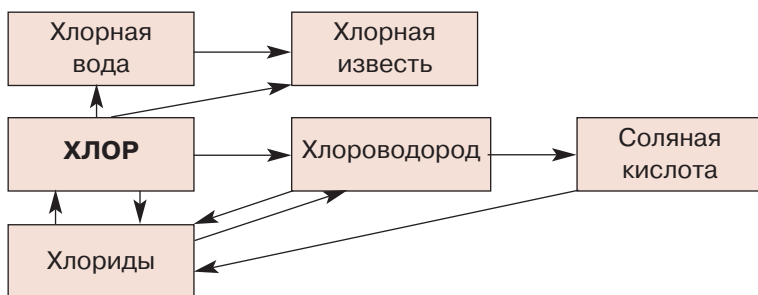


Схема 6.1. Генетическая связь хлора и его соединений



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, соки 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?



- Объясни, какие свойства проявляют водородные соединения неметаллов в реакциях с кислородом.
- 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.
- Сравни кислотно-основные свойства водородных соединений неметаллов:

$\left. \begin{array}{l} \text{а) } * \text{CH}_4 \\ \text{NH}_3 \\ * \text{HCl} \end{array} \right\} + \text{H}_2\text{O} \begin{array}{l} \nearrow ? \\ \rightarrow ? \\ \searrow ? \end{array}$	$\begin{array}{l} \text{б) } \text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons ? + ? \\ \text{в) } \text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons ? + ? \\ \text{г) } \text{HCl} = ? + ? \end{array}$
--	--
- Закончи схемы реакций:

$\begin{array}{l} \text{а) } \text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \\ \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \\ \text{NH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \\ \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \end{array}$	$\begin{array}{l} \text{б) } \text{AlCl}_3 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow ? + ? \\ * \text{AgNO}_3 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow ? + \text{NH}_4\text{NO}_3 + ? \\ \text{CuSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow ? \end{array}$
--	---
- Опиши общие свойства бескислородных кислот на примерах:

$\begin{array}{l} \text{а) } \text{HCl}; \\ \text{используя схему генетических связей.} \end{array}$	$\begin{array}{l} \text{б) } \text{H}_2\text{S}, \\ \text{используя схему генетических связей.} \end{array}$
--	--
- Составь характеристику водорода, кислорода, азота, серы по схеме:
 - положение в периодической системе;
 - строение атома, возможная валентность и степени окисления;
 - простое вещество: строение, физические и химические свойства, получение, применение;
 - водородное соединение: строение, физические и химические свойства, получение, применение.
- Объясни, какие свойства проявляет вода в реакциях получения гашеной извести и серной кислоты. Вычисли массу продукта реакции, если прореагировала вода массой 90 кг.
- Вычисли массовую долю аммиака в растворе, полученном при растворении:

$\begin{array}{l} \text{а) } 700 \text{ мл } \text{NH}_3 \text{ в } 1 \text{ мл воды}; \\ \text{б) } 700 \text{ л } \text{NH}_3 \text{ в } 1 \text{ л } \text{H}_2\text{O}. \end{array}$
--
- Вычисли массовую долю хлороводорода в растворе соляной кислоты, полученном при растворении:

$\begin{array}{l} \text{а) } 450 \text{ мл } \text{HCl} \text{ в } 1 \text{ мл } \text{H}_2\text{O}; \\ \text{б) } 450 \text{ л } \text{HCl} \text{ в } 1 \text{ л } \text{H}_2\text{O}. \end{array}$

- *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%-го раствора аммиака 926 кг/м³).

6.4. Оксиды неметаллов и кислородсодержащие кислоты

6.4.1. Классификация, номенклатура, физические свойства

Неметаллы способны образовывать с кислородом два вида оксидов:

а) *кислотные оксиды* – им соответствуют кислородсодержащие кислоты, например оксид серы (VI) SO_3 – 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 H_2CO_3	Газ 1%-й раствор	Бесцветный Бесцветный	Не поддерживает горение, растворим в воде 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 HNO_3	Твердый Жидкость	Бесцветный Желтая	Разлагается при обычных условиях, взаимодействует с водой 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.

6.4.2. Получение оксидов неметаллов

а) Сжигание простых веществ в кислороде (кроме галогенов!):



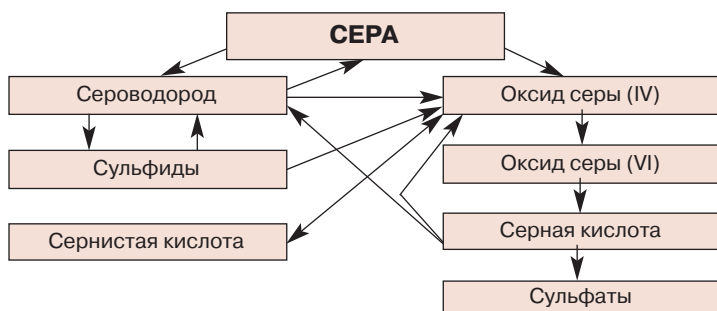
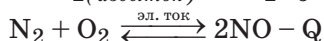
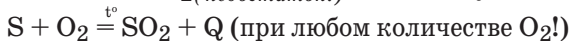
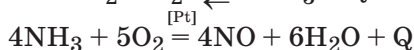
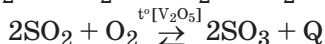


Схема 6.3. Генетическая связь серы и ее соединений



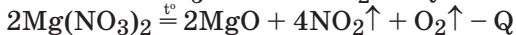
б) Сжигание или окисление сложных газообразных веществ:



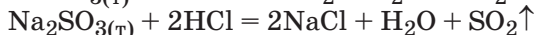
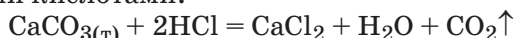
в) Обжиг твердых сложных веществ:



г) Разложение при прокаливании некоторых солей:



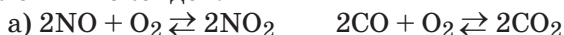
д) Взаимодействие солей неустойчивых кислот с сильными кислотами:



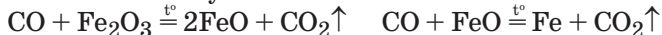
Это лабораторные способы получения CO_2 и SO_2 .

6.4.3. Химические свойства оксидов неметаллов

А. Безразличные оксиды способны окисляться до кислотных оксидов:



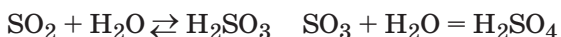
Они также могут восстанавливать металлы:



эти реакции происходят в доменных печах при выплавке чугуна.

Б. Кислотные оксиды взаимодействуют:

а) с водой с образованием кислот



Докажите, что реакции горения и обжига – это ОВР.

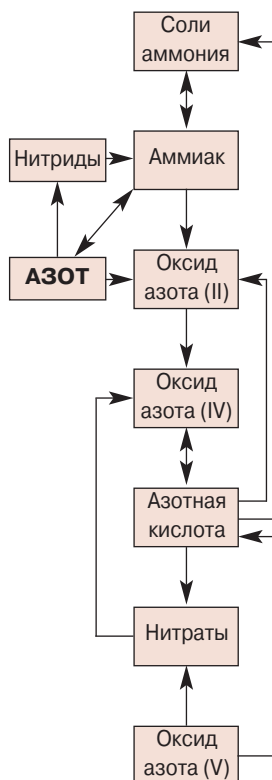
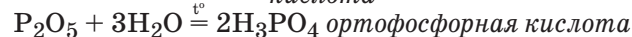
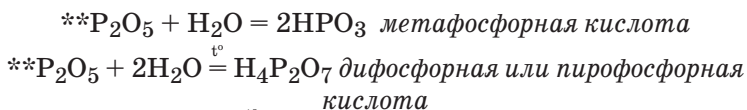
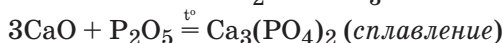
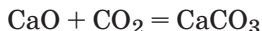


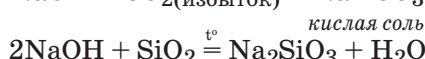
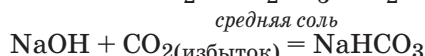
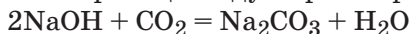
Схема 6.3. Генетическая связь азота и его соединений



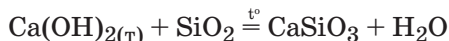
б) с основными оксидами:



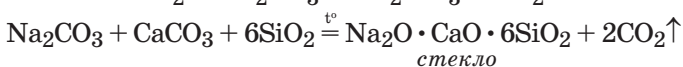
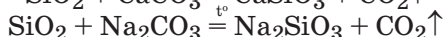
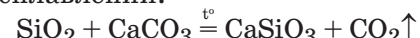
в) с щелочами реакции идут в растворе:



*Г) с нерастворимыми основаниями – при сплавлении:



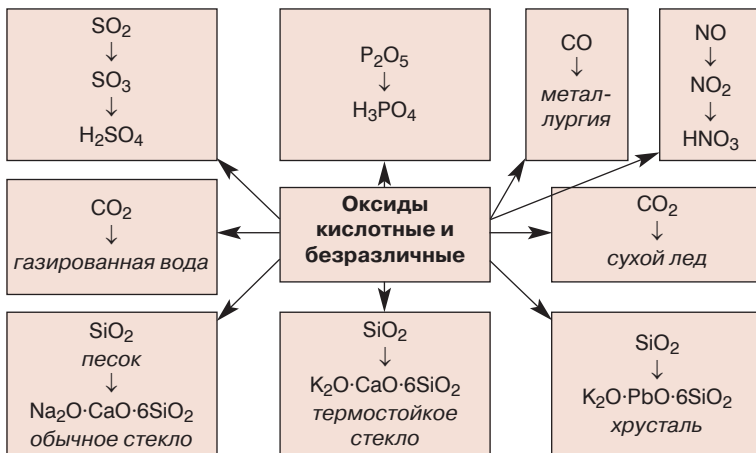
*Д) с солями кислотные оксиды реагируют редко и только при сплавлении:



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 имеют 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.

Рис. 6.22. Применение оксидов неметаллов



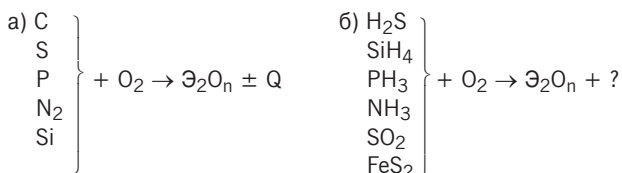
Марафон знаний

Можно сделать шипучую воду дома. К подслащенной воде добавьте немного питьевой соды (на кончике ножа), выжмите туда дольку лимона и опустите ее в полученный напиток. 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.

- Объясни, какой характер могут иметь оксиды неметаллов:
а) кислотный; б) амфотерный; в) основной; г) безразличный.
Приведи примеры.

- Составь уравнения реакций по схемам:



Укажи условия проведения реакций. Сделай вывод о способах получения оксидов неметаллов.

- 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).
- 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.
- Вычисли объем углекислого газа (н.у.), который можно получить из мрамора массой 1 г.
- Вычисли объем оксида азота (II), который образуется из аммиака объемом 224 л (н.у.).
- 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.

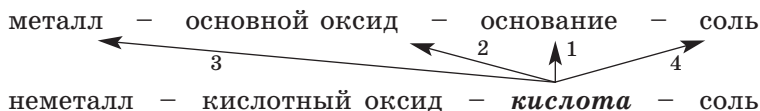


8. Осуществи превращения по генетической связи:
а) серы и ее соединений (схема 6.2); б) азота и его соединений (схема 6.3). Составь цепочку превращений и напиши уравнения реакций.
9. Опиши химические свойства кислотных оксидов на примере:
а) CO₂ б) SO₂ в) P₂O₅ г) SO₃

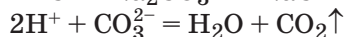
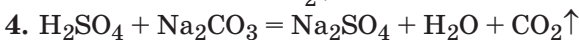
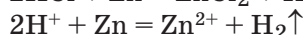
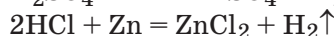
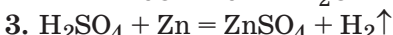
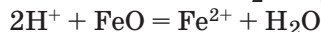
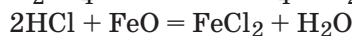
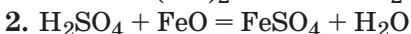
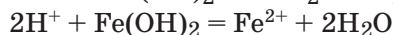
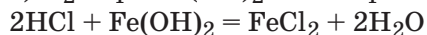
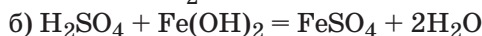
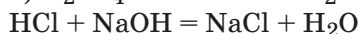
6.4.4. Сравнительная характеристика химических свойств кислородсодержащих кислот

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?

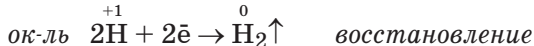
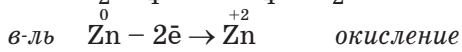
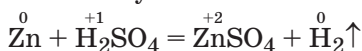


Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме. Например:



* *Специфические свойства кислородсодержащих кислот* проявляются особенно во взаимодействии с металлами.

При проявлении кислотами общих свойств окислителем выступает ион H^+ кислоты:



Исключение составляют азотная кислота любой концентрации и концентрированная серная. В них

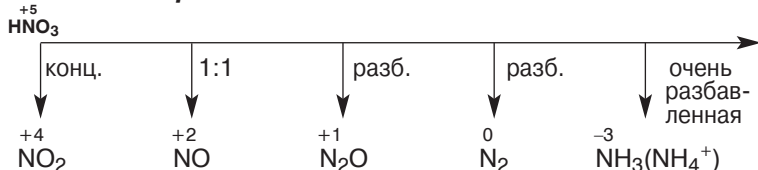
окислителем служит центральный атом неметалла

$\overset{+5}{\text{HNO}_3}$ и $\overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4}$ – это их специфическое свойство.

Рассмотрим взаимодействие этих кислот с металлами на примере активного металла цинка и малоактивного металла – меди. Эти кислоты не действуют на благородные металлы золото, платину и некоторые другие.

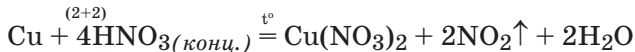
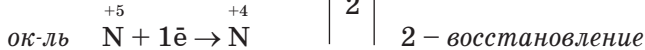
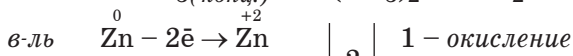
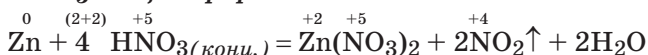
Азотная кислота HNO_3 . В азотной кислоте азот имеет высшую степень окисления +5 и может только принимать электроны, восстанавливаясь до более низких степеней окисления в зависимости от разбавления кислоты и активности металла:

Увеличение разбавления кислоты и активности металла



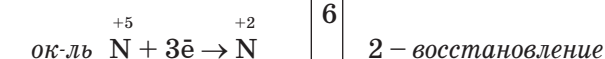
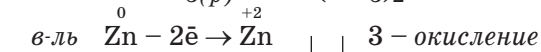
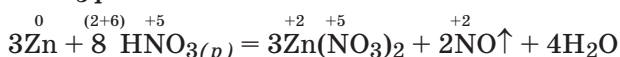
Для активных металлов чем больше разбавление, тем ниже степень окисления азота в продукте реакции, причем реакции идут при обычной температуре. При реакции малоактивных металлов требуется нагревание и в случае концентрированной азотной кислоты образуется оксид азота (IV) NO_2 , а разбавленной – оксид 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.

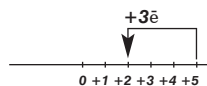
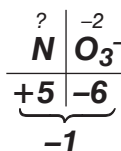
HNO_3 разбавленная



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

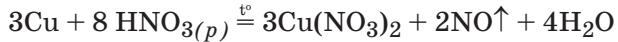


В реакциях взаимодействия азотной кислоты с металлами не выделяется водород.

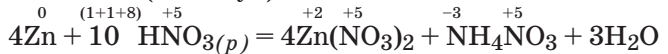


(8HNO₃). Восемь атомов водорода образуют с кислородом четыре молекулы воды (4H₂O).

Взаимодействие азотной кислоты с медью происходит по аналогичной реакции при нагревании:



При сильном разбавлении цинк может восстановить азотную кислоту до N₂O, N₂ и даже до аммиака NH₃, но продуктом реакции в последнем случае будет соль аммония (почему?):



Одна молекула азотной кислоты израсходована на окисление цинка (1HNO₃) и превратилась в одну молекулу аммиака. Еще одна молекула HNO₃ (1HNO₃) израсходовалась на образование соли NH₄NO₃, а восемь молекул 8HNO₃ – на образование соли 4Zn(NO₃)₂. Поэтому суммарный коэффициент перед HNO₃ равен 1+1+8=10 (10HNO₃).

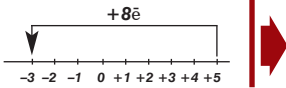
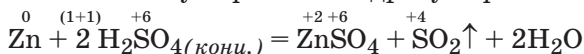
Водород 10H в правой части распределится между NH₄NO₃(4H) и водой 3H₂O (6H). Число атомов кислорода слева и справа равно 30.

Главная особенность азотной кислоты по отношению к металлам – образование смеси продуктов восстановления HNO₃ (смесь NO₂, NO, N₂, NH₄NO₃). Просто в зависимости от условий одного из них будет больше, чем других.

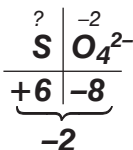
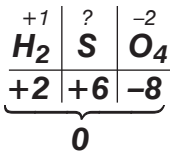
Серная кислота концентрированная. В молекуле серной кислоты сера имеет высшую степень окисления +6 и может только принимать электроны, играть роль только окислителя. При этом

S может превращаться в S (SO₂), S, S (H₂S) в зависимости от активности металла и температуры реакции.

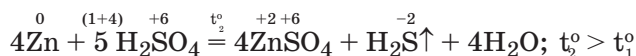
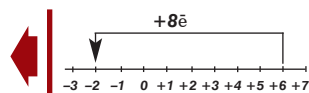
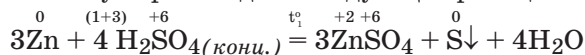
Активный металл Zn при обычных условиях, а малоактивный металл Cu при нагревании восстанавливают серную концентрированную кислоту до оксида серы (IV). Металл при этом в конечном итоге превращается в соль – сульфат или гидросульфат:



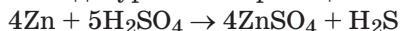
Смогут ли аммиак выделиться из реакционной смеси HNO₃+Zn? Объясните ответ.



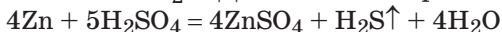
**При нагревании в пробирке с активным металлом дальше могут происходить следующие реакции:



Совет! Можно попасть в такую ситуацию: то, что получается H_2S – помню, а получится ли вода – сомневаюсь! Ничего страшного. Место и количество воды вычисляется по водороду. Без воды уравнение реакции:



слева содержит $10\text{H}(5\text{H}_2\text{SO}_4)$, а справа – только 2H (из H_2S). Следовательно, справа не хватает 8 атомов водорода ($10-2$), что составит $4\text{H}_2\text{O}$. Дописываем в правой части:



Аналогично можно рассуждать и в реакции цинка с очень разбавленной азотной кислотой, когда образуется NH_4NO_3 (см. выше).

Таким образом, *при реакции 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 образуется довольно прочная пленка оксида, защищающая эти металлы от дальнейшего взаимодействия. Поэтому концентрированную азотную и серную кислоты можно перевозить в алюминиевой и железной таре.



При реакциях концентрированной серной кислоты с металлами водород не выделяется.

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.



По заданию в начале параграфа составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, характеризующих общие химические свойства кислородсодержащих кислот:

- серной кислоты (разбавленной);
- азотной кислоты (разбавленной).

Какое из общих свойств других кислот не присуще азотной кислоте?

- Составьте уравнения реакций взаимодействия разбавленной и концентрированной азотной кислоты с: а) магнием; б) серебром. Вычислите массу азотной кислоты, необходимой для получения 1 моль солей. Какую кислоту, разбавленную или концентрированную, выгоднее взять для получения солей?
- 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, происходивших в одной пробирке при разных температурах.

6.4.5. Получение кислородсодержащих кислот

В промышленности большинство кислородсодержащих кислот получают взаимодействием соответствующих оксидов (ангидридов) с водой. Оксиды получают из природного сырья.

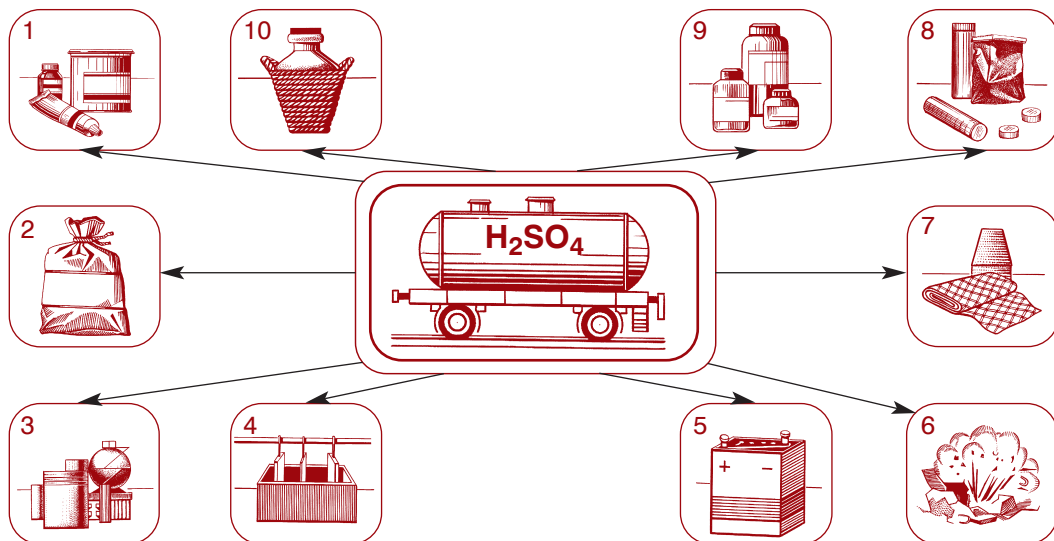
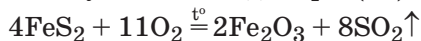


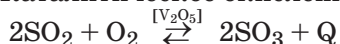
Рис. 6.23. Применение серной кислоты для: 1 - получения красителей; 2 - получения минеральных удобрений; 3 - очистки нефтепродуктов; 4 - получения и очистки меди электролизом; 5 - электролита в автомобильном аккумуляторе; 6 - получения взрывчатых веществ; 7 - получения искусственных волокон; 8 - получения глюкозы; 9 - получения солей; 10 - получения кислот

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:

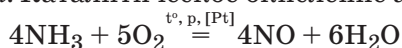


Концентрированная серная кислота нелетуча, поэтому вытесняет все остальные кислоты из их солей. Это один из способов получения как кислородсодержащих, так и бескислородных кислот.

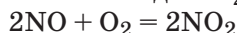
Применение серной кислоты показано на *рис. 6.23*.

***Азотная кислота.** Получают из аммиака.

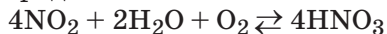
I стадия. Каталитическое окисление аммиака:



II стадия. Окисление NO до NO_2 :



III стадия. Растворение NO_2 в воде в присутствии избытка кислорода:



Применение азотной кислоты показано на *рис. 6.24*.

Дымящую концентрированную азотную кислоту получают вытеснением ее из солей с помощью концентрированной серной кислоты:



Азотную кислоту отгоняют и собирают.

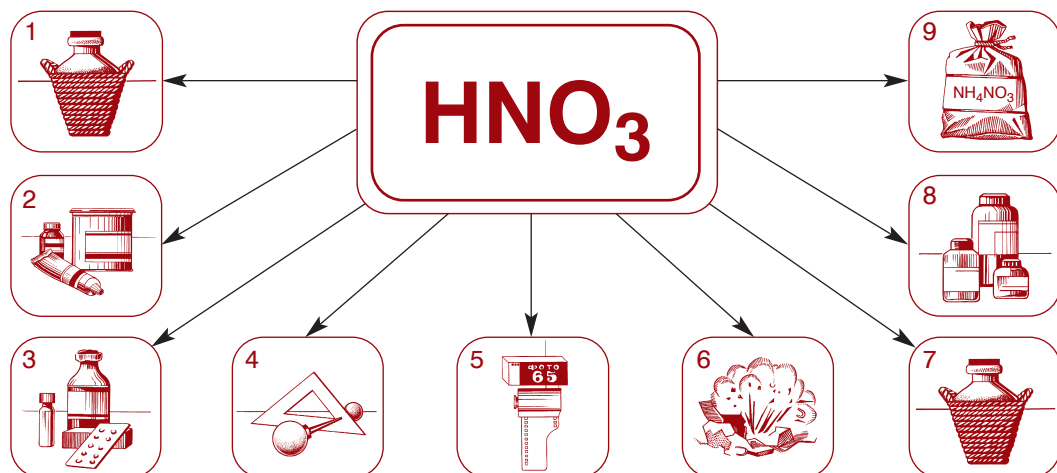
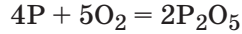


Рис. 6.24. Применение азотной кислоты для получения: 1 - коллодия; 2 - красителей; 3 - лекарств; 4 - целлюлоиды; 5 - фотопленки; 6 - взрывчатых веществ; 7 - царской водки; 8 - минеральных удобрений

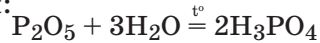
Можно ли получить серную кислоту по реакции обмена из ее соли?

Фосфорная кислота. Чистую фосфорную кислоту получают из оксида фосфора (V) P_2O_5 .

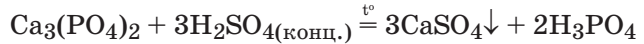
I стадия. Сжигание фосфора:



II стадия. Растворение оксида фосфора (V) в воде при нагревании:



Более старый способ – это обработка фосфорита $Ca_3(PO_4)_2$ концентрированной серной кислотой:



Жидкую фосфорную кислоту отделяют от осадка.

Применение фосфорной кислоты связано главным образом с получением минеральных удобрений.

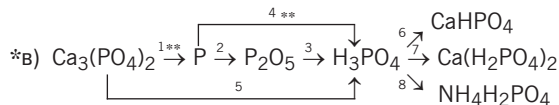
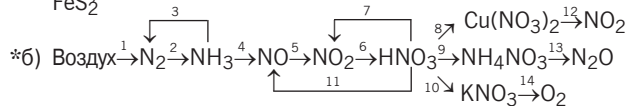
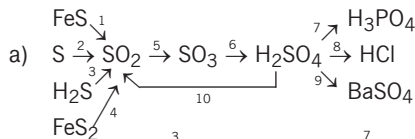


Уровень развития технической цивилизации страны до недавнего времени определяли объемом производства железа (чугуна и стали) или серной кислоты.

Серную кислоту называют *хлебом химической промышленности*.

ЗАКРЕПЛЕНИЕ
И ПРОВЕРКА

- Охарактеризуй общие способы получения кислородсодержащих кислот в промышленности.
- Составь уравнения реакций для следующих превращений:



Выполни задание до солей. Закончи упражнение после изучения параграфа 6.5 “Соли”.

- Допустимая концентрация азотной кислоты в сточных водах составляет 30-35 мг/л. Определи массу азотной кислоты в сточных водах массой 1000 кг.

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 горошинку.
3. Прилейте 1 мл раствора соляной кислоты и быстро закройте пробкой с газоотводной трубкой, как показано на рис. 6.25. 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. Уберите рабочее место.

Практическая работа

№ 4

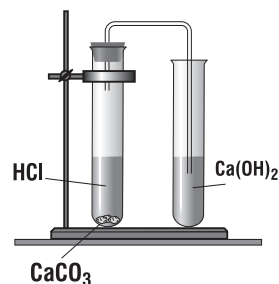


Рис. 6.25. Получение оксида углерода (IV)

6.5. Соли кислородсодержащих и бескислородных кислот

6.5.1. Состав, строение и физические свойства солей

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 ₃ PO ₄ , PbI ₂	желтые
CuSO ₄ · 5H ₂ O	голубой
CuS, FeS, Ag ₂ S, PbS	черные
KMnO ₄	черно-фиолетовый



Марафон знаний

На территории современной Молдовы в древности было море. В нем росли диатомовые водоросли, которые до сих пор встречаются в озерах, реках и прудах. Оболочки-панцири клеток этих водорослей формировались из силикатов кальция, магния, железа, алюминия. После исчезновения моря на территории севера нашей республики сформировались минералы **диатомиты**.

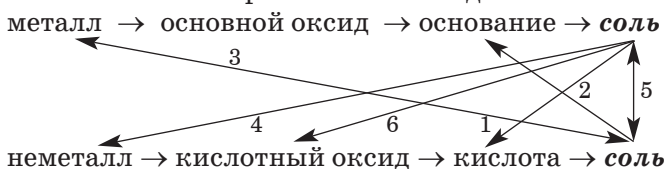
Диатомит содержит мельчайшие поры, образовавшиеся из панцирей отмерших клеток. Размеры пор от одного до 10 микрометров, площадь пор до 80 кв. м на один грамм минерала.

Диатомит способен поглощать (адсорбировать) различные вещества и может служить фильтром для очистки жидкостей от мельчайших примесей.

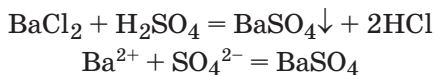
Диатомит используется для фильтрования подсолнечного масла, сахарного сиропа, вина, очистки природных и сточных вод от красителей и тяжелых металлов; для производства цемента и жидкого стекла, производства строительных блоков, термо- и звукоизолирующих материалов.

6.5.2. Химические свойства солей

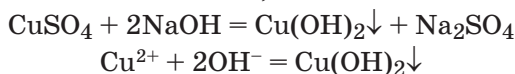
Общие свойства солей легко вывести из генетической связи классов неорганических соединений:



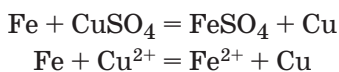
1) *Взаимодействие с кислотами:*



2) *Взаимодействие со щелочами:*

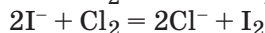
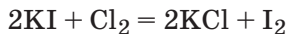


3) *Взаимодействие с металлами:*

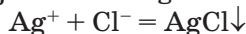
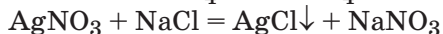
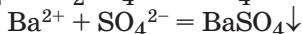
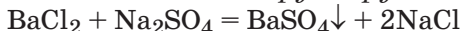


В растворах реакции идут в соответствии с положением металла в ряду напряжений.

*4) *Взаимодействие с неметаллами:*

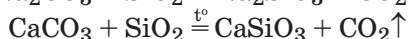
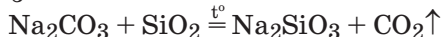


5) *Взаимодействие солей друг с другом:*



*6) *Взаимодействие солей с кислотными оксидами*

происходит только в расплаве с вытеснением более легкого 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.

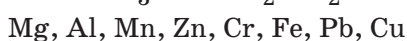
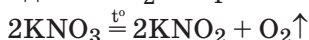
*Рассмотрим некоторые *особые свойства солей* кислородсодержащих кислот:

Отношение солей к нагреванию.

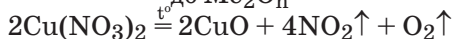
а) *нитраты* разлагаются по схеме:



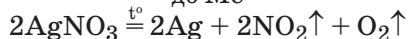
до MeNO_2 -нитритов



до Me_2O_n



до Me



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:



Рис. 6.26. Стекло в нашей жизни



Соли кислородсодержащих кислот разлагаются при нагревании по-разному, в зависимости от положения металла в ряду напряжений и типа соли (нитраты, карбонаты, сульфаты).

г) Большинство фосфатов, а также силикаты, хлориды, сульфиды плавятся без разложения.

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.

Таблица 6.5. Качественные реакции 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	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaNO}_3 \stackrel{\text{t}^\circ}{=} \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3$ $4\text{HNO}_3 + \text{Cu} \stackrel{\text{t}^\circ}{=} \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	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.



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 представлены в форме нижеследующей таблицы:

Определяемый ион	Реактивы для идентификации	Наблюдения	Уравнения реакций (МУ, СИУ)
1. SO_4^{2-}	1. BaCl_2	1.	1.
2. PO_4^{3-}	2. AgNO_3	2.	2.
3. $\text{CO}_3^{2-}/\text{HCO}_3^-$	3. HCl (H_2SO_4)	3.	3.
4. Cl^-	4. AgNO_3	4.	4.
5. NH_4^+	5. NaOH , (t°)	5.	5.

6.5.3. Получение солей

Можно вывести способы получения солей из схем генетической связи на основании того, что каждое взаимодействие двух рядов заканчивается образованием соли:

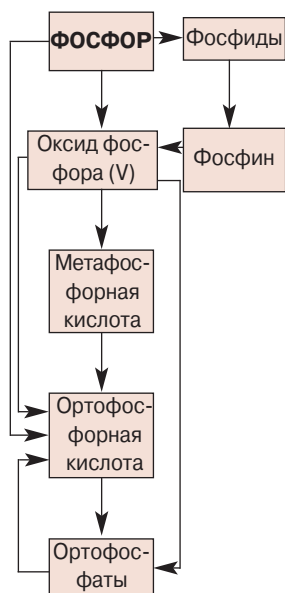
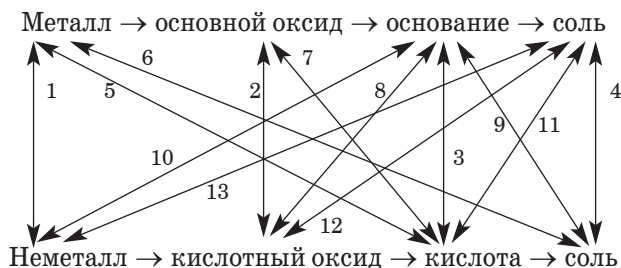
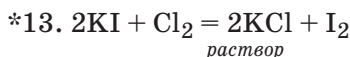
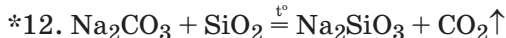
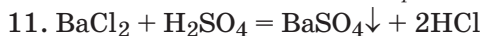
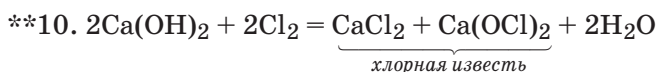
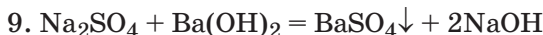
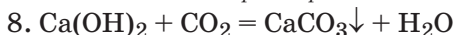
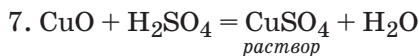
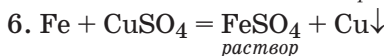
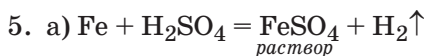
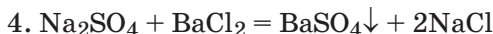
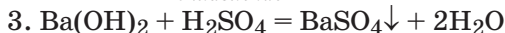
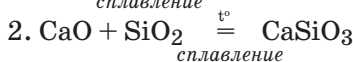
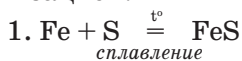


Схема 6.4. Генетическая связь фосфора и его соединений

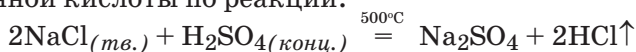
Назовите соли, полученные в приведенных реакциях (13).



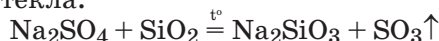
Условия реакций подбирают так, чтобы соль можно было отделить от реакционной смеси в виде осадка или раствора с последующим упариванием и кристаллизацией.



Не каждую соль можно получить всеми описанными способами. В промышленности соли иногда получают как побочный продукт. Например, в производстве соляной кислоты по реакции:



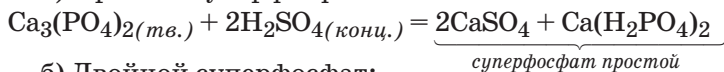
в качестве побочного продукта получают сульфат натрия, который можно использовать вместо соды в производстве стекла:



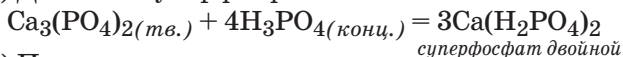
**Рассмотрим в качестве примера получение фосфорных удобрений.

Химические реакции, лежащие в основе производства **фосфорных удобрений** из природного фосфорита $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, следующие:

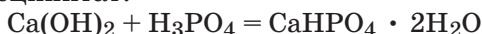
а) Простой суперфосфат:



б) Двойной суперфосфат:



в) Преципитат:

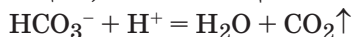


6.5.4. Применение солей

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).

Карбонаты. **Карбонат натрия Na_2CO_3** , техническое название – сода кальцинированная, или безводная, – получаемая при прокаливании кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Применяется в производстве стекла, мыла, бумаги, в качестве моющего средства в домашнем обиходе.

Гидрокарбонат натрия NaHCO_3 – питьевая или пищевая сода. Применяется 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:



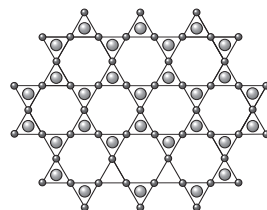
Карбонат калия K_2CO_3 , или поташ, содержится в золе растений. Применяется в производстве жидкого мыла, тугоплавкого стекла, пигментов.

Карбонат кальция CaCO_3 – это мел, мрамор, известняк, исландский шпат. Опишите области применения этих веществ.

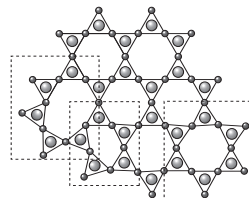
Силикаты как вещества сложного строения представляют в виде суммы оксидов:

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, конторского клея, для

Найдите в дополнительных источниках больше информации о фосфорных удобрениях и их применении.



Кристаллический материал



Аморфный материал

Рис. 6.27. Силикаты в природе

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.

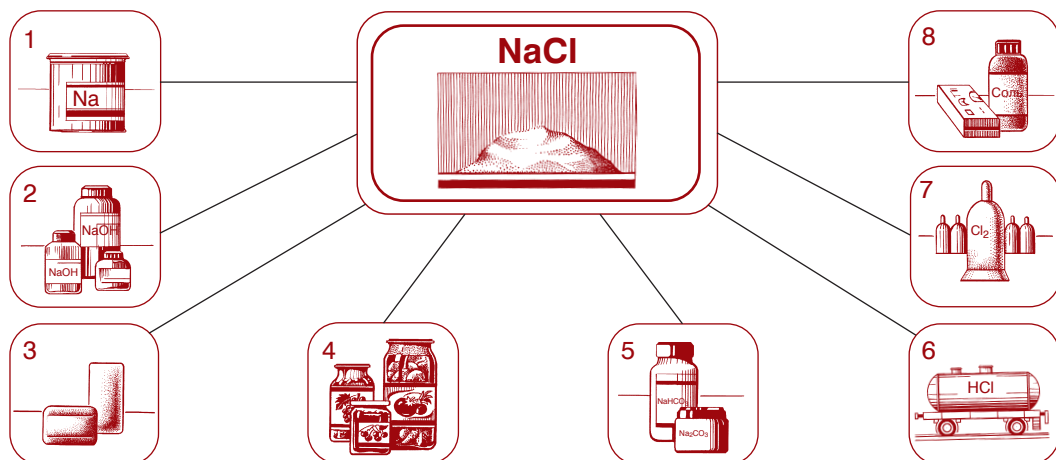


Рис. 6.28. Применение хлорида натрия: 1 - для получения натрия; 2 - для получения гидроксида натрия (каустической соды); 3 - для получения мыла; 4 - для консервирования овощей; 5 - для получения стиральной и пищевой соды; 6 - для получения соляной кислоты; 7 - при получении хлора; 8 - в пищевых приправах

Опишите области применения NaCl по рис. 6.28.

пропитки тканей, дерева и бумаги, чтобы придать им огнестойкость и водонепроницаемость.

В природе силикаты входят в состав глины:

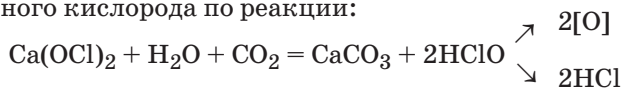


полевого шпата $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ и др.

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 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.



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 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%-й 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.



- Исходя их 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.
- 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.



Неметаллы

Решение экспериментальных задач

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 помощью которых можно получить иод.

В пробирке 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 картофелины. Иод с крахмалом дают синее окрашивание.

Запишите наблюдения и составьте уравнение реакции. Сделайте вывод.

* Практическая работа

№ 5



Тип задач: Качественные реакции неорганических веществ^a.

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.

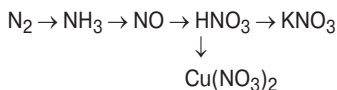
Тип задач: Распознавание веществ, доказательство их состава.

Опыт 6. В трех пробирках без этикеток содержатся: хлорид натрия, сульфат натрия, фосфат натрия. Определите эти вещества.

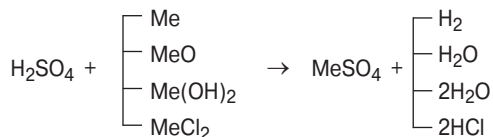
^a эти опыты проводятся в случаях, если ранее их не выполняли, или для напоминания, как выглядят качественные реакции анионов, чтобы правильно решать задачи по распознаванию веществ и доказательству их состава.

- I. Наиболее сильные окислительные свойства проявляет:
а) фтор; б) хлор; в) бром; г) иод.
- II. Неметаллические свойства в ряду C – Si – Ge – Sn
а) возрастают; б) уменьшаются; в) не изменяются;
г) уменьшаются, затем возрастают.
- III. В каком из соединений сера проявляет отрицательную степень окисления:
а) H₂SO₄; б) H₂S; в) SO₂; г) SO₃?
- IV. Кислотные свойства оксидов в ряду N₂O₃ – P₂O₃ – As₂O₃ – Bi₂O₃
а) возрастают; б) уменьшаются; в) не изменяются;
г) возрастают, затем уменьшаются.
- *V. 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.

- *VI. Осуществите превращения, составив уравнения реакций:

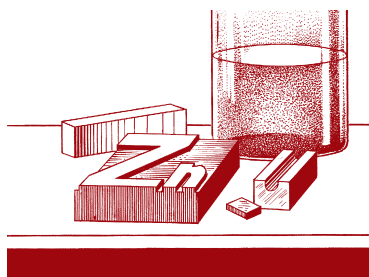


- VII. Располагая только H₂, O₂, S, Na (металлический), получи три соли. Составь соответствующие уравнения реакций.
- VIII. Вычисли объем аммиака, который можно получить из азота объемом 10 л (н.у.) и водорода.
- IX. Напиши уравнения реакций по схеме, используя двухвалентный металл:



- *X. 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



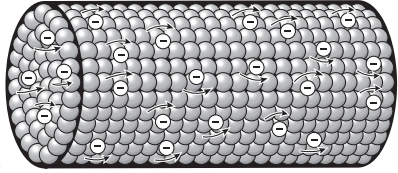
После изучения этой главы ты будешь способен:

- оценивать биологическую роль металлов;
- определять положение металлов в Периодической системе;
- характеризовать физические и химические свойства металлов, их оксидов и гидроксидов, методы их получения;
- выводить общую характеристику и свойства металлов главных и побочных подгрупп (Fe) на основе их положения в ПС;
- *идентифицировать катионы металлов;
- оценивать различные аспекты применения металлов, их оксидов и гидроксидов на основе их свойств.

7.1. Общая характеристика металлов

Из всех элементов, известных на сегодняшний день, более 90 – металлы.

Вы уже достаточно знаете о металлах, чтобы самостоятельно дать им общую характеристику по вопросам, указанным ниже.



I. Охарактеризируйте *положение металлов в Периодической системе* элементов Д. 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.

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. 7.1).

V. Охарактеризируйте *физические свойства* металлов на основе знаний о строении металлов.

В дополнение к вашей 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.

Рис. 7.1. Металлическая связь и электрическая проводимость металлов

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
Sb
Bi
Cu
Hg
Ag
Pt
Au

Металлическую нить в электрической лампочке изготавливают из вольфрама (W). Его температура плавления очень высока (3410°C), а температура кипения еще выше (5850°C). 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?

7.2 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
	<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°C (перегретый пар) все металлы, стоящие до водорода в ряду напряжений, реагируют с водой: $Fe + H_2O \xrightarrow{t^o} Fe_3O_4 + H_2\uparrow$ $Zn + H_2O \xrightarrow{t^o} ZnO + H_2\uparrow$</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.</p> $\text{Li} + \text{H}_2 \rightarrow \text{LiH}$ $\text{Mg} + \text{Si} \xrightarrow{t^\circ} \text{MgSi}$ $\text{Mg} + \text{P} \xrightarrow{t^\circ} \text{MgP}$ $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{FeCl}_2$ $\text{Al} + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{AlC}$ $\text{Sn} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{SnCl}_4$ $\text{Ca} + \text{N}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaN}$ $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{FeS}$ <p>Назовите продукты реакций.</p>
	<p>На воздухе металлы медленно окисляются с образованием оксидной пленки:</p> $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ $\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO}$ <p>Только золото и платина не взаимодействуют с кислородом. Остальные металлы горят в чистом кислороде:</p> $\text{Cu} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO}$ $\text{Fe} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_3\text{O}_4$ $*\text{Na} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{O}_2$ $*\text{Ba} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{BaO}_2$ <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> $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{Al} \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Q}$ <p>Магнийтермию используют для восстановления неметаллов из их оксидов:</p> $*\text{CO}_2 + \text{Mg} \xrightarrow{t^\circ} \text{MgO} + \text{C}$ $*\text{SiO}_2 + \text{Mg} \xrightarrow{t^\circ} \text{MgO} + \text{Si}$
	<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:</p> $\text{Fe} + \text{NaOH} \neq \quad ; \quad \text{Cr} + \text{NaOH} \neq$ $\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$ <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> $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$ <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:</p> $2\text{Al} + 3\text{CaCl}_{2(\text{расплав})} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{Ca}$ $\text{Na} + \text{KCl}_{(\text{расплав})} = \text{NaCl} + \text{K}$ $3\text{K} + \text{AlCl}_{3(\text{расплав})} = 3\text{KCl} + \text{Al}$ <p>**Некоторые соли окисляют металлы, например, при травлении печатных плат, покрытых медью, хлорид железа (III) протравливает “дорожки” в меди по реакции:</p> $\text{Cu} + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{CuCl} + \text{FeCl}_2$ <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?

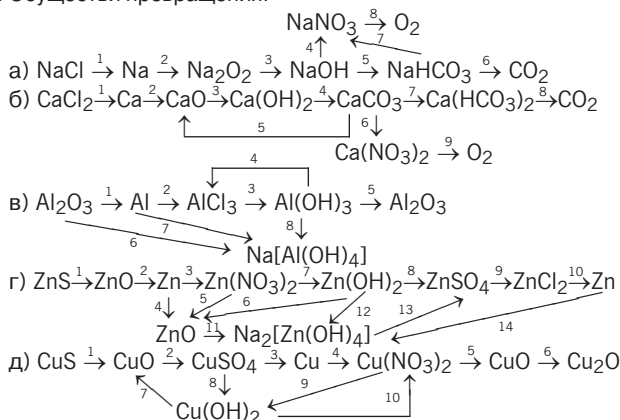


1. Дай полную характеристику следующих элементов и их соединений:

а) натрия; б) кальция; в) алюминия; г) железа по схеме:

(1) положение в периодической системе; (2) строение атома и возможные степени окисления; (3) нахождение в природе; (4) физические и химические свойства простого вещества; (5) состав и химические свойства оксидов, гидроксидов, солей; (6) применение этих металлов и их соединений.

*2. Осуществи превращения:



- Вычисли массу железа, необходимого для получения 22,4 м³ (н.у.) водорода железо-паровым способом.
- Минимальная доза свинца, которая может вызвать отравление через рот – 5 мг на 1 кг веса человека. Вычисли объем воды с опасным содержанием ионов свинца 0,35-2 мг/л, которую человек может выпить без вспышки отравления, при норме потребления воды 2 л в сутки. Расчет сделай исходя из собственного веса.
- Термитная смесь, используемая при сварке, содержит железную окалину Fe₃O₄ и металлический алюминий. Вычисли массу железа, которое образуется из смеси, содержащей 135 г алюминия.
- При малокровии необходимо давать больному препараты железа. Порошок металлического железа растворяется в желудочном соке, содержащем соляную кислоту. Для лучшего усвоения железо записывают разбавленным раствором соляной кислоты. Фармацевтическая разведенная соляная кислота готовится следующим образом: 1 объем концентрированной кислоты (массовая доля HCl 37%, плотность раствора 1,19 г/см³) и 2 объема воды. Вычисли массовую долю HCl в разведенной соляной кислоте. Какая соль железа образуется при реакции?
- Ртуть опасна тем, что при обычной температуре постепенно испаряется. Вот почему, если в доме разбит ртутный термометр, надо все места, куда попали шарики ртути, засыпать порошком серы. При обычных условиях происходит реакция соединения и ртуть превращается в нелетучий сульфид. Вычисли массу серы, необходимую для связывания ртути массой 4 г.

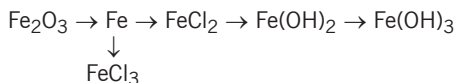
*7.3. Качественные реакции катионов металлов

Как мы уже знаем, для распознавания веществ используются качественные реакции. 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. Качественные реакции на катионы

Катион	Реактив, процедура	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	$NH_4^+ + OH^- \xrightarrow{t^o} NH_3 \uparrow + H_2O$	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 красной кровяной соли K ₃ [Fe(CN) ₆]	$3Fe^{2+} + 2[Fe^{3+}(CN)_6]^{3-} = Fe_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$ гексацианоферрат(III) железа(II)	Осадок „турнбулевой сини“
Fe ³⁺	**а) Раствор желтой кровяной соли K ₄ [Fe(CN) ₆] б) раствор тиоцианата аммония или калия	$4Fe^{3+} + 3[Fe^{2+}(CN)_6]^{4-} = Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow$ гексацианоферрат(II) железа(III) $Fe^{3+} + 3SCN^- \rightleftharpoons Fe(SCN)_3$ тиоцианат или роданид железа(III)	Синий осадок „берлинской лазури“ Кровяно-красное окрашивание раствора
Cu ²⁺	Раствор щелочи с последующим нагреванием	$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$ $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^o} CuO + H_2O$	Ярко-голубой студенистый осадок, чернеющий при нагревании

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:



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) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ г) FeSO_4 д) FeCl_3
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:
а) массу золота в сплаве массой 500 г, 583 пробы;
б) массу серебра в сплаве массой 400 г, 875 пробы.
7. Объясни, как можно различить растворы хлорида алюминия и хлорида натрия:
а) по цвету; б) с помощью индикатора; в) действием раствора щелочи; г) по окраске пламени.



7.4. Получение 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:

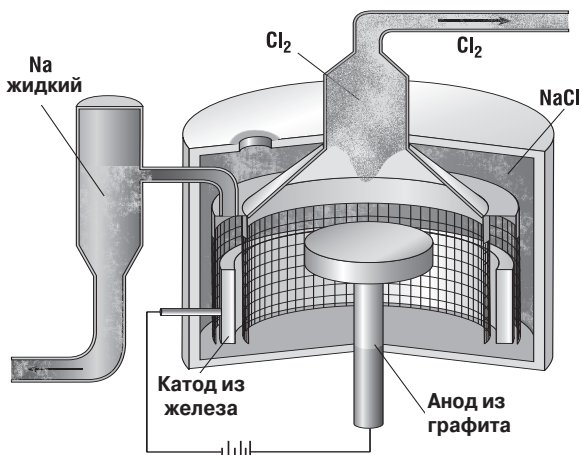


Рис. 7.2. Получение натрия и хлора

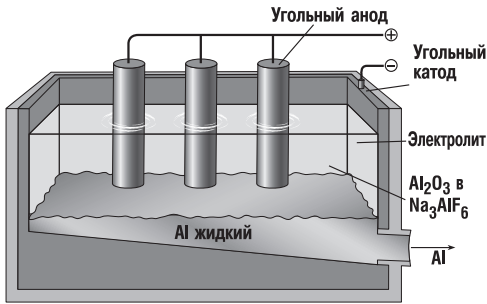


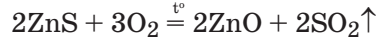
Рис. 7.3. Получение алюминия

*Докажите с помощью электронных уравнений, что во всех способах получения металлов происходит их восстановление.

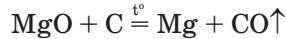
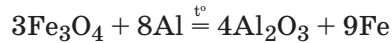
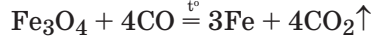
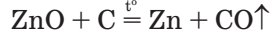
**Составьте электронные уравнения процессов, протекающих при рафинировании меди с медным анодом.



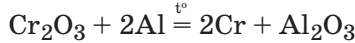
Рис. 7.4. Получение чугуна в доменной печи



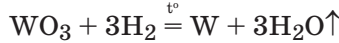
Затем оксиды восстанавливают:



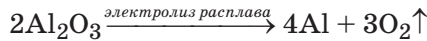
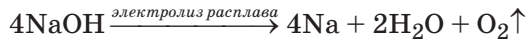
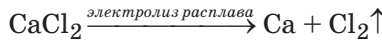
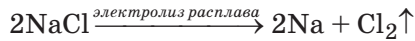
В тех случаях, когда металл нельзя восстановить углем, оксидом углерода (II) или водородом из-за образования карбидов или гидридов, в качестве восстановителя используют **алюминий**:



Водородом пользуются для получения особо чистых металлов:

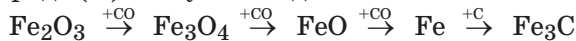


***Электролитическое восстановление** металлов проводят из **расплавов** солей, оксидов и гидроксидов для получения щелочных, щелочноземельных металлов и алюминия:



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. 7.4).

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 красноватого 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 конструкции, глубоководные скафандры.

7.5. Химические элементы в биологических системах

Из всех известных элементов природа отобрала примерно 50, которые входят в состав живой материи. Приспособление их к потребностям живых организмов происходило в ходе жизни на земле по схеме: *яды – терпимые примеси – необходимые элементы – важнейшие элементы*. В каждом живом организме находится постоянно 40-43 элемента, называемых **биоэлементами**. Из них 25 – это важнейшие элементы для строения 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) –



Железо и его сплавы - чугуны и стали - 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.*

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-} . Эти 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).

Фундаментальные характеристики этих ионов, такие как малые размеры (объем и радиус), сложная электронная структура, большая атомная масса, большая 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 живом организме 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, с белками, жирами, углеводами. 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 примерно постоянных от организма к организму.
2. Отсутствие его приводит к воспроизведению одинаковых физиологических и структурных модификаций независимо от изучаемого вида.
3. Управление им предупреждает и устраняет возникающие симптомы и исправляет биохимические изменения, произошедшие в его отсутствие.

В общем, биологические активные комплексы этих важнейших микроэлементов участвуют в:



11 элементов –
99,99% человека.

ГЛАВНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ

C
N
H
O
P
S

ОСТАЛЬНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Cl
Na
K
Mg
Ca

- 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 (питание, внешняя среда, активное или пассивное удаление) 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.



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.** 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.



- **2.** Цинк умели получать в древнем Китае, Индии, Дакии. Эти секреты были утеряны. В Европе почти два века не могли наладить производство цинка. Сульфидную руду обжигали, восстанавливали углем, но цинк не выплавлялся! Оказывается, он испарялся в этом процессе, так как его температура кипения всего 906°C . Испарившийся цинк встречался с кислородом воздуха и превращался снова в оксид. Предложи условия, при которых следует проводить этот процесс. Составь уравнения всех реакций. Вычисли массу цинка, полученного из 100 кг обогащенной руды с содержанием сульфида цинка 80%.
- *3.** Олово называют *металлом консервных банок*, потому что на производство белой жести (железо, покрытое оловом) расходуется половина мирового производства олова. Для возвращения олова из использованных банок применяют разные способы. Чаще всего жечь обрабатывают газообразным хлором. Железо при отсутствии влаги с ним не реагирует. Олово же легко хлорируется, образуя дымящую жидкость – хлорид олова (IV), который затем отправляют в электролизер. Вырази химическими уравнениями и схемой электролиза все описанные процессы. Вычисли массу олова, которое можно получить из 100 жестяных банок, если на каждую банку расходуется 0,5 г олова.
- 4.** 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 показывал, что серый порошок – тоже олово. Объясни, какое явление, физическое или химическое, происходит при “оловянной чуме”, если ниже 13°C кристаллическое белое олово переходит в аморфное серое. Где нужно хранить олово для паяния, если ты занимаешься этим дома?
- *5.** 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.
- *6.** 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.
- **7.** 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 .

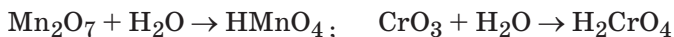
Разделите их на три группы по известной вам классификации оксидов, обоснуйте это разделение.

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:

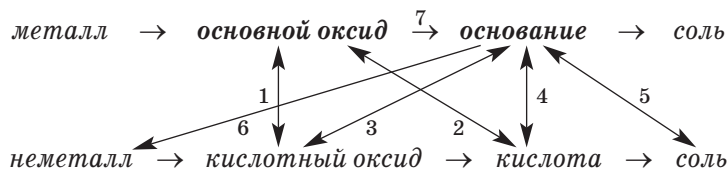


Уравняйте реакции, составьте примеры формул соответствующих солей.

IV. Из предложенных веществ выберите гидроксиды металлов: H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_3PO_4 , NaOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Каков общий характер этих гидроксидов металлов? 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 о нахождении их в природе!



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, стекло, 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.

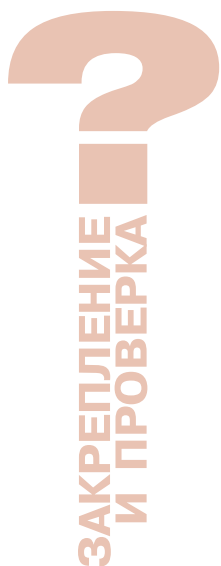
... Оксид хрома (III) добавляют к оксиду алюминия и получают красные рубины. Искусственные рубины используются не только для украшений, основная их работа – это рождение лазерного луча, который легко режет металлы, прodelывает отверстия в любых самых твердых материалах.

Попытайтесь осуществить экспериментально:

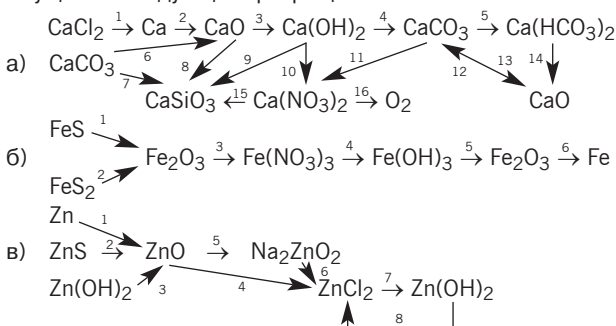
Алюминий белый матовый. Растворите 20 г гидроксида натрия в литре горячей воды. Внесите в раствор алюминиевый предмет и поддержите, пока алюминий не приобретет белый матовый цвет. Затем промойте предмет большим объемом воды, высушите и покройте бесцветным нитролаком из пульверизатора.

Алюминий золотистый. В 500 мл горячей воды растворите 13 г сульфида калия, затем проведите опыт, как описано выше.

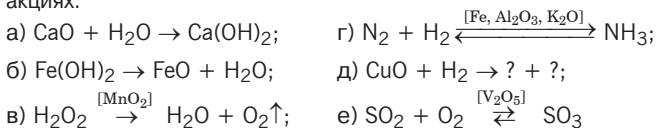
Зеленая бронза. В 200 мл 9%-го уксуса растворите 200 г сахара и 200 г хлорида натрия. Покрасьте медный предмет несколько раз этой смесью, пока не получите зеленый оттенок, затем высушите этот предмет и покройте лаком.



*1. Осуществи следующие превращения:



2. Объясни, какую роль играют оксиды металлов в следующих реакциях:



Уравней реакции.

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?

Металлы

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) $(NH_4)_2SO_4$.

^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 5. Докажите, что реактив железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ содержит примесь $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Опыт 6. В трех пробирках без этикеток содержатся хлорид алюминия, хлорид бария, хлорид железа (III). Определите эти вещества.

Тип задач: Получение веществ

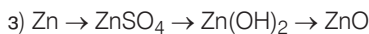
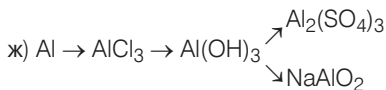
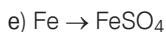
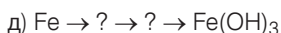
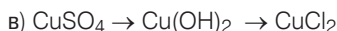
Опыт 7. Используя предложенные реактивы: CuSO_4 , $\text{NaOH}_{(\text{разб.})}$, $\text{NaOH}_{(\text{конц.})}$, HCl или H_2SO_4 , получите гидроксид меди (II) и испытайте его отношение к раствору кислоты и концентрированному раствору щелочи. Объясните наблюдаемые явления, составьте уравнения реакций, сделайте выводы.

Опыт 8. Получите гидроксид алюминия из сульфата или хлорида алюминия. Испытайте отношение $\text{Al}(\text{OH})_3$ к кислоте и разбавленной щелочи. Объясните наблюдаемые явления, составьте уравнения реакций, сделайте выводы.

Опыт 9. Получите гидроксид цинка из соли цинка. Испытайте отношение $\text{Zn}(\text{OH})_2$ 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:

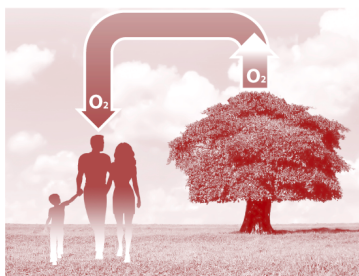


Напишите уравнения соответствующих реакций.

- I. Элемент с электронной формулой $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$:
а) натрий; б) кальций; в) алюминий; г) железо.
- II. 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.
- III. Оцени, 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) $Al < K < Na < Cs < Mg$
- IV. 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.
- *V. Металлические s-элементы проявляют следующие свойства:
а) являются сильными окислителями;
б) являются сильными восстановителями;
в) обладают низкой электроотрицательностью;
г) проявляют низкую твердость.
- VI. Для представленных ниже выражений укажи следующее: под черкни "Да" для правильных и "Нет" для неправильных выражений.
Да. Нет. С ростом степени окисления металлов основные свойства их оксидов усиливаются.
Да. Нет. Металлы, стоящие в ряду напряжений после водорода, замещают водород в кислотах.
Да. Нет. Металлы не проводят электрический ток и тепло.
- *VII. Составь уравнения реакций для следующих превращений:
 $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3$
- *VIII. Вычисли массу железа, которое можно получить из оксида Fe_3O_4 массой 23,2 г и алюминия массой 23,76 г алюмотермически.
- *IX. Получи оксид кальция двумя способами. Составь уравнения реакций. Укажи 2-3 области применения оксида кальция.
- X. Ежегодно автомобиль расходует до 4 т кислорода. Какую массу оксида ртути (II) HgO необходимо разложить для получения годовой нормы кислорода для автомобиля?

8

Значение и роль неорганических веществ для жизни и здоровья человека

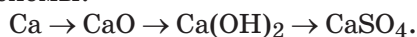


После изучения этой главы ты будешь способен:

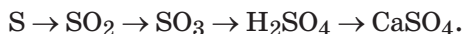
- аргументировать генетическую связь между классами неорганических соединений;
- решать комбинированные задачи и упражнения по курсу неорганической химии;
- разрабатывать творческие работы по химии;
- оценивать важность изучения неорганической химии.

8.1. 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:

Металл → основной оксид → основание

↑
соль
↓

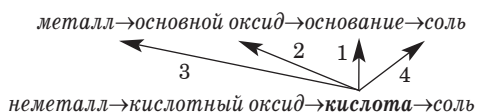
Неметалл → кислотный оксид → кислота

С помощью генетической связи можно выводить химические свойства каждого класса неорганических соединений.

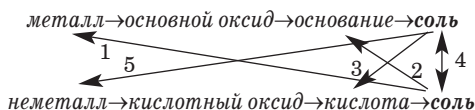
Химические свойства оксидов



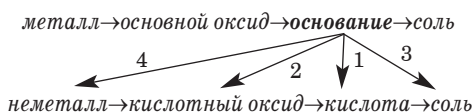
Химические свойства кислот



Химические свойства солей



Химические свойства оснований





1. Составь уравнения реакций для следующих превращений:
 - а) $\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4$
 - б) $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
 - в) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow{\text{э}} \text{P}_4$
- г) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \xrightarrow{\text{NaNO}_3} \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- *2. На основе генетической связи азота и его соединений напиши уравнения реакций для схемы превращений:

$$\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2$$

\downarrow
 NH_4Cl

\downarrow
 NaNO_3

Назови области применения веществ, представленных в схеме.
3. Напиши уравнения реакций в соответствии со схемами:
 - а) $\text{BaCl}_2 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
 - б) $\text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl}$
4. Составь уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:
 - а) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$;
 - б) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaCl}$;
 - в) $\text{NaBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{KBr}$.
- *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 прокаливании 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.

8.2. Значение неорганических веществ и их роль

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. 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 до недавнего времени широко применялось в этих целях. Напитки, обработанные большим количеством 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.

Медь является главным компонентом 11 ферментов. Она участвует в образовании гемоглобина, активируя железо, аккумулярованное 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.

Калий регулирует кислотно-щелочной баланс крови, активизирует работу многих ферментов, способствует преодолению усталости и стресса. Соединения, содержащие калий, регулируют кровяное давление, снимают чувство беспокойства, страха.

Сера входит в состав белков, некоторых гормонов, в частности инсулина, и витаминов; участвует в окислительно-восстановительных процессах в организме. Минералы, содержащие серу, помогают в регенерации волос и ногтей, помогают при кожных заболеваниях, выводят токсины из печени.

Опишите 2-3 области применения в повседневной жизни кислорода и водорода.

Из изученного ранее материала выделите 2-3 жизненно важных направления использования кальция и его соединений.

Мы рассказали о значении 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, легковозбудимых 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: а) название элемента; б) вид образуемых им ионов; в) формулы оксидов и гидроксидов, которые он образует.

ЗАКРЕПЛЕНИЕ
И ПРОВЕРКА

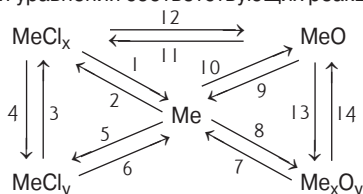
Назови 3-4 области применения соединений этого химического элемента.

5. Реакция разложения карбоната кальция лежит в основе получения негашеной извести.

Эта реакция является эндотермической и обратимой.

- а) напиши уравнение соответствующей реакции;
б) вычисли массу оксида кальция, образующегося при разложении карбоната кальция массой 150 кг;
в) 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:

- а) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
б) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}$
в) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuCl}_2$
г) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$



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 ресурсы 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 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). Пространства, где 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 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



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.

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.

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. Оцени качество воды, воздуха и почв в Республике Молдова.

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.

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.

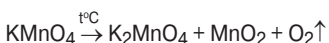
В Н Масса атома сосредоточена в ядре.

В Н Ядро заряжено положительно благодаря заряду протонов.

2. Дополни свободные пространства в таблице:

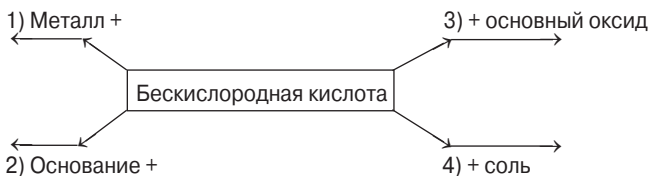
Химическая формула вещества	Тип химической связи
	Ковалентная неполярная
MgBr ₂	

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.

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.
 - Запиши химические элементы S, Ca, Li, P, K, O в порядке уменьшения радиусов атомов.
 - 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

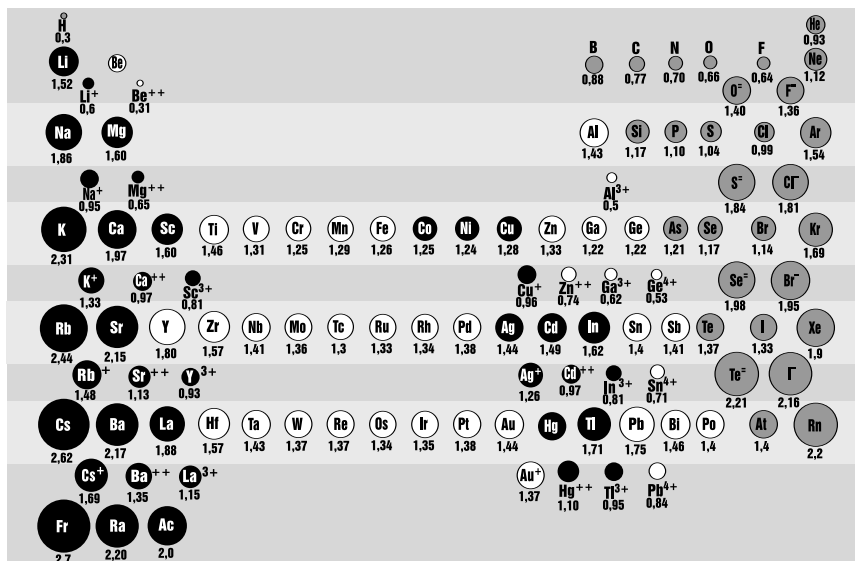


Таблица 2. Названия и формулы некоторых кислотных оксидов и соответствующих кислот

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	Угольная 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
<i>Основные оксиды</i>		<i>Растворимые основания – щелочи</i>	
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
		<i>Нерастворимые основания</i>	
Оксид железа (II)	FeO	Fe(OH) ₂	Гидроксид железа (II)
Оксид меди (II)	CuO	Cu(OH) ₂	Гидроксид меди (II)
<i>Амфотерные оксиды</i>		<i>Амфотерные основания</i>	
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
<i>Кислородсодержащие кислоты</i>			
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
<i>Бескислородные кислоты</i>			
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. Взаимодействие между классами неорганических веществ

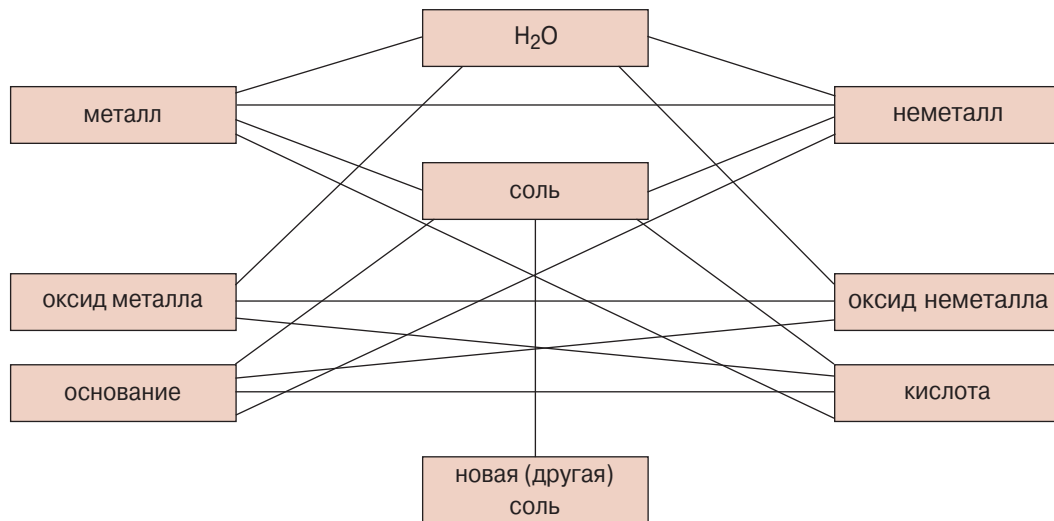
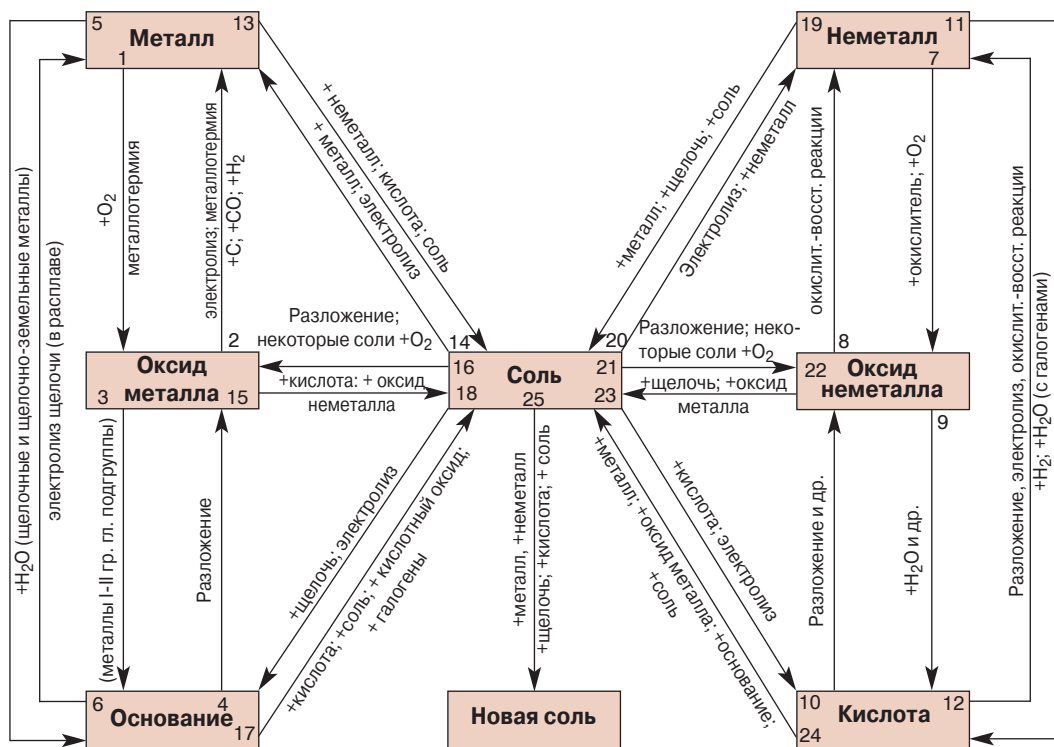
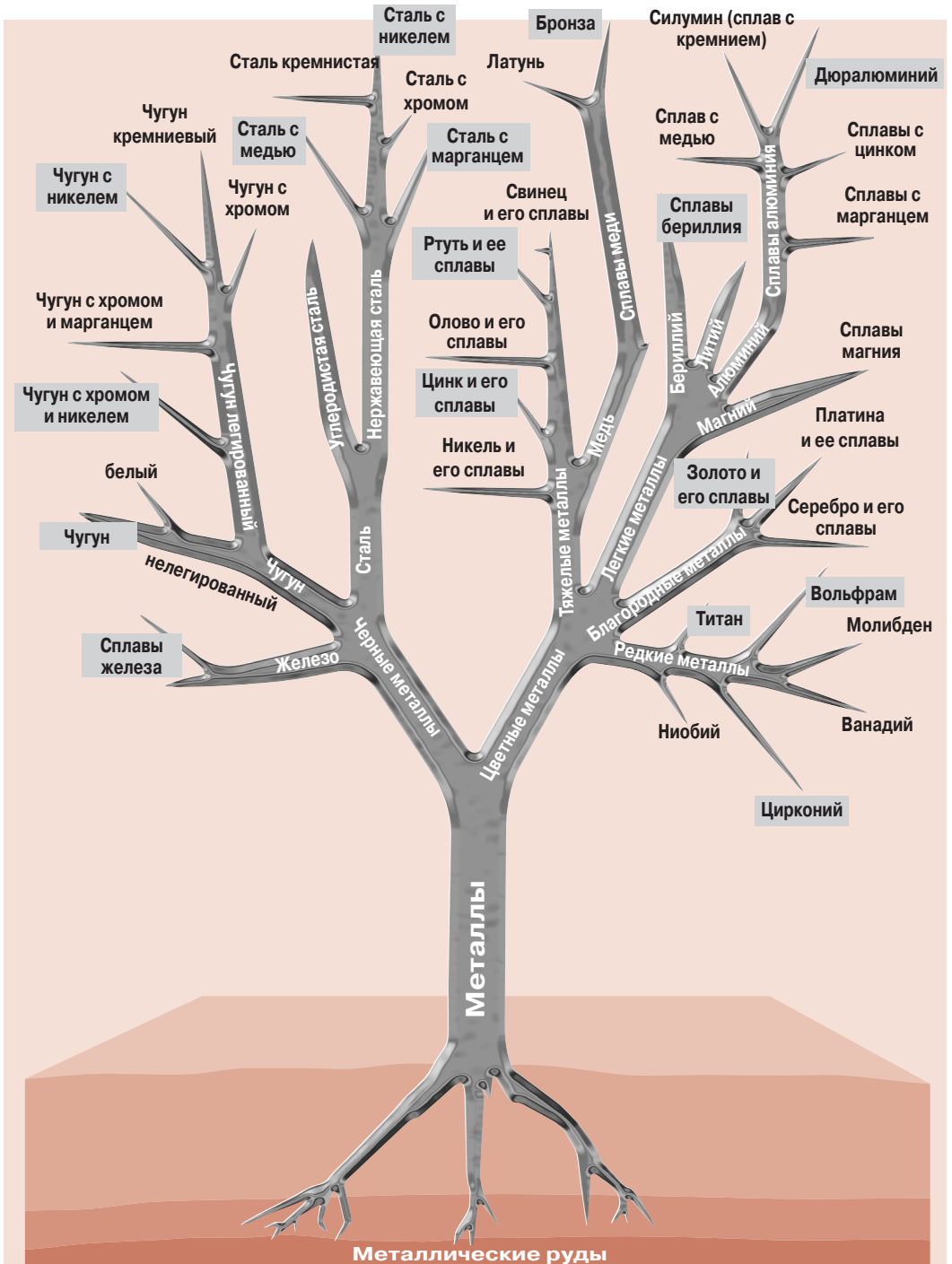


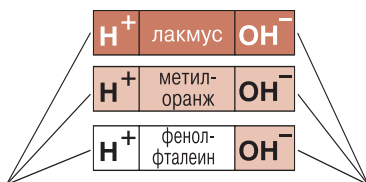
Схема 2. Взаимосвязь основных классов неорганических веществ



Дерево металлов



Идентификация катионов и анионов



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-}	$BaSO_4$
$NaAlO_2 \xrightarrow{NaOH} Al(OH)_3$	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
$CuO \xrightarrow{H^+} Cu(OH)_2$	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^-	$Fe(CNS)_3$

- | | |
|---|---|
| <ol style="list-style-type: none"> 1. смотреть через синее стекло 2. нихромовое кольцо 3. бесцветный газ 4. бурый газ 5. белый осадок 6. цветной осадок 7. студенистый осадок | <ol style="list-style-type: none"> 8. вещество становится красным 9. вещество становится синим 10. лакмус в кислоте становится красным, в щелочи - синим 11. метилоранж в кислоте становится розовым, в щелочи - желтым 12. фенолфталеин в кислоте \rightarrow в щелочи - малиновый 13. изменений нет \rightarrow |
|---|---|

Периодическая

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ										
	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb	VIIIb	VIIIb	
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	Sc 21 СКАНДИЙ 44,96	Ti 22 ТИТАН 47,88	V 23 ВАНАДИЙ 50,94	Cr 24 ХРОМ 52,00	Mn 25 МАРГАНЕЦ 54,94	Fe 26 ЖЕЛЕЗО 55,85	Co КОБАЛЬТ 58,93		
V	37 Rb РУБИДИЙ 85,47	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62	Y 39 ИТТРИЙ 88,91	Zr 40 ЦИРКОНИЙ 91,22	Nb 41 НИОБИЙ 92,91	Mo 42 МОЛИБДЕН 95,94	Tc 43 ТЕХНЕЦИЙ [98,91]	Ru 44 РУТЕНИЙ 101,07	Rh РОДИЙ 102,91		
VI	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,91	56 Ba БАРИЙ 137,33	La* 57 ЛАНТАН 138,91	Hf 72 ГАФНИЙ 178,49	Ta 73 ТАНТАЛ 180,95	W 74 ВОЛЬФРАМ 183,85	Re 75 РЕНИЙ 186,21	Os 76 ОСМИЙ 190,20	Ir ИРИДИЙ 192,22		
VII	87 Fr ФРАНЦИЙ [223,02]	88 Ra РАДИЙ [226,03]	Ac** 89 АКТИНИЙ [227,03]	Rf 104 РЕЗЕРФОРДИЙ [261,11]	Db 105 ДУБНИЙ [262,11]	Sg 106 СИБОРГИЙ [263,12]	Bh 107 БОРИЙ [264,12]	Hs 108 ХАССИЙ [267,13]	Mt 109 МЕЙТНЕРИЙ [268,10]		
Высшие оксиды	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇			RO₄	
Летучие водородные соединения											
* ЛАНТАНОИДЫ	Ce 58 ЦЕРИЙ 140,12	Pr 59 ПРАЗЕОДИМ 140,91	Nd 60 НЕОДИМ 144,24	Pm 61 ПРОМЕТИЙ [144,91]	Sm 62 САМАРИЙ 150,36	Eu 63 ЕВРОПИЙ 151,96	Gd 64 ГАДОЛИНИЙ 157,25	Tb 65 ТЕРБИЙ 158,93	Dy 66 ДИСПРОЗИЙ 162,50	Ho 67 ГОЛЬМИЙ 164,93	Er 68 ЭРБИЙ 167,26
** АКТИНОИДЫ	Th 90 ТОРИЙ 232,04	Pa 91 ПРОТАКТИНИЙ [231,04]	U 92 УРАН 238,03	Np 93 НЕПТУНИЙ [237,05]	Pu 94 ПЛУТОНИЙ [239,10]	Am 95 АМЕРИЦИЙ [243,06]	Cm 96 КЮРИЙ [247,07]	Bk 97 БЕРКЛИЙ [247,07]	Cf 98 КАЛИФОРНИЙ [251,08]	Es 99 ЭЙНШТЕЙНИЙ [252,08]	Fm 100 ФЕРМИЙ [257,10]

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 ДАРМШТАДИЙ [281]	Rg 111 РЕНТГЕНИЙ [280]	Cn 112 КОПЕРНИЦИЙ [285]	113 Uut УНУНТРИЙ [284]	114 Uuq УНУНКВАДИЙ [289]	115 Uup УНУНПЕНТИЙ [288]	116 Uuh УНУНГЕКСИЙ [293]	117 Uus УНУНСЕПТИЙ [294]	118 Uuo УНУНОКТИЙ [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 [258,10]	No 102 НОБЕЛИЙ [259,10]	Lr 103 ЛОУРЕНСИЙ [261,11]						

Таблица 5. Растворимость кислот, оснований, солей в воде

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 ⁻		Р↑	Р	Р	—	Р	М	М	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
S ²⁻	Р↑	Р	Р	Р	Н	М	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	—	—
SO ₃ ²⁻	Р↑	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	М	—	—	Н	Н	—	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	—	М	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Р↑	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	Н	Н	—	Н	Н	—	—
SiO ₃ ²⁻	Н	—	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	—	—
PO ₄ ³⁻	Р	—	Р	Р	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	—

Р – растворимо (больше 1 г в 100 г воды); **М** – малорастворимо (от 1 г до 0,01 г в 100 г воды); **Н** – практически нерастворимо (меньше 0,01 г в 100 г воды); “—” – не существует или разлагается водой; ↑ – вещество разлагается с выделением газа, само-газ.

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

Таблица 7. Растворимость кислот, оснований и солей в воде

АНИОНЫ	КАТИОНЫ																							
	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Si ²⁺	Al ³⁺	Cl 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↑	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	
F ⁻	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р	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	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	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	
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	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	Р	М	-	Н	Р	Р		
HSO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	
NO ₃ ⁻	Р	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	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	
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	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

Кудрицкая Светлана

Химия: Учебник для 10 кл./ [Светлана Кудрицкая], Надежда Велишко.
– Изд. 3-е. – К.: Arc, 2012 (Tipografia „Serebia“ SRL). – 256 p.

ISBN 9975-61-687-4

54(075.3)

К 88

Отпечатано в типографии „Serebia“ SRL,
Заказ № 131

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА 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										
V	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												
VI	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										
VII	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												
VIII	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,91	56 Ba БАРИЙ 137,33	57 La* ЛАНТАН 138,91	58 Pr ПРАМЕТИЙ 140,91	59 Sm САМАРИЙ 144,91	60 Eu ЕВРОПИЙ 151,96	61 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	62 Tb ТЕРБИЙ 158,93	63 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,50	64 Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	65 Er ЭРБИЙ 167,26	66 Tm ТУЛИЙ 168,93	67 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	68 Lu ЛОТЕЦИЙ 174,97	69 Rn РАДОН [222,02]					
IX	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 [209,99]	85 At АСТАТ [209,99]	86 Rn РАДОН [222,02]												
X	87 Fr ФРАНЦИЙ [223,02]	88 Ra РАДИЙ [226,03]	89 Ac** АКТИНИЙ [227,03]	90 Th ТОРИЙ [232,04]	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ [231,04]	92 U УРАН 238,03	93 Np НЕПТУНИЙ [237,05]	94 Pu ПЛУТОНИЙ [244,10]	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 [257,10]	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ [288,10]	102 No НОБЕЛИЙ [289,10]	103 Lr ЛОУРЕНСИЙ [260,11]			
XI	111 Rg РЕНТГЕНИЙ [280]	112 Cn КОПЕРНИЦИЙ [285]	113 Uut УНУНТРИЙ [284]	114 Uuq УНУНКВАДИЙ [289]	115 Uup УНУНПЕНТИЙ [288]	116 Uuh УНУНГЕКСИЙ [283]	117 Uus УНУНСЕПТИЙ [281]	118 Uuo УНУНОКТАЙ [281]												
Высшие оксиды	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	RO₃	RO₄	HR	R₂O₇	RO₄	HR	HR	HR	HR	HR	HR	HR	HR	HR	HR	
Легучие водородные соединения	RH₄	RH₄	RH₃	RH₃	RH₃	RH₃	H₂R	H₂R	H₂R	HR	HR	HR	HR	HR	HR	HR	HR	HR	HR	
* ЛАНТАНОИДЫ																				
** АКТИНОИДЫ																				

ISBN 978-9975-61-683-6



РЯД ОТНОСИТЕЛЬНОЙ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

F	O	N	Cl	Br	I	S	C	Se	P	As	H	B	Si	Al	Mg	Ca	Na	K
4,0	3,5	3,07	3,0	2,8	2,5	2,5	2,5	2,4	2,2	2,0	2,1	2,0	1,8	1,5	1,2	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