



О. С. Габриелян

ХИМИЯ



 дрофа


ВЕРТИКАЛЬ

! Электронное
приложение
www.drofa.ru

О. С. Габриелян



ХИМИЯ

Учебник для общеобразовательных учреждений

Рекомендовано
Министерством
образования и науки
Российской Федерации

2-е издание, стереотипное



Москва



2013



УДК 373.167.1:54

ББК 24.1я72

Г12

Габриелян, О. С.

Г12 **Химия. 8 класс : учеб. для общеобразоват. учреждений /**
О. С. Габриелян. — 2-е изд., стереотип. — М. : Дрофа, 2013. —
286, [2] с. : ил.

ISBN 978-5-358-11646-7

Учебник О. С. Габриеляна «Химия. 8 класс» вместе с учебником «Химия. 9 класс» составляет комплекс, который служит полным курсом химии для основной школы.

Учебник соответствует Федеральному государственному образовательному стандарту основного общего образования и имеет гриф «Рекомендовано Министерством образования и науки Российской Федерации».

Красочные иллюстрации, разнообразные вопросы и задания способствуют активному усвоению учебного материала.

УДК 373.167.1:54

ББК 24.1я72

ISBN 978-5-358-11646-7

© ООО «Дрофа», 2012

§ 1 Химия — часть естествознания

Дорогие восьмиклассники, вот вы и выросли до изучения химии — еще одной из естественных, т. е. изучающих природу, дисциплин. С некоторыми из предметов естественного цикла — биологией, географией, физикой — вы начали знакомиться на один-два года раньше.

Химия, как наука о веществах, включена в расписание уроков на более поздней стадии обучения в школе. И это не случайно, так как этот предмет требует к себе особого, взрослого и ответственного отношения, являющегося залогом безопасного обращения с веществами, ведь многие из них являются едкими, ядовитыми или огнеопасными.

При изучении химии и других естественных дисциплин широко используют такой важнейший метод познания, как **наблюдение**.



Наблюдение — это целенаправленное восприятие химических объектов (веществ, их свойств и превращений) с целью их изучения.

Для того чтобы наблюдение было плодотворным, необходимо соблюдать ряд условий.

1. Нужно чётко определить предмет наблюдения, т. е. то, на что будет обращено внимание наблюдателя, — конкретное вещество, его свойства, то или иное превращение вещества и т. д.

2. Необходимо знать, зачем проводится наблюдение, т. е. чётко сформулировать его цель.

3. Нужно составить план наблюдения. А для этого следует выдвинуть **гипотезу** (от греч. «предположение») о том, как будет происходить наблюдаемое явление. Ги-



Рис. 1. Химический эксперимент проводят в специальных лабораториях

потеза может быть выдвинута и в результате наблюдения, когда получен какой-то результат, который нужно объяснить.

Научное наблюдение отличается от наблюдения в житейском смысле этого слова. Как правило, научное наблюдение проводится в строго контролируемых условиях, причём условия эти можно изменять по желанию наблюдателя. Чаще всего такое наблюдение проводится в специальном помещении — лаборатории (рис. 1).



Исследование, которое проводят в строго контролируемых и управляемых условиях, называют **экспериментом** (от лат. «опыт», «проба»).

Эксперимент позволяет подтвердить или опровергнуть гипотезу. Так формулируется **вывод**.

Многие наблюдения неудобно или невозможно проводить непосредственно в природе, поэтому в изучении химии большую роль играет **моделирование**. В лабораторных условиях используют особые приборы и предметы — модели (от лат. «образец»), в которых копируются только самые важные, существенные признаки объектов изучения.



Моделирование — это изучение объекта с помощью построения и изучения моделей, т. е. его заменителей, или аналогов.

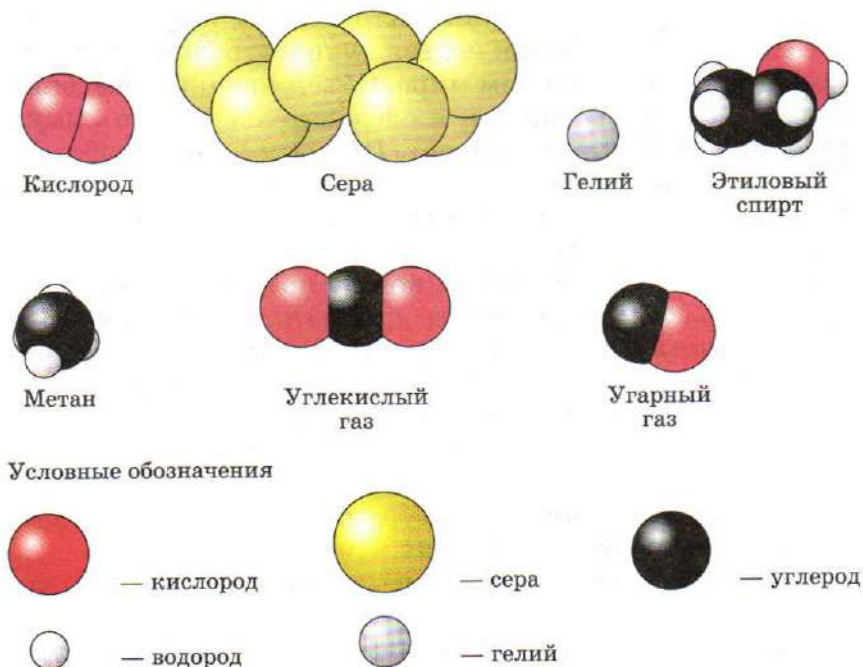


Рис. 2. Модели молекул некоторых веществ

Условно химические модели можно разделить на две группы: предметные (модели атомов, молекул (рис. 2), кристаллов, химических установок и т. д.) и знаковые, или символичные (символы химических элементов, формулы веществ, уравнения реакций и т. д.).

В нашем учебнике используются следующие символы, которыми следует руководствоваться при работе с ним.



Правила и определения.



Ключевые слова и словосочетания.



Лабораторный опыт.



... Работа с компьютером.



... Вопросы и задания.

Известное высказывание «Кто владеет информацией, тот владеет миром!» как нельзя лучше отражает роль информации в современном мире. Объём научных сведений в области естествознания, а следовательно, и по химии удваивается каждые пять лет. Поэтому умение работать с информацией становится основной компетенцией современного человека и в конечном итоге определяет его успешность в жизни.

Важную роль в изучении нового предмета для вас будет играть умение находить *источники химической информации*, получать, перерабатывать её, создавать информационные продукты (сообщения, доклады, ученические проекты и др.) и представлять их.

Источниками такой информации послужат:

- Интернет;
- дополнительная литература по химии (справочная, учебная, научная, популярная и др.);
- общение с различными специалистами в области химических знаний;
- экскурсии в различные музеи, а также в лаборатории и аптеки, на производственные объекты (химические заводы, водоочистные сооружения) и т. д.

Успехов вам в изучении химии — этой интересной и необходимой науки в жизни каждого человека.

**1. Наблюдение. 2. Эксперимент. 3. Моделирование.
4. Источники химической информации.**



- 1** Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2** Предложите список сайтов (5—10) из Интернета, материалы которых раскрывают взаимосвязи между естественными дисциплинами.
- 3** Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Как вы считаете, будут ли зависеть ваши успехи в изучении химии от достижений при изучении математики; других естественных дисциплин? Обоснуйте свою точку зрения.
- 2 Приведите примеры материальных и знаковых моделей, которыми вы пользовались при изучении:
а) биологии; б) физической географии; в) физики.
- 3 Какими универсальными качествами должен владеть ученик, чтобы успешно проводить наблюдение за объектами и процессами в естествознании?
- 4 Какими личностными качествами должен обладать ученик, чтобы с максимальной пользой для дела (учёбы) получать химическую информацию от общения со специалистами?
- 5 Предложите список литературы, которая, на ваш взгляд, поможет глубже и шире изучить удивительную и увлекательную химию. Обменяйтесь списками сайтов и литературы с одноклассниками и после консультации с учителем сформируйте на основе обмена универсальный список этих источников информации. Вклейте его в тетрадь и пополняйте его после изучения каждого параграфа учебника.

§ 2 Предмет химии. Вещества

Вы начинаете знакомиться с новым учебным предметом — химией. А что изучает химия?



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

Что же принято называть веществом? Попробуйте сами ответить на этот вопрос. Подумайте, что общего между предметами — физическими телами, изображён-



Рис. 3. Многие предметы (физические тела), используемые в химической лаборатории, изготовлены из одного и того же вещества (стекла)

ными на рисунке 3. Верно, все они сделаны из стекла. Вот стекло и является веществом.



Вещество — это то, из чего состоят физические тела.

Как вам известно из курса физики, многие вещества состоят из молекул, а молекулы — из атомов. Атомы так малы, что на острие иглы их может поместиться многие миллиарды. Тем не менее различают всего 114 видов атомов.



Определённый вид атомов называют **химическим элементом**.

Из отдельных изолированных атомов состоят такие вещества, как неон, аргон, криптон, гелий. Их ещё называют благородными или инертными газами, потому что их атомы не соединяются друг с другом и почти не соединяются с атомами других химических элементов. Совсем другое дело — атомы водорода. Они могут существовать поодиночке (рис. 4, *а*), как на Солнце, которое более чем наполовину состоит из отдельных атомов водорода. Могут соединяться в молекулы по два атома (рис. 4, *б*), обра-

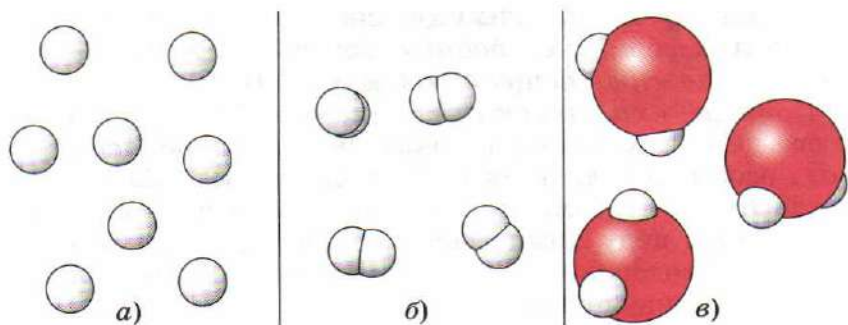


Рис. 4. Формы существования химического элемента водорода: *а* — атомы водорода; *б* — молекулы водорода; *в* — атомы водорода в молекуле воды

зую молекулы самого лёгкого газа, который, как и химический элемент, называют водородом. Атомы водорода могут также соединяться с атомами других химических элементов. Например, два атома водорода, соединяясь с одним атомом кислорода (рис. 4, *в*), образуют молекулы хорошо известного вам вещества — воды.

Аналогично, понятие «химический элемент кислород» объединяет изолированные атомы кислорода, кислород — простое вещество, молекулы которого состоят из двух атомов кислорода, и атомы кислорода, входящие в состав сложных веществ. Так, в состав молекул углекислого газа входят атомы кислорода и углерода, в состав молекул сахара — атомы углерода, водорода и кислорода.



Вещества, которые образованы атомами одного химического элемента, называют **простыми**. Это, например, водород, кислород, благородные газы, железо, медь, алюминий.



Вещества, которые образованы атомами разных химических элементов, называют **сложными**. Сложные вещества называют также **химическими соединениями**. Это, например, вода, углекислый газ, сахар, крахмал.

Следовательно, каждый химический элемент существует в трёх формах: *свободные атомы, простые вещества и сложные вещества* (см. рис. 4).

Понятие «*химический элемент*» более широкое, и его не нужно путать с понятием «*простое вещество*», особенно если названия их совпадают. Например, когда говорят о том, что в состав воды входит водород, то имеют в виду химический элемент, а когда говорят о том, что водород — экологически чистый вид топлива, то имеют в виду простое вещество.

Различные вещества отличаются друг от друга своими свойствами. Так, водород — это газ, очень лёгкий, без цвета, запаха, вкуса, имеет плотность $0,00009 \text{ г/см}^3$, кипит при температуре $-253 \text{ }^\circ\text{C}$, а плавится при температуре $-259 \text{ }^\circ\text{C}$ и т. д. Эти свойства вещества называют *физическими*.



Свойства веществ — это признаки, по которым одни вещества отличаются от других.

Описать физические свойства вещества можно, воспользовавшись следующим планом:

1. В каком агрегатном состоянии (газообразном, жидком, твёрдом) находится вещество при данных условиях?
2. Какого цвета вещество? Имеет ли оно блеск?
3. Имеет ли вещество запах?
4. Какова твёрдость вещества по относительной шкале твёрдости (шкале Мооса) (рис. 5)? (См. справочники.)

| | |
|----------|----|
| Алмаз | 10 |
| Корунд | 9 |
| Топаз | 8 |
| Кварц | 7 |
| Ортоклаз | 6 |
| Апатит | 5 |
| Флюорит | 4 |
| Кальцит | 3 |
| Гипс | 2 |
| Тальк | 1 |



5. Проявляет ли вещество пластичность, хрупкость, эластичность?
6. Растворяется ли вещество в воде?
7. Какова температура плавления и температура кипения вещества? (См. справочники.)
8. Какова плотность вещества? (См. справочники.)

Рис. 5. Шкала твёрдости

9. Обладает ли вещество тепло- и электропроводностью? (См. справочники.)



Лабораторный опыт № 1

Сравнение свойств твёрдых

кристаллических веществ и растворов

Сравните, используя приведённый на с. 10 план, свойства выданных вам в стаканчиках образцов веществ:

вариант 1 — кристаллических сахара и поваренной соли;

вариант 2 — глюкозы и лимонной кислоты.

Зная свойства веществ, человек может использовать их с большей пользой для себя. Например, рассмотрим свойства и применение алюминия (рис. 6).

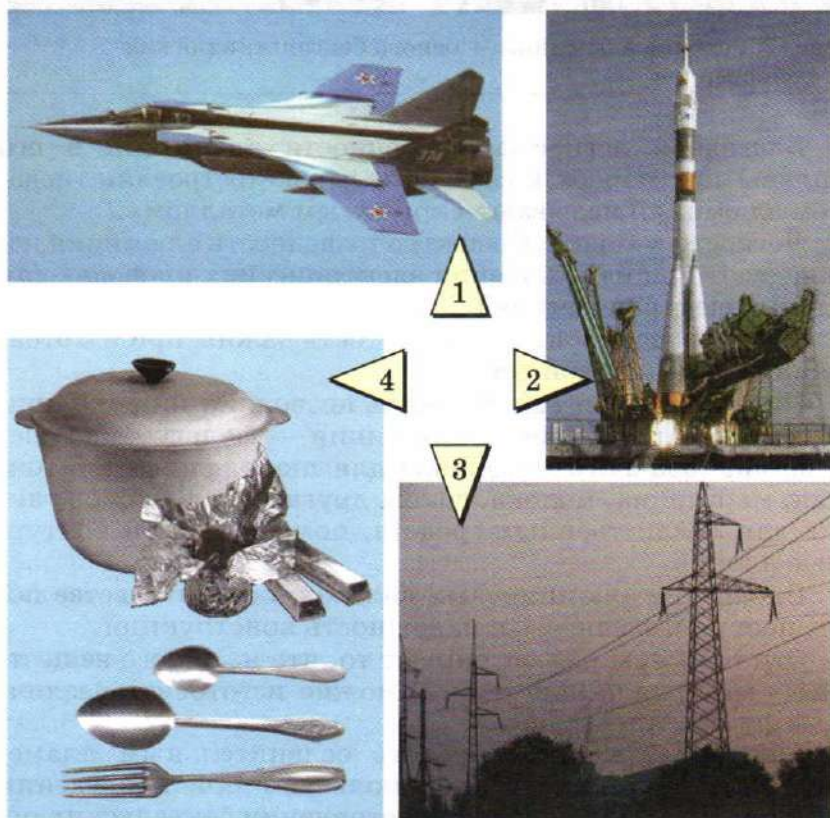


Рис. 6. Применение алюминия: 1 — самолётостроение; 2 — ракетостроение; 3 — изготовление ЛЭП; 4 — производство посуды, столовых приборов и упаковочной фольги



Рис. 7. Горение алюминия — основа бенгальских огней и фейерверков

Благодаря лёгкости и прочности алюминий и его сплавы применяют в самолёто- и ракетостроении, недаром алюминий называют «крылатым металлом».

Лёгкость и хорошую электропроводность алюминия используют при изготовлении электрических проводов для линий электропередачи (ЛЭП).

Теплопроводность и неядовитость важны при изготовлении алюминиевой посуды.

Неядовитость и пластичность позволяют широко применять тоненькие листы алюминия — фольгу — в качестве упаковочного материала для шоколадных плиток, чая, маргарина, молока, соков, других продуктов, а также для лекарственных средств, помещённых в контурные ячейки.

Внедрение алюминиевых сплавов в строительстве повышает долговечность и надёжность конструкций.

Эти примеры иллюстрируют то, что из одного вещества — материала (алюминия) можно изготовить различные физические тела.

Алюминий способен гореть ослепительным пламенем (рис. 7), поэтому его используют при проведении красочных фейерверков и изготовлении бенгальских огней (вспомните рассказ Н. Носова «Бенгальские огни»). При горении алюминий превращается в другое вещество — оксид алюминия.

1. Предмет химии. 2. Вещества простые и сложные. 3. Свойства веществ. 4. Химический элемент и формы его существования: свободные атомы, простые вещества и сложные вещества, или соединения.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 *Филео* (греч.) означает «люблю», *фобос* — «боюсь». Дайте объяснение терминов «хемофилия» и «хемофобия», отражающих резко противоположное отношение групп людей к химии. Кто из них прав? Обоснуйте свою точку зрения.
- 2 Обязательный атрибут бесконечного множества шпионских и прочих детективных произведений — цианистый калий, точнее, цианид калия, который обладает свойством парализовывать нервную систему, приводя тем самым жертву к мгновенной смерти. Приведите примеры свойств других веществ, которые используются в литературных произведениях.
- 3 Выпишите отдельно названия веществ и названия тел из приведённого перечня: медь, монета, стекло, стакан, ваза, керамика, проволока, алюминий. Воспользуйтесь подсказкой: к названию тела — существительному — можно подобрать относительное прилагательное, образованное от названия вещества, например: железо и гвоздь — железный гвоздь.
- 4 Выпишите качественные прилагательные: лёгкий, круглый, длинный, тяжёлый, твёрдый, пахучий, растворимый, увесистый, вогнутый, мягкий, жидкий, прозрачный, — которые могут быть отнесены:
а) к веществам; б) к телам; в) и к телам, и к веществам.

- 5 Сравните понятия «простое вещество» и «сложное вещество». Найдите сходство и различие.
- 6 Определите, какие из веществ, модели молекул которых изображены на рисунке 2 на с. 5, относят:
а) к простым веществам; б) к сложным веществам.
- 7 Какое понятие более широкое — «химический элемент» или «простое вещество»? Дайте доказательный ответ.
- 8 Укажите, где о кислороде говорится как о химическом элементе, а где — как о простом веществе:
а) кислород мало растворим в воде;
б) молекулы воды состоят из двух атомов водорода и одного атома кислорода;
в) в воздухе содержится 21% кислорода (по объёму);
г) кислород входит в состав углекислого газа.
- 9 Укажите, где о водороде говорится как о простом веществе, а где — как о химическом элементе:
а) водород входит в состав большинства органических соединений;
б) водород — самый лёгкий газ;
в) водородом заполняют воздушные шары;
г) молекула метана содержит четыре атома водорода.
- 10 Рассмотрите связь между свойствами вещества и его применением на примере:
а) стекла; б) полиэтилена; в) сахара; г) железа.

§ 3 Превращения веществ. Роль химии в жизни человека

Нальём в пробирку 2 мл соляной кислоты и поместим в неё небольшой кусочек мрамора. Раствор сразу «закипает» — в нём появляются пузырьки газа (рис. 8, а), а кусочек мрамора постепенно уменьшается и затем совсем растворится. Пропустим образующийся газ через прозрачную известковую воду. Она мутнеет (рис. 8, б). Вы, наверное, помните из курса природоведения, что так распознают углекислый газ. Если взять раствор, получившийся в результате взаимодействия мрамора и соляной кислоты, и выпарить несколько капель его в фарфоровой чашечке или на пластинке, то они покроются беловатым налётом минеральной соли (рис. 8, в) — хло-

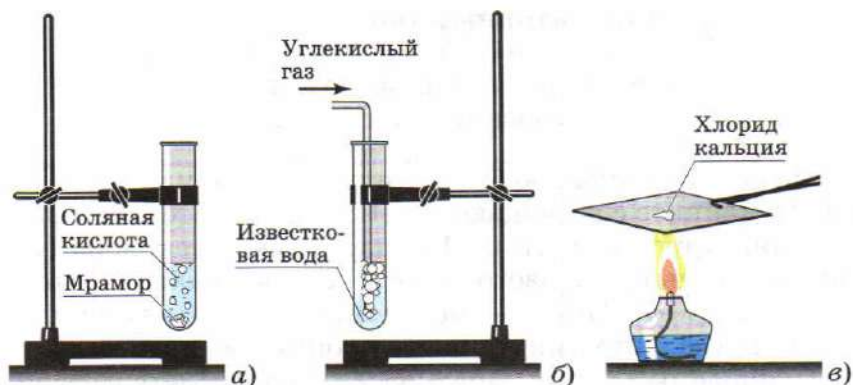


Рис. 8. Превращения веществ: а — взаимодействие мрамора с соляной кислотой; б — взаимодействие углекислого газа с известковой водой; в — выпаривание раствора хлорида кальция

рида кальция (вспомните аналогичную операцию, которую вы делали на уроках природоведения или ботаники, когда определяли состав почвы). Следовательно, при взаимодействии двух исходных веществ — соляной кислоты и мрамора — были получены совершенно новые вещества: углекислый газ и хлорид кальция.



Явления, в результате которых из одних веществ образуются другие, называют **химическими явлениями** или **химическими реакциями**.

К химическим явлениям относят горение веществ, коррозию металлов (ржавление железа), помутнение известковой воды при пропускании через неё углекислого газа.



Явления, в результате которых изменяются размеры, форма тел или агрегатное состояние веществ, но состав их остаётся постоянным, называют **физическими явлениями**.

Например, испарение и замерзание воды, распространение запаха духов — это физические явления.



Лабораторный опыт № 2

Сравнение скорости испарения воды, одеколона и этилового спирта с фильтровальной бумаги

На фильтровальную бумагу или белую бумажную салфетку капните с помощью пипетки на значительном расстоянии друг от друга по 1 капле: воды, одеколона (туалетной воды), этилового спирта. Какая из капель высыхает быстрее? Какая — медленнее? Какие явления — физические или химические — происходят при этом?

Ощущаемый вами запах одеколона свидетельствует о проникновении молекул пахучих веществ, входящих в его состав, между молекулами газов, образующих воздух. Как называется это явление?

Итак, мы познакомились с тем, что изучает химия. Какова же её роль в жизни человека? Она огромна. Если бы не было химии, не было бы современной металлургии, космические корабли не вырвались бы в космос, ведь горючее для их двигателей, прочные и жаростойкие материалы для их конструкций создают с помощью химии. Химики извлекают из минерального, животного и растительного сырья вещества одно другого чудесней и удивительней. Рождаются тысячи и десятки тысяч веществ и материалов, природе неизвестных, в первую очередь полимерных, о которых вы не только слышали, но и с изделиями из которых вы постоянно сталкиваетесь в повседневной жизни. Недаром наше время называют веком полимеров (как вы помните, в истории человечества уже были каменный, бронзовый и железный века).

Использование пластмасс многообразно. Области применения этих материалов в современной жизни иллюстрирует рисунок 9. Из пластмасс изготавливают не только детские игрушки (рис. 10), но и настоящие детали и конструкции. Кроме полимеров, к которым относятся и синтетические волокна, и удивительные пластмассы, химия создаёт и моющие средства, и минеральные удобрения, и средства защиты растений, и лекарственные средства, и многое, многое другое. С помощью химии человек получает вещества с заранее заданными свойствами.

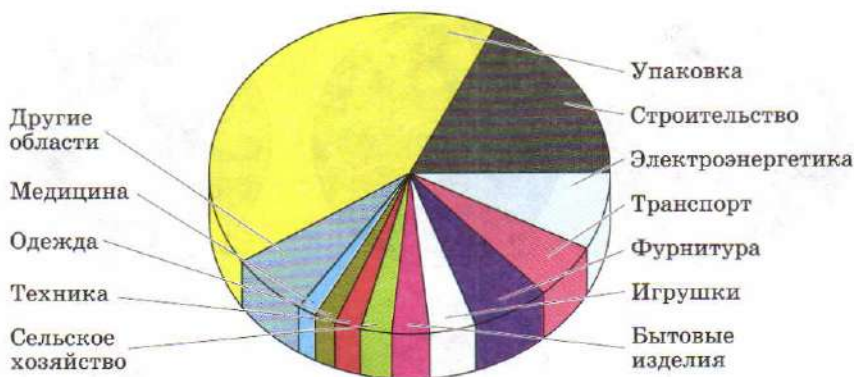


Рис. 9. Области применения пластмасс

ми, а из них производят продукты питания, одежду, обувь, технику, транспорт, современные средства связи и т. д.

Химическая промышленность развивается в настоящее время гораздо быстрее, чем любая другая, и в наибольшей степени определяет научно-технический прогресс (рис. 11). Как никогда по-современному звучат слова великого русского учёного М. В. Ломоносова, сказанные им ещё в XVIII в.: «Широко распространяет химия руки свои в дела человеческие...»

Однако производство таких нужных человеку продуктов химической промышленности, как металлы, пластмассы, серная кислота, сода, аммиак, этилен, нефтепродукты и многие другие, сопровождается загрязнением окружающей среды различными вредными веществами. Источниками такого загрязнения являются прежде всего тепловые электростанции, предприятия чёрной и цветной металлургии, химической и горнодобывающей промышленнос-



Рис. 10. Из пластмасс изготавливают различные предметы и конструкции

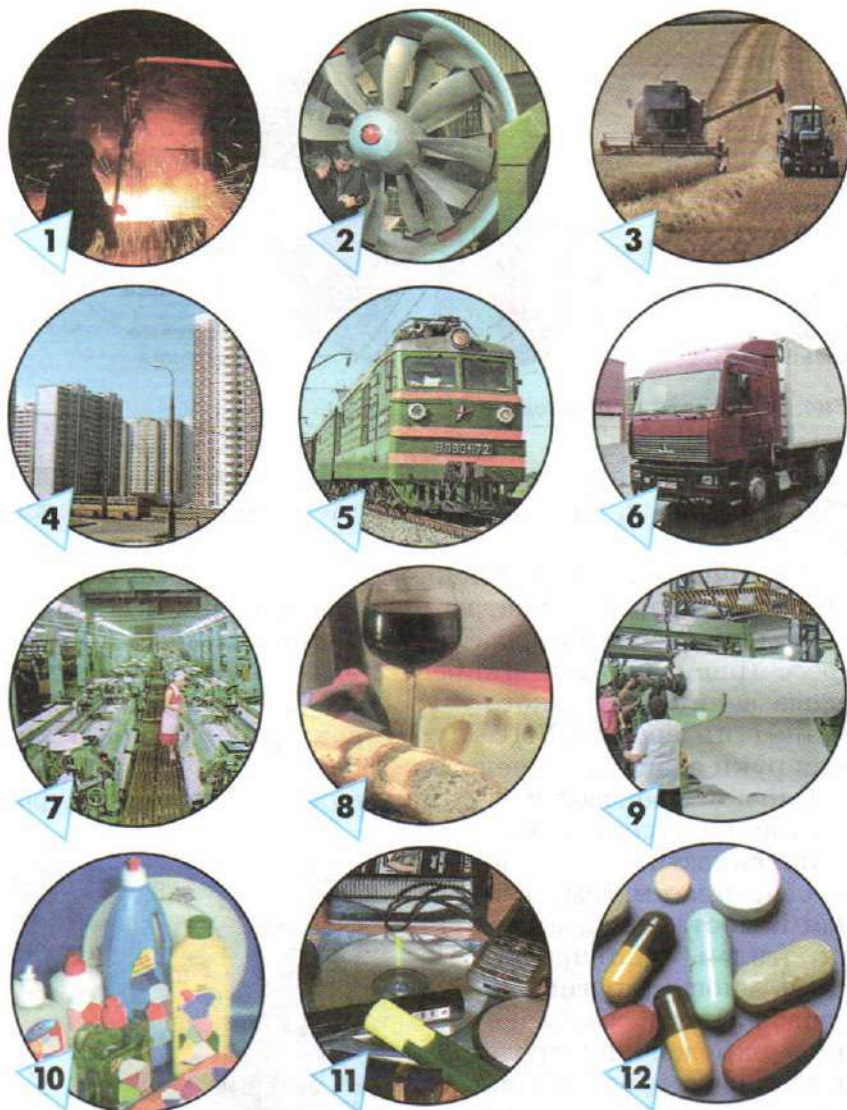


Рис. 11. Химическая промышленность и научно-технический прогресс: 1 — металлургия; 2 — машиностроение; 3 — сельское хозяйство; 4 — строительство; 5, 6 — транспорт; 7 — текстильная промышленность; 8 — пищевая промышленность; 9 — целлюлозно-бумажная промышленность; 10 — производство моющих средств; 11 — производство товаров народного потребления; 12 — фармацевтическая промышленность



Рис. 12. Химический завод — источник загрязнения атмосферы

ти, заводы для сжигания мусора, автомобильный транспорт. Они выбрасывают в воздушный океан — атмосферу, которая не знает государственных границ, — опасные для жизни и здоровья людей, животных и растений вещества: оксиды углерода, азота и серы, соединения металлов, хлора, различную пыль и др. (рис. 12). Над крупными промышленными городами висит густой смог. Образующиеся в атмосфере кислотные дожди разрушают скульптуры (рис. 13, *а*) и дома, медленно убивают растения (рис. 13, *б*).

Шлаки металлургических производств и отвалы горнодобывающей промышленности занимают большие площади плодородной пахотной земли.



а)



б)

Рис. 13. Результат действия кислотных дождей: *а* — на скульптуру; *б* — на растения



Рис. 14. Загрязнённые сточные воды

Огромное количество природной воды становится непригодной для питья и жизни населяющих её живых организмов из-за сбрасываемых в водоёмы промышленных и бытовых сточных вод (рис. 14)!

Неутилизированные бытовые отходы загрязняют природные ландшафты, превращая берега рек и луга в отвратительные помойки (рис. 15).

Уменьшить такое жестокое давление на природу отчасти может дифференцированное складирование бытового мусора в разные контейнеры, с тем чтобы потом этот мусор можно было отправить на переработку в нужные и полезные человеку вещества и материалы. Пока же сортировку мусора производят рабочие на столь редких в нашей стране мусороперерабатывающих заводах (рис. 16).

Следовательно, достижения химии — это не только благо, это и химическое оружие, и загрязнение окружающей среды, и озоновые дыры, и повышенное содер-



Рис. 15. Свалка бытовых отходов



Рис. 16. Сортировка мусора на мусороперерабатывающем заводе

жание нитритов и нитратов в продуктах питания, и ряд других проблем. Виновны в этих бедах люди, использующие достижения химии во вред себе и нашему общему дому — планете Земля. Делают они это иногда сознательно, но очень часто просто из-за химической неграмотности. Понятно поэтому, как важно каждому человеку знать и правильно использовать достижения современной химии.

1. Химические явления, или реакции. 2. Физические явления. 3. Достижения химии и их правильное использование.

- 1** Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2** Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Приведите несколько примеров хорошо известных вам химических и физических явлений.
- 2 Стальные детали в результате длительного пребывания во влажной атмосфере покрываются ржавчиной. Как называют это явление? К физическим или химическим явлениям вы его отнесёте? Почему?
- 3 Почему процессы горения веществ относят к химическим? Приведите примеры практического применения процессов горения.
- 4 Назовите вещества, применяемые вами в быту, но не встречающиеся в живой и неживой природе.
- 5 Приведите примеры веществ, используемых при создании автомобиля, и химических реакций, протекающих при его эксплуатации.

§ 4 Краткий очерк истории развития химии

Химия — очень древняя наука.

Химическое производство существовало уже за 3—4 тыс. лет до н. э. В Древнем Египте умели выплавлять из руд металлы (железо, свинец, медь, олово, сурьму), получать их сплавы, применяли золото, серебро, производили стекло, керамику, пигменты, краски, духи, египтяне были непревзойдёнными строителями и скульпторами (рис. 17).

Первыми учёными-химиками были египетские жрецы. Они владели многими до сих пор не разгаданными химическими секретами. К ним, например, относятся приёмы бальзамирования тел умерших фараонов и знати, а также способы получения некоторых красок. Так, изготовленные древними египетскими мастерами голубые и синие краски найденных при раскопках сосудов продолжают оставаться яркими, хотя со времени их изготовления прошло несколько тысяч лет.

Некоторые химические производства существовали в древности в Греции, Месопотамии, Индии, Китае.

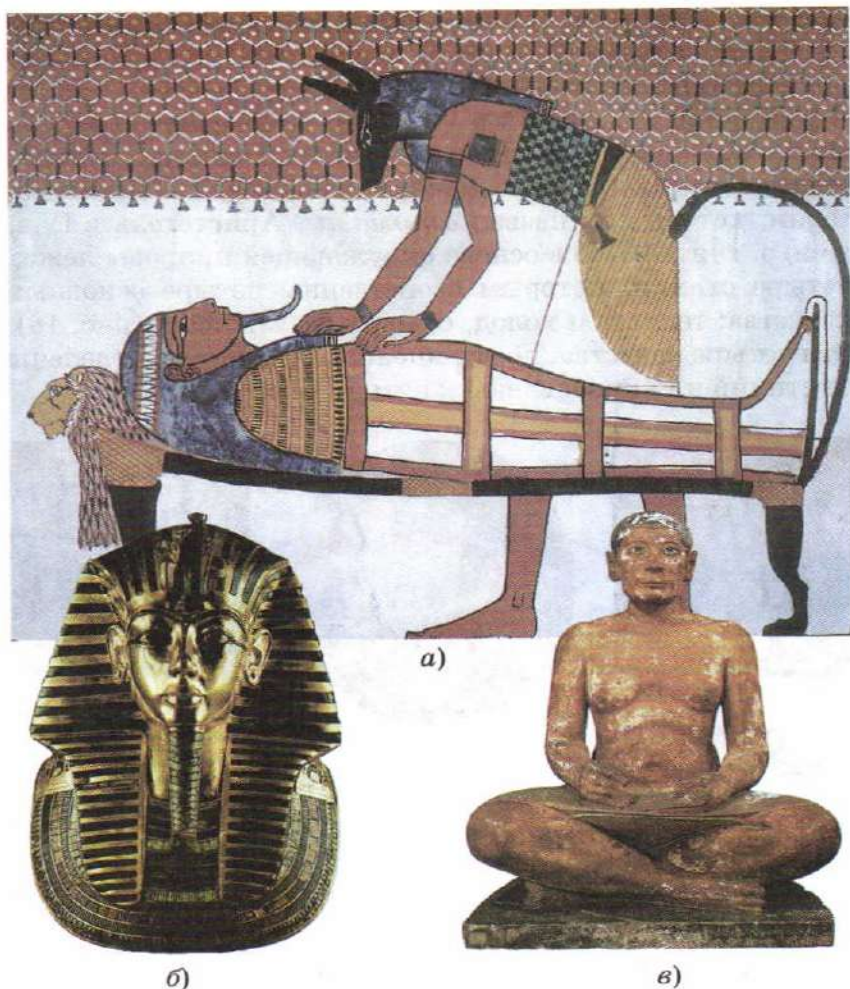


Рис. 17. Химия в Древнем Египте: *а* — бальзамирование; *б* — посмертная золотая маска египетского фараона Тутанхамона; *в* — скульптура, изготовленная древним мастером

В III в. до н. э. уже был собран и описан значительный экспериментальный материал. Например, в знаменитой Александрийской библиотеке, которая считалась одним из семи чудес света и насчитывала 700 тысяч рукописных книг, хранились и многие труды по химии. В них были описаны такие процессы, как прокаливание, возгонка, перегонка, фильтрование и др.

Накопленные за много веков отдельные химические сведения позволяли сделать и некоторые обобщения о природе веществ и явлений. Например, греческий философ **Демокрит**, живший в V в. до н. э., впервые высказал мысль о том, что все тела состоят из мельчайших, невидимых, неделимых и вечно движущихся твёрдых частиц материи, которые он назвал *атомами*. **Аристотель** в IV в. до н. э. считал, что в основе окружающей природы лежат четыре стихии, которым свойственны четыре основных качества: теплота и холод, сухость и влажность (рис. 18). Эти четыре качества, по его мнению, могли быть отделены от стихий или прибавлены к ним в любом количестве.

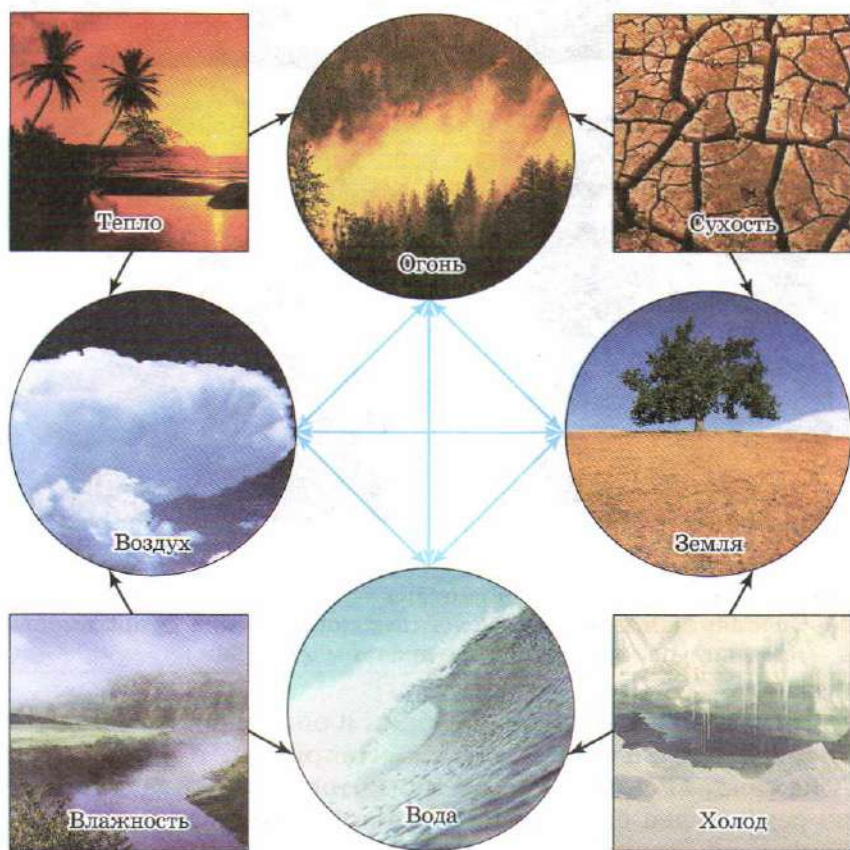


Рис. 18. Диаграмма Аристотеля «Четыре стихии и их взаимодействие»

Учение Аристотеля явилось идейной основой развития отдельной эпохи в истории химии, эпохи так называемой *алхимии*. В середине VII в. н. э. знания египтян и греков в области химии восприняли арабы; многие сведения по химии они заимствовали у сирийцев и китайцев.

Происхождение слова *химия* спорно. *Хеми* — на коптском языке означает «чёрный, тайный». Это слово для народов, населявших пустыню, совпадало с обозначением самого Египта, ибо чёрная, плодородная земля долины Нила сильно отличалась от жёлтой почвы пустыни. Таким образом, для арабов химия стала *наукой чёрной земли*. Арабы снабдили это слово ещё своей арабской приставкой *ал*, и таким образом сформировалось слово *алхимия*. Алхимия — это средневековое название химии, данное арабами. Однако, может быть, представление о чём-то чёрном относилось не только к цвету почвы, но также и к самой сути этой науки — тёмному и таинственному в те времена.

Другое толкование слова «химия» происходит от греческого глагола *хюма* — «выливать», поскольку оно связано с металлургией — одной из первых по времени отраслей химии.

Как можно заметить, выяснение этимологии (происхождения) химических терминов имеет глубокий смысл — оно помогает понять или историю, или практическое значение того, что обозначают химическим термином.

Цель алхимии — поиски путей превращения неблагородных металлов в благородные (золото и серебро) с помощью воображаемого вещества — философского камня. Многие алхимики занимались бесплодными поисками философского камня, который, по их мнению, мог также удлинить человеческую жизнь, обеспечить бессмертие или исцелить болезни. В поисках философского камня алхимики открыли много новых веществ, разработали способы их очистки, создали некоторое химическое оборудование (рис. 19). Большинство достижений алхимиков невозможно было воспользоваться: они держали свои методы в секрете, зашифровывали описания полученных веществ и проведённых опытов, так как преследовали цели обогащения.



Рис. 19. В алхимической лаборатории

В начале XVI в. н. э. алхимики стали использовать полученные ими данные для нужд промышленности и медицины. Реформатором в области горного дела и металлургии явился **Агрикола**, а в области медицины — **Парацельс**, который указывал, что «цель химии состоит не в изготовлении золота и серебра, а в изготовлении лекарств».

Следует отметить, что на Руси алхимия особого распространения не имела, хотя трактаты алхимиков были известны, а некоторые даже переведены на церковнославянский язык. Мало того, Московскому двору немецкий алхимик Ван Гейден предлагал свои услуги по приготовлению философского камня — как «из свинца и олова, железа, меди и ртути серебро и золото делать и что тому делу пристойно», — но царь Михаил Фёдорович после «расспроса» эти предложения отклонил.

То, что алхимия не получила распространения на Руси, объясняется тем, что деньги и золото на Руси начали широко применяться позже по сравнению с западными странами, так как здесь позднее происходил переход с оброка на денежную ренту. Кроме того, мистицизм, ту-

манность целей и нереальность способов алхимии противоречили здравому смыслу и деловитости русских людей.

Химия на Руси развивалась преимущественно самобытно. В Киевской Руси выплавляли металлы, производили стекло, соли, краски, ткани. При Иване Грозном в Москве в 1581 г. была открыта аптека. При Петре I были построены купоросные и квасцовые заводы, первые химические мануфактуры, а в Москве насчитывалось уже восемь аптек. Дальнейшее развитие химии в России связано с работами **М. В. Ломоносова**.

М. В. Ломоносов проводил опыты с накаливанием металлов в запаянных сосудах. Этими опытами он доказал, что масса веществ, полученных в результате опыта, была точно такой же, что и масса веществ, вступивших в реакцию. На основании подобных опытов с точным взвешиванием веществ до и после реакции М. В. Ломоносов в 1748 г. впервые сформулировал важнейший закон химии — *закон сохранения массы веществ в химических реакциях*.

Несколько позже французский учёный Антуан Лавуазье, проводя аналогичные опыты с применением точных методов взвешивания, пришёл к такому же выводу.

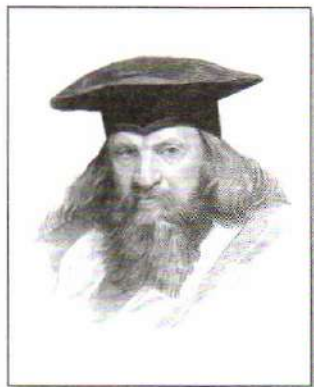
Значительный вклад в развитие химии внесли выдающиеся русские учёные А. М. Бутлеров и Д. И. Менделеев.



Михаил Васильевич Ломоносов (1711—1765) Великий русский учёный-энциклопедист, первый русский академик



Александр Михайлович Бутлеров (1828—1886) Русский химик, академик Петербургской АН (1874 г.). Создатель теории химического строения органических веществ (1861). Предсказал и изучил изомерию многих органических соединений. Синтезировал многие вещества



Дмитрий Иванович Менделеев (1834—1907)
Русский учёный, открыл Периодический закон химических элементов и создал Периодическую систему элементов, которая служит ключом к открытию новых элементов

А. М. Бутлеров в 1861 г. создал теорию строения органических соединений, которая позволила привести в систему знания об огромном числе органических соединений и без которой немыслимы были бы современные успехи в создании новых полимерных материалов. Продолжателями идей А. М. Бутлерова стали выдающиеся русские учёные: В. В. Марковников, А. А. Зайцев, А. Е. Фаворский, Е. Е. Вагнер, С. В. Лебедев, Н. Д. Зелинский и многие другие.

Д. И. Менделеев на основании открытого им в 1869 г. Периодического закона (основополагающего закона естествознания) создал стройную научную классификацию химических элементов — Периодическую систему химических элементов, названную в его честь.

Точки зрения на происхождение слова «химия».
1. Хеми (египет.) — «чёрная» (земля). Это древнее название Египта, где зародилась наука химия.
2. Кеме (египет.) — «чёрная» (наука). Алхимия как тёмная, дьявольская наука (сравнить с чернокнижием — колдовством, основанным на действии нечистой силы).
3. Хюма (др.-греч.) — «литьё металлов» (глагол «хеο» — «лью»). Кстати, того же корня и греч. «хюмос» — «сок». 4. Ким (др.-кит.) — «золото». Тогда химию можно толковать как золотоделие.



1

Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2

Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа.

Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

- ?
- 1 Изучив происхождение слова *химия*, составьте рассказ о химии и её значении в истории древних цивилизаций.
 - 2 Сформулируйте закон сохранения массы веществ. Подумайте, почему при горении свечи её масса постепенно уменьшается. Противоречит ли это наблюдение закону сохранения массы веществ?
 - 3 Какими чертами русского характера, по вашему мнению, объясняется тот факт, что величайшие обобщения в химии были сделаны именно русскими химиками: М. В. Ломоносов открыл закон сохранения массы веществ, А. М. Бутлеров создал теорию строения органических соединений, а Д. И. Менделеев сформулировал Периодический закон и разработал Периодическую систему химических элементов?
 - 4 Подготовьте небольшие сообщения (по выбору) о жизни и деятельности М. В. Ломоносова, А. М. Бутлерова, Д. И. Менделеева.
 - 5 Назовите литературные произведения, в которых описаны опыты алхимиков и философский камень.

§ 5 Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Знаки химических элементов

Гениального русского химика Д. И. Менделеева всю жизнь отличало стремление к познанию неведомого. Это стремление, а также глубочайшие и обширнейшие знания в сочетании с безошибочной научной интуицией и позволили Дмитрию Ивановичу разработать научную классификацию химических элементов — Периодическую систему в форме его знаменитой таблицы.

Периодическую систему химических элементов Д. И. Менделеева можно представить в виде большого дома, в котором «дружно живут» абсолютно все химические элементы, известные человеку. Чтобы уметь пользоваться Периодической системой, необходимо изучить химический алфавит, т. е. знаки химических элементов.

| | |
|--------|---------|
| P | 15 |
| | 30,9738 |
| Фосфор | |

Свое название химический элемент № 15 фосфор получил за способность белого фосфора светиться в темноте



Рис. 20. Этимология названия элемента № 15 Периодической системы Д. И. Менделеева

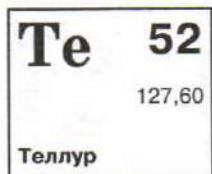
С их помощью вы научитесь писать слова — химические формулы, а на их основе сможете записывать предложения — уравнения химических реакций.

Каждый химический элемент обозначают собственным **химическим знаком**, или **символом**, который наряду с названием химического элемента записан в таблице Д. И. Менделеева. В качестве символов по предложению шведского химика Й. Берцелиуса были приняты в большинстве случаев начальные буквы латинских названий химических элементов. Так, водород (латинское название *Hydrogenium* — гидрогениум) обозначают буквой H (читают «аш»), кислород (латинское название *Oxygenium* — оксигениум) — буквой O (читают «о»), углерод (латинское название *Carboneum* — карбонеум) — буквой C (читают «цэ»).

На букву C начинаются латинские названия ещё нескольких химических элементов: кальция (*Calcium*), меди (*Cuprum*), кобальта (*Cobaltum*) и др. Чтобы их различить, Й. Берцелиус предложил к начальной букве латинского названия добавлять ещё одну из последующих букв названия. Так, химический знак кальция записывают символом Ca (читают «кальций»), меди — Cu (читают «купрум»), кобальта — Co (читают «кобальт»).

В названиях одних химических элементов отражены важнейшие свойства элементов, например, водород — *рождающий воду*, кислород — *рождающий кислоты*, фосфор — *несущий свет* (рис. 20) и т. д.

Другие элементы названы в честь небесных тел или планет Солнечной системы — селен и теллур (рис. 21)



В честь планеты Земля назван химический элемент № 52 теллур



Рис. 21. Этимология названия элемента № 52 Периодической системы Д. И. Менделеева

(от греч. *Селена* — Луна и *Теллурис* — Земля), уран, нептуний, плутоний.

Отдельные названия заимствованы из мифологии (рис. 22). Например, тантал. Так звали любимого сына Зевса. За преступления перед богами Тантал был сурово наказан. Он стоял по горло в воде, и над ним свисали ветви с сочными, ароматными плодами. Однако едва он хотел напиться, как вода утекала от него, едва желал утолить голод и протягивал руку к плодам — ветви отклонялись в сторону. Пытаясь выделить тантал из руд, химики испытали не меньше мучений.

Некоторые элементы были названы в честь различных государств или частей света. Например, германий, галлий (Галлия — старинное название Франции), полоний (в честь Польши), скандий (в честь Скандинавии), фран-



В честь героя древнего мифа Прометея, подарившего людям огонь и обречённого за это на страшные муки (к нему, прикованному к скале, прилетал орёл и клевал его печень), назван химический элемент № 61 прометий



Рис. 22. Этимология названия элемента № 61 Периодической системы Д. И. Менделеева

105 Db

[262]

Дубний

Химический элемент № 105 назвали в честь Центра международных ядерных исследований в г. Дубна Московской области



Рис. 23. Этимология названия элемента № 105 Периодической системы Д. И. Менделеева

ций, рутений (Рутения — латинское название России), европий и америций. Вот элементы, названные в честь городов: гафний (в честь Копенгагена), лютеций (в старину Париж называли Лютеций), берклий (в честь города Беркли в США), иттрий, тербий, эрбий, иттербий (названия этих элементов происходят от Иттерби — маленького города в Швеции, где впервые был обнаружен минерал, содержащий эти элементы), дубний (рис. 23).

Наконец, в названиях элементов увековечены имена великих учёных: кюрией, фермий, эйнштейний, менделевий (рис. 24), лоуренсий.

Каждому химическому элементу отведена в таблице Менделеева, в общем «доме» всех элементов, своя «квартира» — клетка со строго определённым номером. Глубокий смысл этого номера вам раскроется при дальнейшем

101 Md

[256]

Менделевий

В честь великого русского химика Д. И. Менделеева, открывшего Периодический закон и создавшего Периодическую систему химических элементов, назвали химический элемент № 101



Рис. 24. Этимология названия элемента № 101 Периодической системы Д. И. Менделеева

изучении химии. Так же строго распределена и этажность этих «квартир» — периоды, в которых «живут» элементы. Как и порядковый номер элемента (номер «квартиры»), номер периода («этажа») таит в себе важнейшую информацию о строении атомов химических элементов. По горизонтали — «этажности» — Периодическая система делится на **семь периодов**:

- *1-й период* включает в себя два элемента: водород H и гелий He;

- *2-й период* начинается литием Li и оканчивается неонам Ne (8 элементов);

- *3-й период* начинается натрием Na и оканчивается аргоном Ar (8 элементов).

Три первых периода, состоящие каждый из одного ряда, называют *малыми периодами*.

| ПЕРИОДЫ | РЯДЫ | ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ | | | | | | | | |
|---------|------|------------------|----|-----|----|---|----|-----|------|----|
| | | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII | |
| 1 | 1 | H | | | | | | | | He |
| 2 | 2 | Li | Be | B | C | N | O | F | | Ne |
| 3 | 3 | Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl | | Ar |

Периоды 4, 5 и 6-й включают по два ряда элементов, их называют *большими периодами*; 4-й и 5-й периоды содержат по 18 элементов, 6-й — 32 элемента.

| | | | | | | | | | | | | |
|---|---|----|----|-----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| 4 | 4 | K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | |
| | 5 | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | | | | Kr |
| 5 | 6 | Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | |
| | 7 | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | | | | Xe |
| 6 | 8 | Cs | Ba | La* | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | |
| | 9 | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | | | | Rn |

7-й период — незаконченный, состоит пока только из одного ряда.

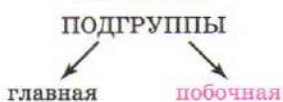
| | | | | | | | | | | | | |
|---|----|----|----|------|----|----|----|----|----|----|--|--|
| 7 | 10 | Fr | Ra | Ac** | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | | |
|---|----|----|----|------|----|----|----|----|----|----|--|--|

Обратите внимание на «подвальные этажи» Периодической системы — там «живут» по 14 элементов-близне-

цов, похожие по своим свойствам одни на лантан La, другие на актиний Ac, которые представляют их на верхних «этажах» таблицы: в 6-м и 7-м периодах.

| | | | | | | | | | | | | | | |
|--------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| * ЛАНТАНОИДЫ | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu |
| ** АКТИНОИДЫ | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr |

| ГРУППА |
|--------|
| I |
| (H) |
| Li |
| Na |
| K |
| Cu |
| Rb |
| Ag |
| Cs |
| Au |
| Fr |



По вертикали химические элементы, «живущие» в сходных по свойствам «квартирах», располагаются друг под другом в вертикальных столбцах — **группах**, которых в таблице Д. И. Менделеева восемь.

Каждая группа состоит из двух *подгрупп* — *главной* и *побочной*. Подгруппу, в которую входят элементы и малых, и больших периодов, называют *главной подгруппой* или *группой А*. Подгруппу, в которую входят элементы только больших периодов, называют *побочной подгруппой* или *группой В*. Так, в главную подгруппу I группы (IA группы) входят литий,

натрий, калий, рубидий и франций — это подгруппа лития Li; побочная подгруппа этой группы (IB группы) образована медью, серебром и золотом — это подгруппа меди Cu.

Кроме формы таблицы Д. И. Менделеева, которая называется короткопериодной (она приведена на форзаце учебника), существует множество других форм, например длиннопериодный вариант (рис. 25).

Подобно тому как из элементов игры «Лего» ребёнок может сконструировать огромное количество различных предметов (см. рис. 10 на с. 17), так и из химических элементов природа и человек создали окружающее нас многообразие веществ. Ещё нагляднее другая модель: подобно тому как 33 буквы русского алфавита образуют различные комбинации, десятки тысяч слов, так и 114 химических элементов в различных сочетаниях создают более 20 миллионов различных веществ.

Постарайтесь усвоить закономерности образования слов — химических формул, и тогда мир веществ откроется перед вами во всём своём красочном многообразии.

Но для этого вначале выучите буквы — символы химических элементов (табл. 1).

НАЗВАНИЯ НЕКОТОРЫХ
ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Т а б л и ц а 1

| Название химического элемента | Химический символ | Произношение химического символа |
|-------------------------------|-------------------|----------------------------------|
| Азот | N | Эн |
| Алюминий | Al | Алюминий |
| Водород | H | Аш |
| Железо | Fe | Феррум |
| Калий | K | Калий |
| Кальций | Ca | Кальций |
| Кислород | O | О |
| Кремний | Si | Силициум |
| Магний | Mg | Магний |
| Марганец | Mn | Марганец |
| Медь | Cu | Купрум |
| Натрий | Na | Натрий |
| Сера | S | Эс |
| Серебро | Ag | Аргентум |
| Углерод | C | Цэ |
| Фосфор | P | Пэ |
| Хлор | Cl | Хлор |
| Цинк | Zn | Цинк |

Периодическая система химических

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---------|----------------------------|---------------------------|----------------------------|---------------------------------|----------------------------|------------------------------|----------------------------|----------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|
| Периоды | 1 | 1 IA группа | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | 1 | H 1 1,008 Водород | 2 IIA группа | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | 2 | Li 3 6,94 Литий | Be 4 9,01 Бериллий | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | 3 | Na 11 22,99 Натрий | Mg 12 24,31 Магний | 3 IIIB группа | 4 IVB группа | 5 VB группа | 6 VIB группа | 7 VIIB группа | 8 VIIIB ₀ группа | 9 VIIIB ₁ группа | | | | | | | | | | |
| | 4 | K 19 39,10 Калий | Ca 20 40,08 Кальций | Sc 21 44,96 Скандий | Ti 22 47,88 Титан | V 23 50,94 Ванадий | Cr 24 51,996 Хром | Mn 25 54,94 Марганец | Fe 26 55,85 Железо | Co 27 58,93 Кобальт | | | | | | | | | | |
| | 5 | Rb 37 85,47 Рубидий | Sr 38 87,62 Стронций | Y 39 88,91 Иттрий | Zr 40 91,22 Цирконий | Nb 41 92,91 Ниобий | Mo 42 95,94 Молибден | Tc 43 97,91 Технеций | Ru 44 101,07 Рутений | Rh 45 102,91 Родий | | | | | | | | | | |
| | 6 | Cs 55 132,91 Цезий | Ba 56 137,33 Барий | 57-71 La-Lu * | Hf 72 178,49 Гафний | Ta 73 180,95 Тантал | W 74 183,85 Вольфрам | Re 75 186,21 Рений | Os 76 190,2 Осмий | Ir 77 192,22 Иридий | | | | | | | | | | |
| 7 | Fr 87 223,02 Франций | Ra 88 226,03 Радий | 89-103 Ac-Lr ** | Rf 104 261,11 Резерфордий | Db 105 262,11 Дубний | Sg 106 263,12 Сибоггий | Bh 107 264,12 Борий | Hs 108 267,13 Хассий | Mt 109 268,10 Мейтнерий | | | | | | | | | | | |

Символ — H 1 — Порядковый номер
 Название — Водород 1,008 — Относительная атомная масса

* Лантаноиды

** Актиноиды

| | | | | | |
|----------------------------|--------------------------|--------------------------------|---------------------------|-----------------------------|-----------------------------|
| La 57 138,91 Лантан | Ce 58 140,12 Церий | Pr 59 140,91 Прозермий | Nd 60 144,24 Неодим | Pm 61 144,91 Прометий | Sm 62 150,36 Самарий |
| Ac 89 227,03 Актиний | Th 90 232,04 Торий | Pa 91 231,04 Протактиний | U 92 238,03 Уран | Np 93 237,05 Нептуний | Pu 94 244,06 Плутоний |

Рис. 25. Длиннопериодный вариант

1. Периодическая система химических элементов (таблица) Д. И. Менделеева. 2. Периоды большие и малые. 3. Группы и подгруппы — главная (А группа) и побочная (В группа). 4. Символы химических элементов.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Пользуясь словарями (этимологическим, энциклопедическим и химических терминов), назовите важнейшие свойства, которые отражены в названиях химических элементов: бром Br, азот N, фтор F.
- 2 Объясните, как в названии химических элементов титана и ванадия отражено влияние древнегреческих мифов.
- 3 Почему латинское название золота Aurum (аурум), а серебра — Argentum (аргентум)?
- 4 Расскажите историю открытия какого-либо (по вашему выбору) химического элемента и объясните этимологию его названия.
- 5 Запишите «координаты», т. е. положение в Периодической системе Д. И. Менделеева (номер элемента, номер периода и его вид — большой или малый, номер группы и подгруппа — главная или побочная), для следующих химических элементов: кальций, цинк, сурьма, тантал, европий.
- 6 Распределите химические элементы, перечисленные в таблице 1, на три группы по признаку «произношение химического символа». Может ли выполнение этого задания помочь вам в запоминании химических символов и произношении символов элементов?

§ 6

Химические формулы. Относительная атомная и молекулярная массы

Состав простых и сложных веществ химии всего мира отражают очень красиво и лаконично в виде химических формул. Химические формулы — это аналоги слов, которые записывают с помощью букв — знаков химических элементов.

Выразим с помощью химических символов состав самого распространённого вещества на Земле — воды. В молекулу воды входят два атома водорода и один атом кислорода. Теперь переведём это предложение в химическую формулу, используя химические символы (водорода — H и кислорода — O). Число атомов в формуле запишем с помощью **индексов** — цифр, стоящих внизу справа от химического символа (индекс 1 для кислорода не пишут): H_2O (читают «аш-два-о»).

Формулы простых веществ водорода и кислорода, молекулы которых состоят из двух одинаковых атомов, записывают так: H_2 (читают «аш-два») и O_2 (читают «о-два») (рис. 26).

Чтобы отразить число молекул, используют **коэффициенты**, которые пишут перед химическими формулами: например, запись $2CO_2$ (читают «два-цэ-о-два») означает две молекулы углекислого газа, каждая из которых состоит из одного атома углерода и двух атомов кислорода.

Аналогично записывают коэффициенты, когда указывают число свободных атомов химического элемента. Например, нам нужно записать выражение: пять атомов железа и семь атомов кислорода. Делают это следующим образом: $5Fe$ и $7O$.

Размеры молекул, а тем более атомов настолько малы, что их невозможно рас-

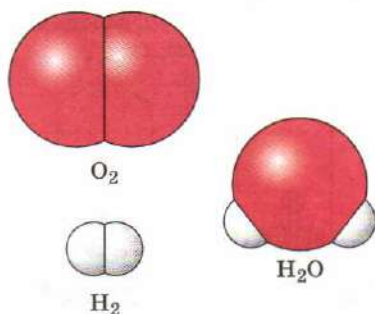


Рис. 26. Модели молекул и формулы кислорода, водорода и воды

смотреть даже в лучшие оптические микроскопы, дающие увеличение в 5—6 тысяч раз. Их невозможно рассмотреть и в электронные микроскопы, дающие увеличение в 40 тысяч раз. Естественно, что ничтожно малому размеру молекул и атомов соответствуют и ничтожно малые их массы. Учёные рассчитали, например, что масса атома водорода равна 0,000 000 000 000 000 000 000 001 674 г, что можно представить как $1,674 \cdot 10^{-24}$ г, масса атома кислорода равна 0,000 000 000 000 000 000 000 026 667 г, или $2,6667 \cdot 10^{-23}$ г, масса атома углерода равна $1,993 \cdot 10^{-23}$ г, а масса молекулы воды равна $3,002 \cdot 10^{-23}$ г.

Рассчитаем, во сколько раз масса атома кислорода больше массы атома водорода, самого лёгкого элемента:

$$\frac{2,6667 \cdot 10^{-23} \text{ г}}{0,1674 \cdot 10^{-23} \text{ г}} = 16, \text{ т. е. в } 16 \text{ раз.}$$

Аналогично, масса атома углерода больше массы атома водорода в 12 раз:

$$\frac{1,993 \cdot 10^{-23} \text{ г}}{0,1674 \cdot 10^{-23} \text{ г}} = 12 \text{ (рис. 27).}$$

Масса молекулы воды больше массы атома водорода в 18 раз (рис. 28). Эти величины показывают, во сколько раз масса атома данного химического элемента больше массы атома водорода, т. е. являются относительными.

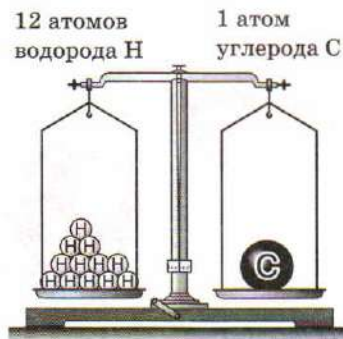


Рис. 27. Масса атома углерода равна массе 12 атомов водорода

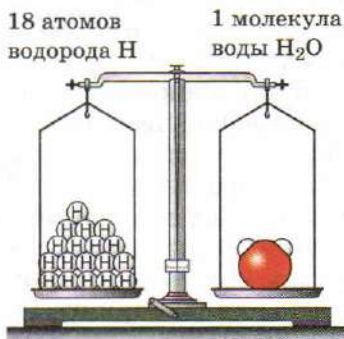


Рис. 28. Масса молекулы воды равна массе 18 атомов водорода

| | |
|----------------|----------|
| Н | 1 |
| 1,00797 | |
| Водород | |

$$A_r(\text{H}) = 1$$

| | |
|-----------------|----------|
| О | 8 |
| 15,9994 | |
| Кислород | |

$$A_r(\text{O}) = 16$$

| | |
|----------------|----------|
| С | 6 |
| 12,01115 | |
| Углерод | |

$$A_r(\text{C}) = 12$$



Рис. 29. Каждый элемент имеет своё значение относительной атомной массы

В настоящее время учёные-физики и учёные-химики придерживаются мнения, что **относительная атомная масса элемента** — это величина, показывающая, во сколько раз масса его атома больше $1/12$ массы атома углерода. Относительную атомную массу обозначают A_r , где r — начальная буква английского слова *relative*, что означает «относительный». Например,

$$A_r(\text{O}) = 16, A_r(\text{C}) = 12, A_r(\text{H}) = 1.$$

Каждый химический элемент имеет своё значение относительной атомной массы (рис. 29). Значения относительных атомных масс химических элементов указаны в соответствующих им клетках таблицы Д. И. Менделеева.

Аналогично, **относительную молекулярную массу** вещества обозначают M_r , например $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$.

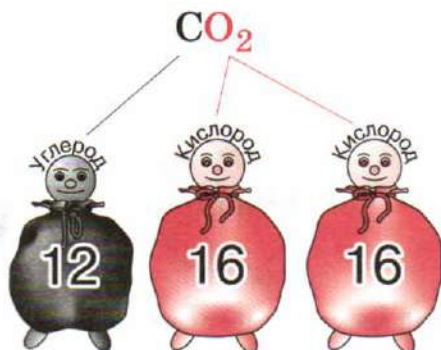
Относительная атомная масса элемента A_r и относительная молекулярная масса вещества M_r — величины, которые не имеют единиц измерения.

Чтобы узнать относительную молекулярную массу вещества, не обязательно делить массу его молекулы на массу атома водорода. Нужно просто сложить относи-

тельные атомные массы элементов, образующих вещество, с учётом числа атомов, например:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = A_r(\text{H}) \cdot 2 + A_r(\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18,$$

$$M_r(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44.$$



Химическая формула содержит важную информацию о веществе. Например, формула CO_2 показывает следующую информацию:

1. Конкретное вещество — углекислый газ.
2. Качественный состав — состоит из двух элементов: углерода и кислорода.
3. Тип вещества — сложное вещество.
4. Количественный состав вещества — в молекуле содержится 1 атом углерода и 2 атома кислорода.
5. Относительную молекулярную массу — $M_r(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44$.
6. Соотношение масс элементов в этом веществе: $m(\text{C}) : m(\text{O}) = 12 : 32 = 1 : 2,6$.
7. Массовые доли элементов в этом веществе, которые рассчитывают по формуле:

$$w(\text{Э}) = \frac{n \cdot A_r(\text{Э})}{M_r(\text{в-ва})},$$

где $w(\text{Э})$ — массовая доля элемента Э в веществе;
 n — число атомов элемента Э в веществе;
 $A_r(\text{Э})$ — относительная атомная масса элемента Э;
 $M_r(\text{в-ва})$ — относительная молекулярная масса вещества.

Рассчитаем массовые доли элементов углерода и кислорода в углекислом газе CO_2 .

$$w(\text{C}) = \frac{1 \cdot 12}{44} = 0,2727, \text{ или } 27,27\%.$$

$$w(\text{O}) = \frac{2 \cdot 16}{44} = 0,7273, \text{ или } 72,73\%.$$

1. Химическая формула. 2. Индексы и коэффициенты. 3. Относительная атомная масса (A_r). 4. Относительная молекулярная масса (M_r). 5. Массовая доля элемента в веществе.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Что означают записи: 3N ; $2\text{H}_2\text{O}$; 5O_2 ?
- 2 Запишите формулу сахарозы, если известно, что в состав её молекулы входят двенадцать атомов углерода, двадцать два атома водорода и одиннадцать атомов кислорода.
- 3 Используя рисунок 2 (см. с. 5), запишите формулы веществ и рассчитайте их относительные молекулярные массы.
- 4 Какой форме существования химического элемента кислорода соответствует каждая из следующих записей: 3O ; 5O_2 ; 4CO_2 ?
- 5 Почему относительная атомная масса элемента и относительная молекулярная масса вещества не имеют единиц измерения?
- 6 В каком из веществ, формулы которых SO_2 и SO_3 , массовая доля серы больше? Ответ подтвердите расчётами.
- 7 Вычислите массовые доли элементов в азотной кислоте HNO_3 .
- 8 Дайте полную характеристику глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, используя пример описания углекислого газа CO_2 (см. с. 42).

§ 7 Основные сведения о строении атомов

Вы уже знаете, что любой химический элемент, как правило, может существовать в трёх формах: свободные атомы, простые вещества и сложные вещества. Рассмотрим первую форму — *свободные атомы*.

Понятие «*атом*» возникло ещё в античном мире для обозначения частиц вещества. В переводе с греческого *атом* означает «неделимый».

Открытия, сделанные учёными-физиками, доказали, что *атом имеет сложное строение* — состоит из более мелких (элементарных) частиц.

Как же устроен атом?

В 1910 г. в Кембридже, близ Лондона, Эрнест Резерфорд со своими учениками и коллегами изучал рассеивание α -частиц, проходящих через тоненькую золотую фольгу и попадавших на экран. Альфа-частицы обычно чуть отклонялись от первоначального направления, всего на один градус, подтверждая, казалось бы, равномерность и однородность свойств атомов золота. И вдруг — о чудо! — исследователи заметили, что некоторые α -частицы резко изменяли направление движения, будто наталкивались на какую-то преграду.

Разместив экран перед фольгой, Э. Резерфорд сумел обнаружить даже те редчайшие случаи, когда α -частицы, отразившись от атомов золота, летели в обратном направлении.

Расчёты показали, что наблюдаемые ими явления могли произойти, если бы вся масса атома и весь его положительный заряд были сосредоточены в крохотном центральном ядре. Радиус ядра, как выяснилось, в 100 тысяч раз меньше радиуса всего атома, той его области, в которой

находятся электроны, имеющие отрицательный заряд. Если применить образное сравнение, то весь объем атома можно уподобить стадиону в Лужниках, а ядро — футбольному мячу, положенному в центр поля.

Атом любого химического элемента — как бы крохотная Солнечная система (рис. 30). Поэтому такую модель атома, предложенную Э. Резерфордом, называют *планетарной*.

Но и это не всё. Оказывается, крошечное атомное ядро, в котором сосредоточена вся масса атома, состоит из элементарных частиц двух видов — протонов и нейтронов.

Протоны (табл. 2) имеют заряд, равный заряду электронов, но противоположный по знаку (+1), и массу (она принята в химии за единицу), примерно равную массе атома водорода. Обозначаются протоны знаком $\frac{1}{1}p$ (или p^+).

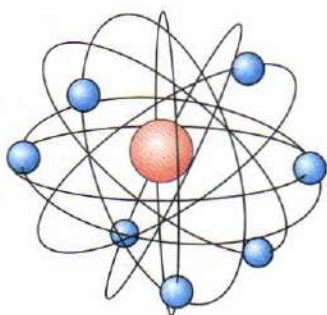


Рис. 30. Планетарная модель строения атома

ОСНОВНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ
ЭЛЕМЕНТАРНЫХ ЧАСТИЦ

Таблица 2

| Частица и её обозначение | Масса | Заряд | Примечание |
|--------------------------|------------------|-------|---|
| Протон, p^+ | 1 | +1 | Число протонов в атоме соответствует порядковому номеру элемента в таблице Д. И. Менделеева |
| Нейтрон, n^0 | 1 | 0 | Число нейтронов в атоме находят по формуле: $N = A - Z$ |
| Электрон, e^- | $\frac{1}{1837}$ | -1 | Число электронов в атоме соответствует порядковому номеру элемента в таблице Д. И. Менделеева |

Нейтроны не несут заряда, они нейтральны и имеют массу, примерно равную массе протона, т. е. 1. Обозначают нейтроны знаком ${}_0^1n$ (или n^0).

Электроны обозначают знаком e^- . Так как массой электрона, ничтожно малой, можно пренебречь, то очевидно, что в ядре сосредоточена вся масса атома.

Сумму чисел протонов и нейтронов в атоме называют **массовым числом (A)**. Например, массовое число атома алюминия:

$$\begin{array}{rccccccc} 13 & + & 14 & = & 27. & & \\ \text{число} & & \text{число} & & \text{массовое} & & \\ \text{протонов} & & \text{нейтронов} & & \text{число} & & \end{array}$$

Поскольку атом электронейтрален, то также очевидно, что *число протонов и электронов в атоме одинаково. Оно соответствует порядковому номеру химического элемента* в Периодической системе Д. И. Менделеева. Например, в ядре атома железа содержится 26 протонов, а вокруг ядра располагаются 26 электронов.

А как определить число нейтронов в атоме?

Как вам уже известно, масса атома складывается из массы протонов и нейтронов. Зная порядковый номер элемента (Z), т. е. число протонов, и массовое число (A), равное сумме чисел протонов и нейтронов, можно найти число нейтронов (N) по формуле:

$$N = A - Z.$$

Например, рассчитаем число нейтронов в атоме железа:

$$\begin{array}{rccccccc} 56 & - & 26 & = & 30. & & \\ \text{массовое} & & \text{число} & & \text{число} & & \\ \text{число} & & \text{протонов} & & \text{нейтронов} & & \end{array}$$

Состав атомных ядер химических элементов № 1—20 в Периодической системе Д. И. Менделеева представлен на рисунке 31.

Можно ли разглядеть атом, потрогать и даже передвинуть его? Казалось бы, нет, — настолько он мал. Но современные приборы позволяют сделать это.

Швейцарские учёные Г. Бинниг и Г. Рорер создали микроскоп, который позволил увидеть реальные атомы и молекулы. За это открытие они в 1986 г. получили

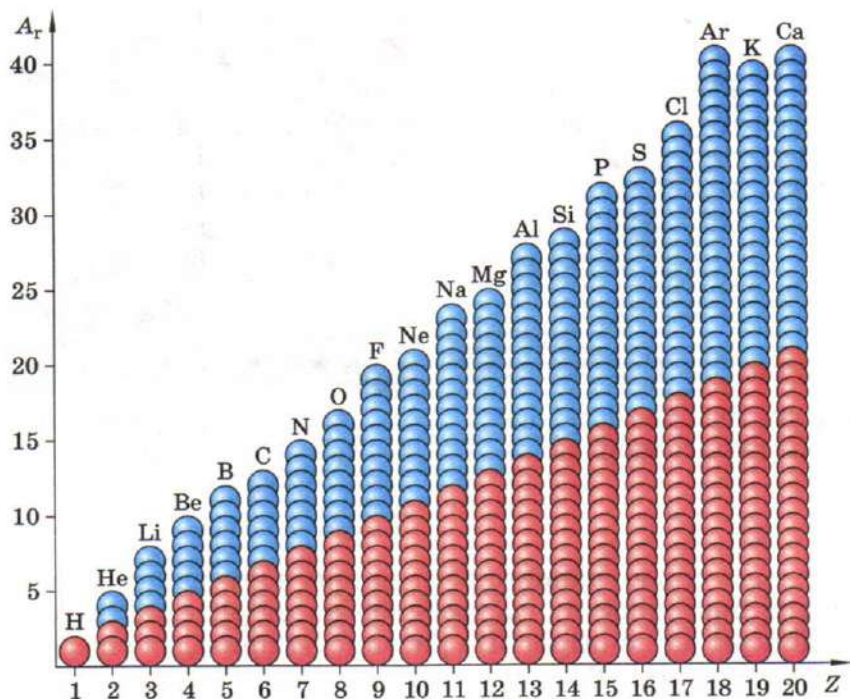


Рис. 31. Состав атомных ядер химических элементов (красные шарики — протоны, голубые — нейтроны) таблицы Д. И. Менделеева № 1—20

Нобелевскую премию. Такой микроскоп получил название *сканирующего* (рис. 32), так как в нём в роли сканера выступает очень тонкая игла-щуп, которую ведут у самой поверхности исследуемого вещества. Неровности этой поверхности, создаваемые атомами (выпуклости и впадины), как бы прощупываются электрическим током, возникающим между иглой и частицами, которые образуют исследуемую поверхность (рис. 33). В резуль-



Рис. 32. Сканирующий микроскоп

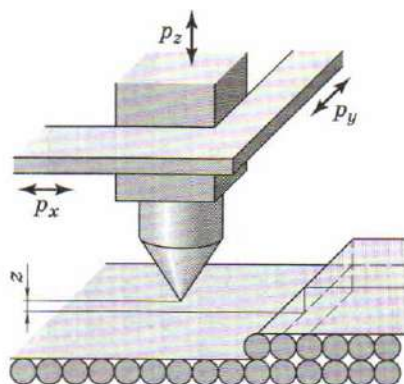


Рис. 33. Принцип действия сканирующего микроскопа

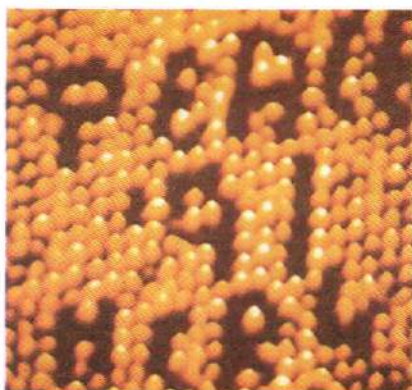


Рис. 34. Изображение атомов, полученное с помощью сканирующего туннельного микроскопа

тате с помощью мощного компьютера полученное изображение поверхности, построенное из отдельных атомов, возникает на мониторе. На рисунке 34 приведено изображение надписи «Peace», выложенное атомами ксенона.

Чтобы получить представление о работе сканирующего микроскопа, можно выполнить следующий опыт.



Лабораторный опыт № 3

Моделирование принципа действия сканирующего микроскопа

Распакуйте пластинку жевательной резинки и с помощью указательного пальца (своеобразного сканера) сделайте вывод об относительной гладкости каждой из трёх поверхностей упаковки жевательной резинки и её содержимого: а) бумаги; б) фольги; в) самой резинки.

Этот принцип используется при изготовлении печатной продукции для слепых.

Сканирующие микроскопы позволяют увеличить объекты материального мира в 100 млн раз. Так как такие объекты имеют размеры масштаба 10^{-9} м, т. е. размера нанометра (частица *нано*- от лат. «карлик», как раз и отражает эту величину), то манипулирование атомами относят к особой сфере человеческой деятельности — *на-*

нотехнологии. С помощью такой технологии создаются вещества и материалы с заранее заданными свойствами. Например, недалеко то время, когда в нашу жизнь войдут квантовые компьютеры, которые будут обладать поразительным быстродействием и огромным объёмом памяти, способностью мгновенно записать, обработать и переслать информацию любого вида в цифровом формате. На развитие нанотехнологии в Российской Федерации выделяются значительные средства.

1. Атом — сложная нейтральная частица, состоящая из протонов, электронов и нейтронов. 2. В таблице 2 приведены некоторые характеристики этих частиц. 3. Вся масса атома сосредоточена в его ядре, объём которого чрезвычайно мал по сравнению с объёмом атома. 4. Атом электронейтрален, так как содержит одинаковое число протонов и электронов, равное порядковому номеру элемента в таблице Д. И. Менделеева. 5. Сканирующий микроскоп. 6. Нанотехнологии.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материалы урока и выполните предложенные задания.
- 2 Используя Интернет, подготовьте сообщение о достижениях нанотехнологии и её роли в жизни общества.
- 3 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Какие научные открытия доказали, что атом — сложная частица, что он делим?
- 2 Определите число протонов, электронов и нейтронов в атомах элементов: натрия, фосфора, золота.
- 3 Пользуясь этимологическим словарём, объясните, почему планетарную модель строения атома, предложенную Э. Резерфордом, называют также нуклеарной. Почему протоны и нейтроны вместе называют нуклонами?

- 4 Порядковый номер элемента в таблице Д. И. Менделеева равен 35. Какой это элемент? Чему равен заряд ядра его атома? Сколько протонов, электронов и нейтронов в его атоме?
- 5 На уроках биологии вы рассматривали клетки растений, используя световой микроскоп. Каков принцип действия этого микроскопа?
- 6 Что выступает в роли аналога света в сканирующем микроскопе? Каков принцип действия этого микроскопа?
- 7 Что такое нанотехнологии? Почему эта отрасль науки и производства получила такое название?

§ 8

Изменения в составе ядер атомов химических элементов. Изотопы

Итак, мы выяснили, что атом — мельчайшая частица химического элемента — является сложным образованием природы, построенным из трёх видов элементарных частиц — протонов, нейтронов и электронов.

Положение химического элемента в таблице Д. И. Менделеева зависит от величины заряда ядра атома, т. е. от числа протонов в нём. Попробуем представить себе, что будет, если изменить число протонов в ядре, т. е. заряд атомного ядра. Конечно же из исходного элемента получатся совсем другие химические элементы. Такие

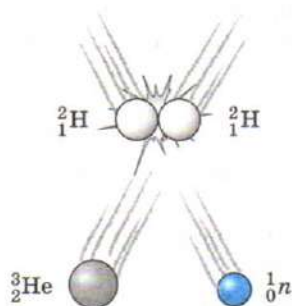


Рис. 35. Схема ядерного процесса

процессы называют **ядерными** (рис. 35), они происходят, например, на Солнце, где ядра атомов водорода соединяются и образуют ядра атомов гелия. Эти процессы протекают с выделением огромного количества энергии, за счёт которой и существует жизнь на Земле. Подобные процессы человек научился проводить и на Земле. Мечта алхимиков о превращении неблагородных элементов в золото стала возможной. Но для протек-

кания этих процессов нужно затратить громадную энергию, и такое золото будет стоить в сотни раз дороже добываемого обычными способами.

Если же, не изменяя число протонов в атоме химического элемента, т. е. заряд ядра, изменить число нейтронов, то можно предположить, что положение химического элемента в таблице Д. И. Менделеева не изменится, т. е. из исходного химического элемента не образуется нового химического элемента. Это будет всё тот же химический элемент, но атомы его будут отличаться от исходных своей массой.



Разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разное массовое число, называют **изотопами**.

Слово «*изотоп*» состоит из двух греческих слов: *изос* — «одинаковый» и *топос* — «место», обозначает «занимающий одно место» (клетку) в таблице Д. И. Менделеева.

Химические элементы, встречающиеся в природе, являются смесью изотопов. Так, углерод имеет три изотопа с массовым числом 12, 13 и 14 (рис. 36); кислород — три изотопа с массовым числом 16, 17 и 18 и т. д.

Обычно приводимые в таблице Д. И. Менделеева относительные атомные массы химических элементов являются средним значением атомных масс природной смеси изотопов данного элемента с учётом их относительного содержания в природе, поэтому их значения часто имеют дробные значения. Например, атомы природного хлора представляют собой смесь двух изотопов с массой $35 \frac{35}{17}\text{Cl}$ (их в природе 75%)

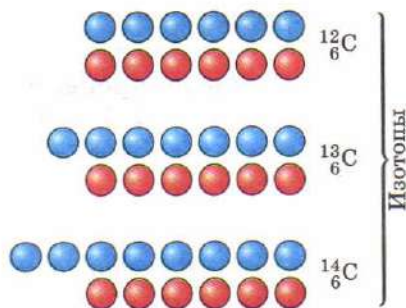


Рис. 36. Состав атомных ядер изотопов углерода (красные шарики — протоны, голубые — нейтроны)

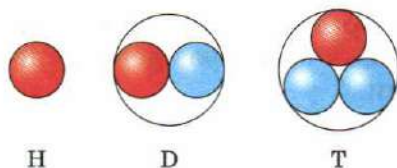
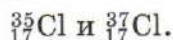


Рис. 37. Схемы ядер атомов изотопов водорода (красные шарики — протоны, голубые — нейтроны)

и $37\text{ }^{37}_{17}\text{Cl}$ (их 25%); следовательно, относительная атомная масса хлора равна 35,5:

$$\begin{aligned}
 A_r(\text{Cl}) &= \\
 &= 35 \cdot 0,75 + 37 \cdot 0,25 = \\
 &= 35,5.
 \end{aligned}$$

Изотопы хлора записывают так:



Большинство химических свойств изотопов хлора, а также, например, калия ($^{39}_{19}\text{K}$ и $^{40}_{19}\text{K}$) или аргона ($^{39}_{18}\text{Ar}$ и $^{40}_{18}\text{Ar}$), как и изотопов многих других химических элементов, практически не отличаются. Только изотопы водорода из-за резкого кратного увеличения их относительной атомной массы имеют различия в химических свойствах.

Им даже присвоены индивидуальные названия и химические знаки: протий — ^1_1H ; дейтерий — ^2_1H , или ^2_1D ; тритий — ^3_1H , или ^3_1T (рис. 37).

Теперь мы можем дать современное, более строгое и научное определение химического элемента.



Химический элемент — это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

1. Ядерные процессы. 2. Превращения элемента.
3. Изотопы. 4. Изотопы водорода.



1

Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2

Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Как вы думаете, почему изотопы калия ${}^{40}_{19}\text{K}$ и аргона ${}^{40}_{18}\text{Ar}$, имеющие одинаковые массы, проявляют разные свойства?
- 2 Почему в таблице Д. И. Менделеева относительная атомная масса аргона близка к 40, а калия — к 39?
- 3 Пользуясь названиями элементарных частиц, из которых состоят атомные ядра, дайте другое определение изотопов.
- 4 Почему изотопы хлора одинаковы между собой по свойствам, тогда как свойства изотопов водорода различны?
- 5 Почему дейтериевую воду D_2O называют тяжёлой водой? Подготовьте сообщение «Сравнение свойств лёгкой и тяжёлой воды», пользуясь дополнительными источниками информации.
- 6 Найдите в таблице Д. И. Менделеева три пары элементов, у которых, подобно паре $\text{Ar} - \text{K}$, вначале расположен элемент с большим значением относительной атомной массы.

§ 9 Строение электронных оболочек атомов

Мы выяснили, что сердце атома — это его ядро. Вокруг него располагаются электроны. Они не могут быть неподвижны, так как немедленно упали бы на ядро.

В начале XX в. была принята **планетарная модель строения атома**, согласно которой вокруг очень малого по размерам положительного ядра движутся электроны, подобно тому как вращаются планеты вокруг Солнца. Дальнейшие исследования показали, что строение атома значительно сложнее. Проблема строения атома остаётся актуальной и для современной науки.

Элементарные частицы, атом, молекула — всё это объекты микромира, не наблюдаемого нами. В нём действуют иные законы, чем в макромире, объекты которого мы можем наблюдать или непосредственно, или с помощью приборов (микроскоп, телескоп и т. д.). Поэтому, обсуждая далее строение электронных оболочек атомов, будем понимать, что мы создаём своё представление (модель), которое в значительной степени соответствует современ-

ным взглядам, хотя и не является абсолютно таким же, как у учёного-химика. Наша модель упрощена.

Электроны, двигаясь вокруг ядра атома, образуют в совокупности его *электронную оболочку*. Число электронов в оболочке атома равно, как вы уже знаете, числу протонов в ядре атома, ему соответствует порядковый, или атомный, номер элемента в таблице Д. И. Менделеева. Так, электронная оболочка атома водорода состоит из одного электрона, хлора — из семнадцати, золота — из семидесяти девяти.

Как же движутся электроны? Хаотически, подобно мошкам вокруг горящей лампочки? Или же в каком-то определённом порядке? Оказывается, именно в определённом порядке.

Электроны в атоме различаются своей энергией. Как показывают опыты, одни из них притягиваются к ядру сильнее, другие — слабее. Главная причина этого заключается в разном удалении электронов от ядра атома. Чем ближе электроны к ядру, тем они прочнее связаны с ним и их труднее вырвать из электронной оболочки, а вот чем дальше они от ядер, тем легче их оторвать. Очевидно, что по мере удаления от ядра атома запас энергии электрона (E) увеличивается (рис. 38).

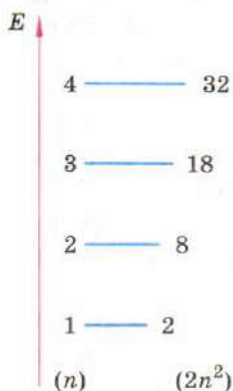


Рис. 38. Максимальное число электронов на энергетическом уровне

Электроны, движущиеся вблизи ядра, как бы загораживают (экранируют) ядро от других электронов, которые притягиваются к ядру слабее и движутся на большем удалении от него. Так образуются *электронные слои* в электронной оболочке атома. Каждый электронный слой состоит из электронов с близкими значениями энергии, поэтому электронные слои называют ещё *энергетическими уровнями*. Далее мы так и будем говорить: «Электрон находится на определённом энергетическом уровне».

Число заполняемых электронами энергетических уровней в атоме равно номеру периода в таблице Д. И. Менделеева, в котором находится химический элемент. Значит, электронная

оболочка атомов 1-го периода содержит один энергетический уровень, 2-го периода — два, 3-го — три и т. д. Например, в атоме азота она состоит из двух энергетических уровней, а в атоме магния — из трёх:



Максимальное (наибольшее) число электронов, находящихся на энергетическом уровне, можно определить по формуле: $2n^2$, где n — номер уровня. Следовательно, *первый* энергетический уровень заполнен при наличии на нём двух электронов ($2 \cdot 1^2 = 2$); *второй* — при наличии восьми электронов ($2 \cdot 2^2 = 8$); *третий* — восемнадцать ($2 \cdot 3^2 = 18$) и т. д. В курсе химии 8—9 классов мы будем рассматривать элементы только первых трёх периодов, поэтому с завершённым третьим энергетическим уровнем у атомов мы не встретимся.

Число электронов на внешнем энергетическом уровне электронной оболочки атома для химических элементов главных подгрупп равно номеру группы.

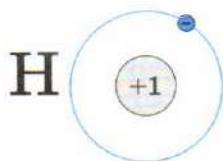
Теперь мы можем составить схемы строения электронных оболочек атомов, руководствуясь планом:

а) определим общее число электронов на оболочке по порядковому номеру элемента;

б) определим число заполняемых электронами энергетических уровней в электронной оболочке по номеру периода;

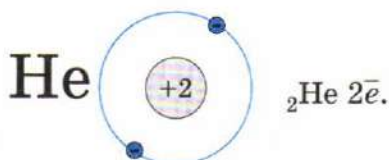
в) определим число электронов на каждом энергетическом уровне (на 1-м — не больше двух; на 2-м — не больше восьми, на внешнем уровне число электронов равно номеру группы — для элементов главных подгрупп).

Ядро атома водорода имеет заряд +1, т. е. содержит только один протон, соответственно только один электрон на единственном энергетическом уровне:



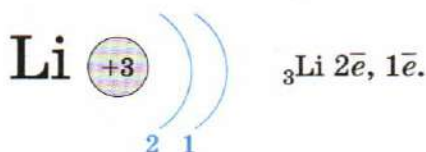
Это записывают с помощью электронной формулы следующим образом: ${}_1\text{H } 1\bar{e}$.

Следующий элемент 1-го периода гелий. Ядро атома гелия имеет заряд +2. У него на первом энергетическом уровне имеются уже два электрона:

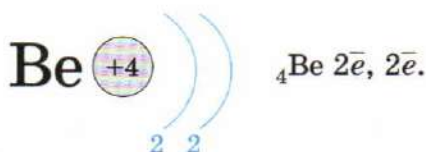


На первом энергетическом уровне могут поместиться только два электрона и никак не больше — он полностью завершён. Потому-то 1-й период таблицы Д. И. Менделеева и состоит из двух элементов.

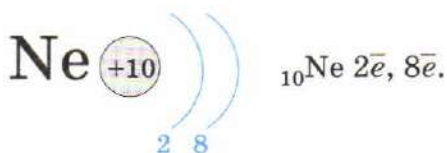
У атома лития, элемента 2-го периода, появляется ещё один энергетический уровень, на который и «отправится» третий электрон:



У атома бериллия на второй уровень «попадает» ещё один электрон:

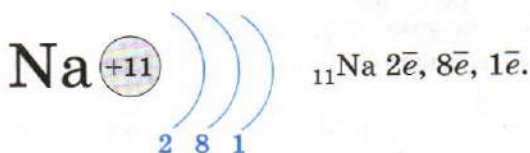


Атом бора на внешнем уровне имеет три электрона, а атом углерода — четыре электрона... атом фтора — семь электронов, атом неона — восемь электронов:



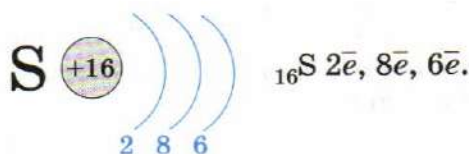
Второй уровень может вместить только восемь электронов, и поэтому он завершён у неона.

У атома натрия, элемента 3-го периода, появляется третий энергетический уровень (обратите внимание — атом элемента 3-го периода содержит три энергетических уровня!), и на нём находится один электрон:



Обратите внимание: натрий — элемент I группы, на внешнем энергетическом уровне у него один электрон!

Очевидно, нетрудно будет записать строение энергетических уровней для атома серы, элемента VIA группы 3-го периода:



Завершает 3-й период аргон:



Атомы элементов 4-го периода конечно же имеют четвёртый уровень, на котором у атома калия находится один электрон, а у атома кальция — два электрона.

Теперь, когда мы познакомились с упрощёнными представлениями о строении атомов элементов 1-го и 2-го периодов Периодической системы Д. И. Менделеева, можно внести уточнения, приближающие нас к более верному взгляду на строение атома.

Начнём с аналогии. Подобно тому как быстро движущаяся игла швейной машинки, пронзая ткань, вышивает на ней узор, так и неизмеримо быстрее движущийся в пространстве вокруг атомного ядра электрон «вышива-

ет», только не плоский, а объёмный рисунок *электронного облака*. Так как скорость движения электрона в сотни тысяч раз больше скорости движения швейной иглы, то говорят о вероятности нахождения электрона в том или ином месте пространства. Допустим, что нам удалось, как на спортивном фотофинише, установить положение электрона в каком-то месте около ядра и отметить это положение точкой. Если такой «фотофиниш» сделать сотни, тысячи раз, то получится модель электронного облака.

Иногда электронные облака называют орбиталями. Поступим так и мы. В зависимости от энергии электронные облака, или орбитали, отличаются размерами. Понятно, что чем меньше запас энергии электрона, тем сильнее притягивается он к ядру и тем меньше по размерам его орбиталь.



Пространство вокруг ядра атома, где наиболее вероятно нахождение данного электрона, называют **орбиталью** этого электрона или **электронным облаком**.

Электронные облака (орбитали) могут иметь разную форму. Каждый энергетический уровень в атоме начинается с *s*-орбитали, имеющей сферическую форму. На втором и последующих уровнях после одной *s*-орбитали появляются *p*-орбитали гантелеобразной формы (рис. 39). Таких орбиталей три. Любую орбиталь занимают не более двух электронов. Следовательно, на *s*-орбитали их может быть только два, а на трёх *p*-орбиталях — шесть.

Используя для обозначения уровня арабские цифры и обозначая орбитали буквами *s* и *p*, а число электронов данной орбитали арабской цифрой вверху справа над буквой, мы можем изобразить строение атомов более полными электронными формулами.

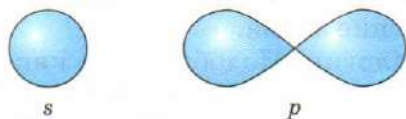
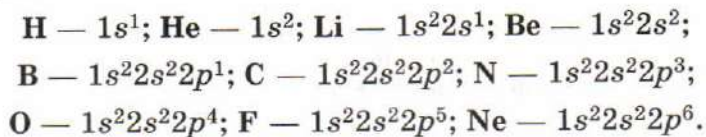


Рис. 39. Формы *s*- и *p*-орбиталей (электронных облаков)

Запишем электронные формулы атомов 1-го и 2-го периодов:



Если элементы имеют сходные по строению внешние энергетические уровни, то и свойства этих элементов сходны. Например, аргон и неон содержат на внешнем уровне по восемь электронов, и потому они инертны, т. е. почти не вступают в химические реакции. В свободном виде аргон и неон — газы, молекулы которых одноатомны. Атомы лития, натрия и калия содержат на внешнем уровне по одному электрону и обладают сходными свойствами, поэтому они помещены в одну и ту же группу Периодической системы Д. И. Менделеева.

Сделаем обобщение: одинаковое строение внешних энергетических уровней периодически повторяется, поэтому периодически повторяются и свойства химических элементов. Эта закономерность отражена в названии *Периодической системы* химических элементов Д. И. Менделеева.

1. Электроны в атомах располагаются на энергетических уровнях. 2. На первом энергетическом уровне могут находиться только два электрона, во втором — восемь. Такие уровни называют завершёнными. 3. Число заполняемых энергетических уровней равно номеру периода, в котором находится элемент. 4. Число электронов на внешнем уровне атома химического элемента равно номеру его группы (для элементов главных подгрупп). 5. Свойства химических элементов периодически повторяются, так как периодически повторяется строение внешних энергетических уровней у их атомов.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Изобразите схемы строения электронной оболочки атомов: а) алюминия; б) фосфора; в) кислорода.

- 2 Сравните строение электронной оболочки атомов: а) азота и фосфора; б) фосфора и серы.

- 3 Впишите пропущенные слова в предложения: «Атом кремния содержит в ядре ... протонов и ... нейтронов. Число электронов, находящихся вокруг ядра, как и число протонов, равно ... элемента. Число энергетических уровней определяется номером ... и равно Число электронов на внешнем электронном слое определяется номером ... и равно ...».

- 4 Определите положение химического элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева по его электронной формуле:

а) $2\bar{e}, 8\bar{e}$; б) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 4\bar{e}$.

- 5 Почему в 1-м периоде Периодической системы Д. И. Менделеева содержится только два элемента, а во 2-м — только восемь?

- 6 Приведите примеры периодически повторяющихся явлений, с которыми вы познакомились при изучении других учебных предметов.

- 7 Попробуйте дать собственное толкование следующих строк из стихотворения В. Брюсова «Мир электрона»:

Быть может, эти электроны —
Миры, где пять материков,
Искусства, званья, войны, троны
И память сорока веков.

Ещё, быть может, каждый атом —
Вселенная, где сто планет;
Там всё, что здесь, в объёме сжатом,
Но также то, чего здесь нет.

- 8 О каком поэтическом даре говорят приведённые выше строчки, если учесть, что стихотворение было написано в 1922 г.?

§ 10 Изменение числа электронов на внешнем энергетическом уровне атомов химических элементов

Каждый период Периодической системы Д. И. Менделеева заканчивается инертным, или благородным, газом.

Самым распространённым из инертных (благородных) газов в атмосфере Земли является аргон, который удалось выделить в чистом виде раньше других аналогов. В чём причина инертности гелия, неона, аргона, криптона, ксенона и радона? В том, что у атомов инертных газов на внешних, самых удалённых от ядра уровнях находится восемь электронов (у гелия — два). Восемь электронов на внешнем уровне — предельное число для каждого элемента Периодической системы Д. И. Менделеева, кроме водорода и гелия. Это своеобразный идеал прочности энергетического уровня, к которому стремятся атомы всех остальных элементов Периодической системы Д. И. Менделеева.

Добиваться такого положения электронов атомы могут двумя путями: отдавая электроны с внешнего уровня (в этом случае внешний незавершённый уровень исчезает, а предпоследний, который был завершён в предыдущем периоде, становится внешним) или принимая электроны, которых не хватает до заветной восьмёрки. Атомы, имеющие на внешнем уровне меньшее число электронов, отдают их атомам, у которых на внешнем уровне больше электронов. Легко отдать один электрон, когда он единственный на внешнем уровне, атомам элементов главной подгруппы I группы (IA группы). Труднее отдавать два электрона, например, атомам элементов главной подгруппы II группы (IIA группы). Ещё труднее отдавать свои три внешних электрона атомам элементов III группы (IIIA группы).

Тенденцию к отдаче электронов с внешнего уровня имеют атомы элементов-металлов. И чем легче атомы элемента-металла отдают свои внешние электроны, тем в большей степени выражены у него металлические свойства. Понятно поэтому, что наибо-

лее типичными металлами в Периодической системе Д. И. Менделеева являются элементы главной подгруппы I группы (IA группы). И наоборот, *тенденцию к принятию недостающих до завершения внешнего энергетического уровня имеют атомы элементов-неметаллов*. Из сказанного можно сделать следующий вывод. В пределах периода с увеличением заряда атомного ядра, а соответственно и с увеличением числа внешних электронов металлические свойства химических элементов ослабевают. Неметаллические свойства элементов, характеризующиеся лёгкостью принятия электронов на внешний уровень, при этом усиливаются.

Наиболее типичными неметаллами являются элементы главной подгруппы VII группы (VIIA группы) Периодической системы Д. И. Менделеева. На внешнем уровне атомов этих элементов находятся семь электронов. До восьми электронов на внешнем уровне, т. е. до устойчивого состояния атомов, им не хватает по одному электрону. Они легко их присоединяют, проявляя неметаллические свойства.

А как ведут себя атомы элементов главной подгруппы IV группы (IVA группы) Периодической системы Д. И. Менделеева? Ведь у них на внешнем уровне четыре электрона, и им, казалось бы, всё равно, отдать или принять четыре электрона. Выяснилось, что на способность атомов отдавать или принимать электроны оказывает влияние не только число электронов на внешнем уровне, но и радиус атома. В пределах периода число энергетических уровней у атомов элементов не изменяется, оно одинаково, а вот радиус уменьшается, так как увеличивается положительный заряд ядра (число протонов в нём). Вследствие этого притяжение электронов к ядру усиливается, и радиус атома уменьшается, атом как бы сжимается. Поэтому становится всё труднее отдать внешние электроны и, наоборот, всё легче принять недостающие до восьми электроны.

В пределах одной и той же подгруппы радиус атома увеличивается с увеличением заряда атомного ядра, так как при постоянном числе электронов на внешнем уровне (он равен номеру группы) увеличивается число энергетических уровней (оно равно номеру периода). Поэтому атому становится всё легче отдать внешние электроны.

В Периодической системе Д. И. Менделеева с увеличением порядкового номера свойства атомов химических элементов изменяются следующим образом.

| | |
|---|---|
| <p>В пределах одной и той же группы (в главной подгруппе) металлические свойства усиливаются, а неметаллические — ослабевают, так как:</p> | <p>В пределах одного и того же периода металлические свойства ослабевают, а неметаллические — усиливаются, так как:</p> <p style="text-align: center;">—————→</p> |
| <p>а) увеличиваются заряды атомных ядер; б) число электронов на внешнем уровне постоянно; в) увеличивается число заполняемых энергетических уровней; г) увеличивается радиус атома.</p> | <p>а) увеличиваются заряды атомных ядер; б) увеличивается число электронов на внешнем уровне; в) число заполняемых энергетических уровней постоянно; г) уменьшается радиус атома.</p> |

Каков же результат принятия или отдачи электронов атомами химических элементов?

Представим себе, что «встречаются» два атома: атом металла IA группы и атом неметалла VIIA группы. У атома металла на внешнем энергетическом уровне находится единственный электрон, а атому неметалла как раз не хватает именно одного электрона, чтобы его внешний уровень оказался завершённым.

Атом металла легко отдаст свой наиболее удалённый от ядра и слабо связанный с ним электрон атому неметалла, который предоставит ему свободное место на своём внешнем энергетическом уровне.

Тогда атом металла, лишённый одного отрицательного заряда, приобретёт положительный заряд, а атом неметалла благодаря полученному электрону превратится в отрицательно заряженную частицу — **ион**.

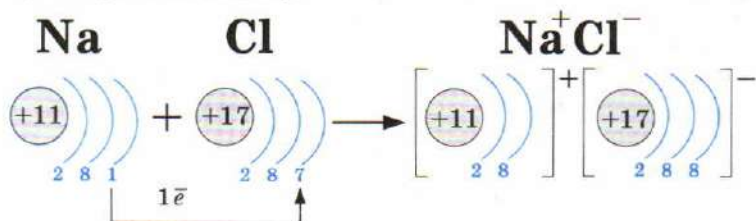
Оба атома осуществляют свою «заветную мечту» — получают столь желанную восьмёрку электронов на внешнем энергетическом уровне. Но что произойдёт дальше? Разноимённо заряженные ионы в полном соответствии с законом притяжения противоположных зарядов тут же

соединятся, т. е. между ними возникнет химическая связь.

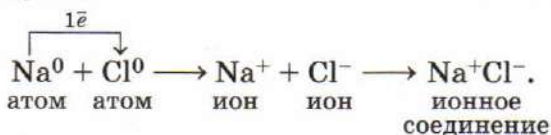


Химическую связь, образующуюся между ионами, называют **ионной**.

Рассмотрим образование этой химической связи на примере хорошо знакомого всем соединения хлорида натрия (поваренной соли):



Процесс превращения атомов в ионы изображён на схеме и рисунке:



атом натрия



+



атом хлора

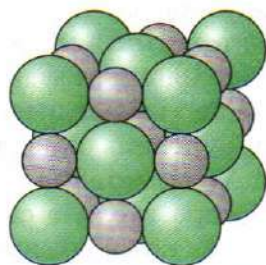
ион натрия



+

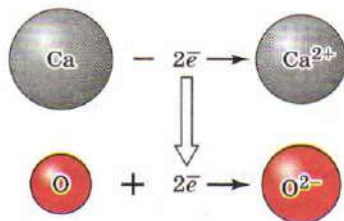


ион хлора



ионное соединение

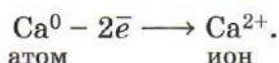
Например, ионная связь образуется и при взаимодействии атомов кальция и кислорода:



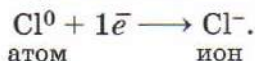
Такое превращение атомов в ионы происходит всегда при взаимодействии атомов типичных металлов и типичных неметаллов.

В заключение рассмотрим алгоритм (последовательность) рассуждений при записи схемы образования ионной связи, например между атомами кальция и хлора.

1. Кальций — это элемент главной подгруппы II группы (IIA группы) Периодической системы Д. И. Менделеева, металл. Его атому легче отдать два внешних электрона, чем принять недостающие шесть:

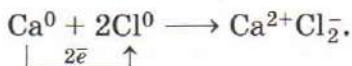


2. Хлор — это элемент главной подгруппы VII группы (VIIA группы) таблицы Д. И. Менделеева, неметалл. Его атому легче принять один электрон, которого ему не хватает до завершения внешнего энергетического уровня, чем отдать семь электронов с внешнего уровня:



3. Сначала найдём наименьшее общее кратное между зарядами образовавшихся ионов, оно равно 2 ($2 \cdot 1$). Затем определим, сколько атомов кальция нужно взять, чтобы они отдали два электрона (т. е. надо взять 1 атом Ca), и сколько атомов хлора надо взять, чтобы они могли принять два электрона (т. е. нужно взять 2 атома Cl).

4. Схематично образование ионной связи между атомами кальция и хлора можно записать так:



Для выражения состава ионных соединений пользуются *формульными единицами* — аналогами молекулярных формул.

Цифры, показывающие число атомов, молекул или формульных единиц, называют *коэффициентами*, а цифры, показывающие число атомов в молекуле или ионов в формульной единице, называют *индексами*.

В первой части параграфа мы сделали вывод о характере и причинах изменения свойств элементов. Во второй части параграфа приведём ключевые слова.

1. Атомы металлов и неметаллов. 2. Ионы положительные и отрицательные. 3. Ионная химическая связь. 4. Коэффициенты и индексы.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Сравните строение и свойства атомов:
а) углерода и кремния; б) кремния и фосфора.
- 2 Рассмотрите схемы образования ионной связи между атомами химических элементов:
а) калия и кислорода; б) лития и хлора; в) магния и фтора.
- 3 Назовите самый типичный металл и самый типичный неметалл Периодической системы Д. И. Менделеева.
- 4 Пользуясь дополнительными источниками информации, объясните, почему инертные газы стали называть благородными.

§ 11 Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой

Мы уже рассмотрели, как взаимодействуют атомы элементов-металлов с атомами элементов-неметаллов: одни отдают свои внешние электроны и превращаются при этом в положительные ионы, другие принимают электроны и превращаются при этом в отрицательные ионы. Ионы притягиваются друг к другу, образуя ионные соединения.

А как осуществляется связь между атомами элементов-неметаллов, которые имеют сходную тенден-

цию к присоединению электронов? Рассмотрим вначале, как осуществляется связь между атомами одного и того же химического элемента, например в веществах, имеющих двухатомные молекулы: азота N_2 , водорода H_2 , хлора Cl_2 .

Обратите внимание, что для отражения состава этих веществ с помощью химических знаков также используют *индексы*.

Два одинаковых атома элемента-неметалла могут объединяться в молекулу только одним способом: обобществив свои внешние электроны, т. е. сделав их общими для обоих атомов.

Рассмотрим, например, образование молекулы фтора F_2 .

Атомы фтора — элемента главной подгруппы VII группы (VIIA группы) Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева — имеют на внешнем энергетическом уровне семь электронов, и каждому атому не хватает до его завершения лишь одного электрона. Внешние электроны атома фтора образуют три электронные пары и один непарный электрон:

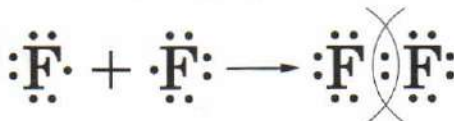


Если сближаются два атома и у каждого из них есть по одному внешнему непарному электрону, то эти электроны «объединяются» и становятся общими для обоих атомов, у которых тем самым сформируется завершённый внешний восьмиэлектронный уровень.



Химическую связь, возникающую в результате образования общих электронных пар, называют **атомной** или **ковалентной**.

Образование молекулы фтора изображено на схеме:



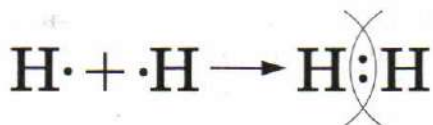
электронные формулы
внешнего слоя атомов фтора

электронная формула
молекулы фтора

Если обозначить общую электронную пару чёрточкой, то запись называют *структурной формулой*, например структурная формула молекулы фтора

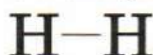


Аналогично молекуле фтора образуется и двухатомная молекула водорода H_2 :

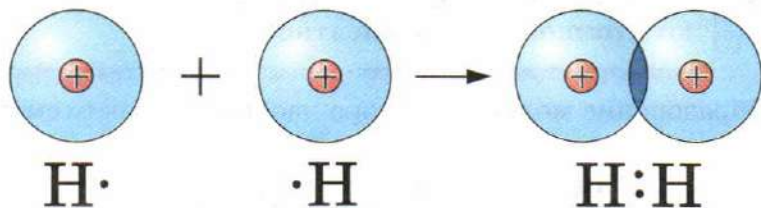


Следует учесть, что завершённым для атома водорода будет двухэлектронный уровень, подобный завершённому уровню атома гелия.

Структурная формула молекулы водорода



Уточним наши представления о ковалентной связи на примере образования молекулы водорода, используя понятие электронного облака (см. § 9). При сближении двух атомов водорода, имеющих по одному s -электронному облаку сферической формы, происходит перекрывание электронных облаков. При этом возникает область (место), где плотность отрицательного заряда наиболее высока и поэтому обладает повышенным отрицательным зарядом. Положительно заряженные ядра притягиваются к ней (это известно из курса физики), и образуется молекула. Таким образом, химическая связь — результат действия электрических сил. Представим вышесказанное в виде схемы:



Нужно отметить, что в основе образования ковалентной связи, так же как и при возникновении ионной связи, лежит взаимодействие противоположных зарядов.

В заключение рассмотрим алгоритм рассуждений, необходимых для того, чтобы записать схему образования ковалентной связи, например для молекулы азота N_2 .

1. Азот — это элемент главной подгруппы V группы (VA группы). Его атомы имеют по пять электронов на внешнем уровне. Чтобы определить число неспаренных электронов, воспользуемся формулой:

$$8 - N = \text{число неспаренных электронов,}$$

где N — номер группы химического элемента.

Следовательно, атомы азота будут иметь ($8 - 5 = 3$) три неспаренных электрона.

2. Запишем знаки химических элементов с обозначением внешних электронов так, чтобы неспаренные электроны были обращены к соседнему знаку:



3. Запишем электронную и структурную формулы образовавшейся молекулы:



Если атомы связаны между собой одной общей электронной парой, то такую ковалентную связь называют *одинарной*, если двумя — *двойной*, если тремя — *тройной*.

Чем больше общих электронных пар у атомов в молекуле, тем прочнее связаны они друг с другом и тем меньше расстояние между ядрами атомов, которое называют *длиной связи*. В молекулах фтора связь одинарная, и длина связи между ядрами атомов составляет 0,14 нанометра ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$, или 0,000000001 м). В молекулах азота связь тройная, и длина её составляет 0,11 нм. Чтобы разделить молекулу азота на отдельные атомы, необходимо затратить примерно в семь раз больше энергии, чем для разрыва одинарных связей в молекуле фтора.

1. Атомная, или ковалентная, химическая связь.
2. Одинарная, двойная и тройная ковалентные химические связи.
3. Длина связи.
4. Электронные и структурные формулы.

1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



1 Все элементы главной подгруппы VII группы (VIIA группы) Периодической системы Д. И. Менделеева (подгруппы фтора) образуют простые вещества, состоящие из двухатомных молекул. Запишите электронную схему образования и структурную формулу таких молекул, пользуясь общим химическим знаком для всей подгруппы Г (галоген).

2 Запишите схемы образования химических связей для веществ, состав которых отображают формулами KCl и Cl_2 .

3 Сколько неспаренных электронов имеют атомы серы? Какая связь будет в молекулах S_2 ? Запишите схему образования химической связи в молекулах S_2 .

4 Расположите в порядке увеличения прочности химической связи вещества с формулами S_2 , Cl_2 , N_2 и обоснуйте правильность своего решения. Как будет изменяться длина связи в молекулах составленного вами ряда?

5 Разделите вещества на две группы по типу химической связи: N_2 , Li_2O , KCl , O_2 , CaF_2 , H_2 .

§ 12

Ковалентная полярная химическая связь

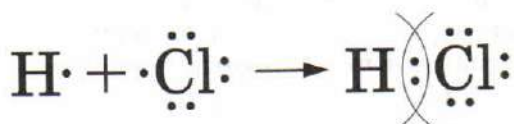
При взаимодействии двух атомов одного и того же элемента-неметалла между ними образуется ковалентная химическая связь с помощью общих электронных пар. Эту ковалентную связь называют *неполярной*, так как общие электронные пары принадлежат обоим атомам в одинаковой степени и ни на одном из них не будет из-

бытка или недостатка отрицательного заряда, который несут электроны.

Однако если ковалентная связь образуется между атомами разных элементов-неметаллов, то картина будет несколько иной. Рассмотрим, например, образование молекулы хлороводорода HCl из атомов водорода и хлора.

1. Атом водорода имеет на единственном уровне один электрон, и до его завершения ему не хватает ещё одного электрона. У атома хлора на внешнем уровне — семь электронов, и ему также недостает до завершения одного электрона.

2. Атомы водорода и хлора объединяют свои непарные электроны и образуют одну общую электронную пару, т. е. возникает ковалентная связь:



Структурная формула молекулы хлороводорода H—Cl.

3. Так как ковалентная связь образуется между атомами различных элементов-неметаллов, то общая электронная пара будет принадлежать взаимодействующим атомам уже не в равной степени. Для того чтобы качественно определить, какому из этих атомов общая электронная пара будет принадлежать в большей мере, используют понятие *электроотрицательность*.



Электроотрицательность (ЭО) — это способность атомов химического элемента смещать к себе общие электронные пары, участвующие в образовании химической связи.

ЭО можно охарактеризовать как меру неметаллическости химических элементов. В порядке уменьшения ЭО химические элементы располагаются в следующий ряд:

F, O, N, Cl, Br, I, S, C, Si, P, H.

ЭО уменьшается →

Самый электроотрицательный элемент в таблице Д. И. Менделеева — фтор. Это, так сказать, «золотой призёр» электроотрицательности. «Серебряным призёром» является кислород, а «бронзовым» — азот.

Величина ЭО элемента зависит от его положения в таблице Д. И. Менделеева: *в каждом периоде она обычно возрастает с увеличением порядкового номера элемента, а в каждой подгруппе — уменьшается.*

Пользуясь рядом ЭО, можно определить, куда смещаются общие электронные пары. Они всегда смещены к атомам элемента с большей ЭО. Например, в молекуле хлороводорода HCl общая электронная пара смещена к атому хлора, так как его ЭО больше, чем у водорода. В результате на атомах образуются частичные заряды $H^{+0,18}Cl^{-0,18}$; в молекуле возникают два полюса — положительный и отрицательный. Поэтому такую ковалентную связь называют *полярной*.

Смещение общих электронных пар в случае ковалентной полярной связи иногда обозначают стрелками, а частичный заряд — греческой буквой δ («дельта»): $H \overset{\delta+}{\rightarrow} \overset{\delta-}{Cl}$.

В формулах соединений химический знак менее электроотрицательного элемента пишут первым. Так как ковалентная полярная связь является разновидностью ковалентной связи, то алгоритм рассуждений для её схематического изображения такой же, как и для ковалентной неполярной связи (см. § 11), только в этом случае добавится ещё один шаг — четвёртый: по ряду ЭО определим более электроотрицательный элемент и отразим полярность связи в структурной формуле стрелкой и обозначением частичных зарядов.

Например, рассмотрим алгоритм схематического изображения образования связи для соединения OF_2 — фторида кислорода.

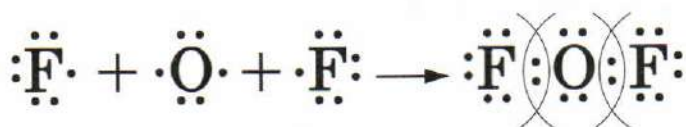
1. Кислород — это элемент главной подгруппы VI группы (VIA группы) Периодической системы Д. И. Менделеева. Его атомы имеют по шесть электронов на внешнем электронном слое. Непарных электронов будет: $8 - 6 = 2$.

Фтор — элемент главной подгруппы VII группы (VIIA группы) Периодической системы Д. И. Менделеева. Его атомы содержат по семь электронов на внешнем электронном слое. Непарным является один электрон.

2. Запишем знаки химических элементов с обозначением внешних электронов:

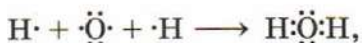


3. Запишем электронную и структурную формулы образовавшихся молекул:



4. По ряду ЭО определим, что общие электронные пары будут смещены от кислорода к фтору, как к более электроотрицательному элементу, т. е. связь будет ковалентной полярной: $\overset{\delta-}{\text{F}} \leftarrow \overset{\delta+}{\text{O}} \rightarrow \overset{\delta-}{\text{F}}$.

Аналогично образуются молекулы воды:



В действительности молекула воды имеет не линейную, а угловую форму ($\angle\text{HOH} = 104^\circ 27'$). Строение молекулы воды можно изобразить различными способами (рис. 40).

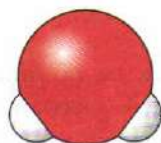
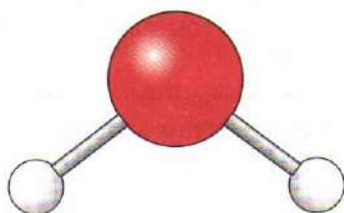


Рис. 40. Различные модели молекулы воды

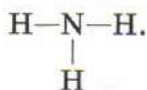


Число ковалентных связей, которыми атом одного химического элемента связан с атомами этого же или других элементов, называется **валентностью**.

Атом водорода образует только одну ковалентную связь с другими атомами. Поэтому говорят, что водород одновалентен. Атом кислорода связан с другими атомами двумя химическими связями — он двухвалентен. При образовании молекул атомы соединяются таким образом, чтобы все их валентности были задействованы. Понятно, что двухвалентный кислород должен соединиться с двумя атомами одновалентного водорода. Если обозначить валентность чёрточкой, то схему образования молекулы воды можно представить так:

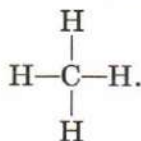


Аналогично трёхвалентный азот соединяется с тремя атомами одновалентного водорода в молекулу аммиака



Формулы, в которых валентности элементов обозначены чёрточками, как вы знаете, называют **структурными**.

Структурная формула метана CH_4 — соединение четырёхвалентного углерода с водородом — будет следующей:



А каким образом соединяются в молекулу углекислого газа CO_2 атомы четырёхвалентного углерода и двухвалентного кислорода? Очевидно, этот способ может отразить только следующая структурная формула:



Является ли валентность постоянной величиной? Оказывается для водорода и кислорода это утверждение верно, а вот для азота и углерода нет, так как эти элементы могут проявлять и другие значения валентности. Например, азот может быть одно-, двух-, трёх-, четырёхвалентен. Его соединения с кислородом будут иметь разный состав. Следовательно, различают:

• *элементы с постоянной валентностью* (например, одновалентные: H, F; двухвалентные: O, Be; трёхвалентные: B, Al);

• *элементы с переменной валентностью* (например, S проявляет валентности II, IV, VI; Cl — валентности I, III, V и VII).

Давайте научимся *выводить формулы двухэлементных соединений по валентности*.

Для вывода формулы соединения фосфора с кислородом, в котором фосфор пятивалентен, порядок действий следующий:

1) запишем рядом знаки элементов:



2) над знаками римскими цифрами обозначим валентности элементов:



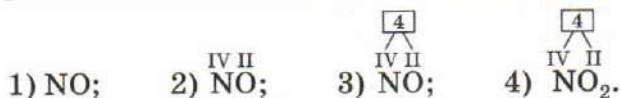
3) найдём наименьшее общее кратное между валентностями элементов:



4) разделим наименьшее общее кратное на валентность каждого элемента — определим индексы, т. е. число атомов каждого элемента в формуле данного вещества (для фосфора индекс равен 2, а для кислорода — 5):



Аналогично выведем формулу соединения азота с кислородом, в котором азот четырёхвалентен.



Индекс 1 в формулах не записывается.

Знание валентности химических элементов необходимо для того, чтобы верно записать формулу вещества. Однако справедливо и обратное: *по формуле вещества можно определить валентность одного из элементов, если известна валентность другого*. Например, определим валентность серы в соединении, формула которого SO_3 :

1) над знаком кислорода в формуле обозначим его валентность, так как она постоянна, а потому известна:



2) определим общее число валентностей всех атомов кислорода:

$$\text{II} \cdot 3 = 6;$$

3) разделим полученное число на число атомов серы — это и будет значение её валентности:

$$6 : 1 = \text{VI};$$

4) запишем валентность серы над её знаком в формуле:



Лабораторный опыт № 4

Изготовление моделей молекул бинарных соединений

Используя шаростержневые наборы, соберите модели молекул следующих веществ:

вариант 1 — хлороводорода HCl , четырёххлористого углерода CCl_4 ;

вариант 2 — сернистого газа SO_2 , хлорида алюминия AlCl_3 .

1. Ковалентная неполярная и ковалентная полярная химические связи. 2. Электроотрицательность. 3. Частичный заряд. 4. Валентность. 5. Составление формул ковалентных соединений по валентности. 6. Определение валентности по формулам.



1

Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2

Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



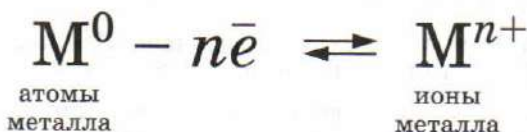
- 1 У атомов водорода и фосфора почти одинаковые значения ЭО. Каков тип химической связи в молекуле фосфина PH_3 ?
- 2 Определите тип химической связи и запишите схему её образования для веществ с формулами:
а) S_2 , K_2O и H_2S ; б) N_2 , Li_3N и Cl_3N .
- 3 В какой из молекул — хлороводорода HCl или фтороводорода HF — ковалентная химическая связь более полярна?
- 4 В следующих предложениях впишите пропущенные слова и выражения: «Ковалентная химическая связь образуется за счёт По числу общих электронных пар она бывает По ЭО ковалентную связь делят на ... и ...».
- 5 Определите валентности элементов в соединениях с формулами:
 PbS , PbO_2 , FeS_2 , Fe_2S_3 , SF_6 .
- 6 Запишите формулы хлоридов — соединений элементов с одновалентным хлором: железа (III), меди (I), меди (II), марганца (IV), фосфора (V).

§ 13 Металлическая химическая связь

Вы узнали, как взаимодействуют между собой атомы элементов-металлов и элементов-неметаллов (электроны переходят от первых ко вторым), а также атомы элементов-неметаллов между собой (неспаренные электроны внешних электронных слоёв их атомов объединяются в общие электронные пары). Теперь мы познакомимся с тем, как взаимодействуют между собой атомы элементов-металлов. Металлы обычно существуют не в виде изолированных атомов, а в виде слитка или металлического изделия. Что удерживает атомы металла в едином объёме?

Атомы большинства элементов-металлов на внешнем уровне содержат небольшое число электронов — 1, 2, 3. Эти электроны легко отрываются, а атомы превращаются в положительные ионы. Оторвавшиеся электроны перемещаются от одного иона к другому, связывая их в единое целое.

Разобраться, какой электрон принадлежал какому атому, просто невозможно. Все оторвавшиеся электроны стали общими. Соединяясь с ионами, эти электроны временно образуют атомы, потом снова отрываются и соединяются уже с другим ионом и т. д. Бесконечно происходит процесс, который можно изобразить схемой:



Следовательно, в объёме металла атомы непрерывно превращаются в ионы и наоборот. Их так и называют **атом-ионами**.



Связь в металлах и сплавах между атом-ионами посредством обобществлённых электронов называют **металлической**.

На рисунке 41 схематически изображено строение фрагмента металла натрия. Каждый атом натрия окружён восемью соседними атомами. Оторвавшиеся внешние электроны свободно движутся от одного образовавшегося иона к другому, соединяя, будто склеивая, ионный остов натрия в один гигантский металлический кристалл (рис. 42).

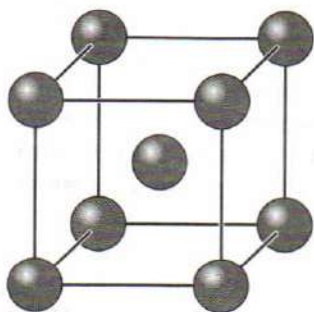


Рис. 41. Схема строения фрагмента кристаллического натрия

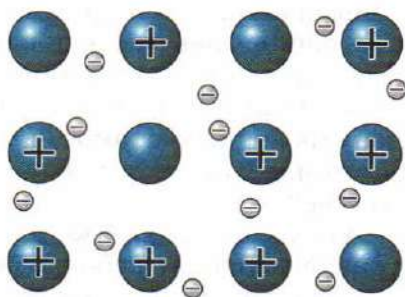


Рис. 42. Схема металлической связи

Металлическая связь имеет некоторое сходство с ковалентной, так как основана на обобществлении внешних электронов. Однако при образовании ковалентной связи обобществляются внешние неспаренные электроны только двух соседних атомов, в то время как при образовании металлической связи в обобществлении этих электронов участвуют все атомы. Именно поэтому кристаллы с ковалентной связью хрупки, а с металлической, как правило, пластичны, электропроводны и имеют металлический блеск.



Рис. 43. Золотой олень.
VI в. до н. э.

На рисунке 43 изображена древняя золотая фигурка оленя, которой уже более 3,5 тыс. лет, но она не потеряла характерного для золота — этого самого пластичного из металлов — благородного металлического блеска.

Металлическая связь характерна как для чистых металлов, так и для смесей различных металлов — сплавов, находящихся в твёрдом и жидком состояниях. Однако в парообразном состоянии атомы металлов связаны между собой ковалентной связью (например, парами натрия заполняют лампы жёлтого света для освещения улиц больших городов). Пары металлов состоят из отдельных молекул (одноатомных и двухатомных).

Вопрос о химических связях — центральный вопрос науки химии. Вы познакомились с начальными представлениями о типах химической связи. В дальнейшем вы узнаете много интересного о природе химической связи. Например, что в большинстве металлов, кроме металлической связи, есть ещё и ковалентная связь, что существуют и другие типы химических связей.

1. Металлическая связь. 2. Атом-ионы. 3. Обобществлённые электроны.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Металлическая связь имеет черты сходства с ковалентной связью. Сравните эти химические связи между собой.
- 2 Металлическая связь имеет черты сходства с ионной связью. Сравните эти химические связи между собой.
- 3 Как можно повысить твёрдость металлов и сплавов?
- 4 По формулам веществ определите тип химической связи в них: Ca , BaBr_2 , HBr , Br_2 .

Глава вторая

Простые вещества

§ 14 Простые вещества — металлы

Из 114 химических элементов Периодической системы Д. И. Менделеева 92 элемента образуют в свободном состоянии простые вещества с металлической связью.

Ещё в глубокой древности человек обратил внимание на особые свойства металлов: их можно расплавить, а затем придать им любую форму, изготовив при этом наконечники стрел и копий, щиты и мечи, посуду и плуги... На часах человеческой истории каменный век сменился веком медным, затем — бронзовым, далее — железным...

Все металлы, кроме ртути, в обычном состоянии *твёрдые* вещества и имеют ряд общих свойств. **Металлы — это ковкие, пластичные, тягучие вещества, которые имеют металлический блеск, тепло- и электропроводны.**

Металлам в прошлые века приписывалось много чудодейственных свойств. Известные ещё в Древнем Египте семь металлов считались представителями семи планет на Земле.

Золото наши предки связывали с Солнцем, серебро — с Луной, медь — с Венерой, железо — с Марсом, олово — с Юпитером, свинец — с Сатурном, ртуть — с Меркурием (рис. 44). Совпадение числа металлов, знакомых древним, с числом планет, которые они видели на небе, казалось бы, подтверждало взаимосвязь земных металлов с небесными телами. Когда в XVI в. алхимикам стала известна металлическая сурьма, они долго отказывались признавать её металлом — ведь для сурьмы на небе не хватало планеты.



Рис. 44. Обозначение химических элементов алхимиками

М. В. Ломоносов определял металл «как светлое тело, которое ковать можно», и относил это свойство к металлам: золоту, серебру, меди, олову, железу и свинцу. А. Лавуазье в «Начальном курсе химии», написанном в 1789 г., упоминал уже 17 металлов. В начале XIX в. последовало открытие платиновых металлов. К настоящему времени число известных металлов возросло до 92.

Пластичность — это важнейшее свойство металлов изменять свою форму при ударе, прокатываться в тонкие листы и вытягиваться в проволоку. При этом подвижные обобществлённые электроны смягчают перемещение положительных ионов, экранируя их друг от друга. Поэтому обработка металлов с изменением формы происходит без разрушения.

Самым пластичным из драгоценных металлов является золото. Один грамм золота можно вытянуть в проволоку длиной два километра.

Все металлы, как вы знаете, твёрдые при обычных условиях вещества. Исключение, как уже отмечалось, составляет ртуть, которая при обычных условиях представляет собой жидкий блестящий серебристо-белый металл.

Металлы различаются по **твёрдости**. Мягкие — щелочные, например, или свинец, а твёрдые — хром, титан, молибден.

Представление о **температурах плавления** и **плотности** некоторых металлов вы можете получить, если внимательно рассмотрите рисунок 45.

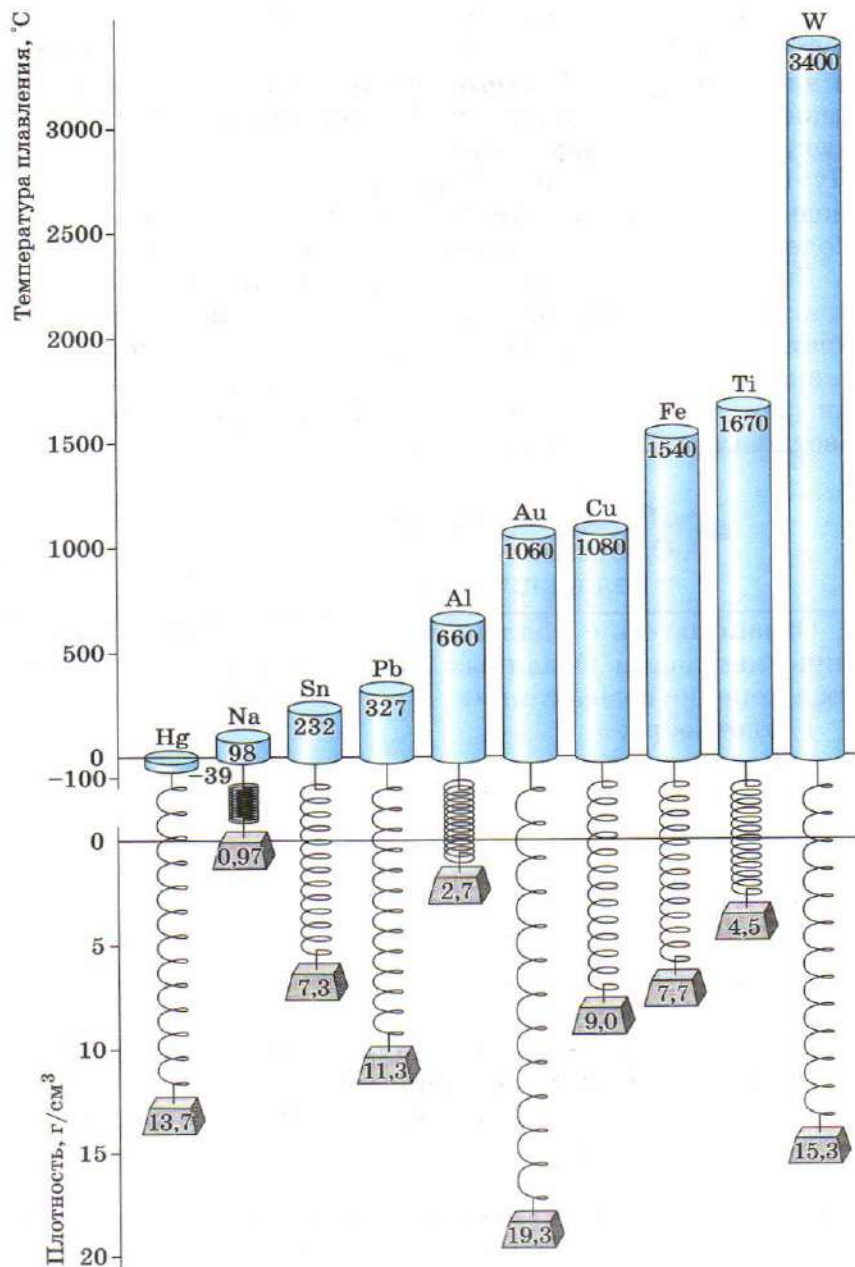


Рис. 45. Температуры плавления и плотности некоторых металлов

Наличие обобществлённых электронов объясняет и такие характерные свойства металлов, как их *тепло- и электропроводность*. Достаточно даже небольшой разности потенциалов, и беспорядочно движущиеся электроны начинают двигаться строго упорядоченно. Лучшие проводники электрического тока — серебро, медь, золото, алюминий. В приведённом списке они расположены в порядке уменьшения электропроводности.

Свободные электроны обуславливают и такое свойство, как *металлический блеск*. Свет поглощается поверхностью металла, и его электроны начинают испускать свои, вторичные, волны излучения, которые мы воспринимаем как металлический блеск. Прекрасно отражают свет палладий, ртуть, серебро, медь.



Лабораторный опыт № 5

Ознакомление

с коллекцией металлов

Ознакомьтесь с коллекцией металлов. Запишите химические знаки выданных вам металлов, расположите их в порядке возрастания:

- 1) плотности;
- 2) пластичности;
- 3) твёрдости;
- 4) металлического блеска;
- 5) электропроводности;
- 6) теплопроводности.

Для выполнения задания используйте приложения 1 и 2, дополнительные источники информации.

Физические свойства металлов: ковкость, пластичность, тягучесть, твёрдость, температура кипения, металлический блеск, электро- и теплопроводность.



1

Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2

Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими

содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Какое из веществ, названных в приведённом ниже стихотворении, не относится к металлам?

Семь металлов создал свет
По числу семи планет:
Медь, железо, серебро...
Дал нам Космос на добро.
Злато, олово, свинец...
Сын мой, сера — их отец.
А ещё ты должен знать:
Всем им ртуть — родная мать.

- 2 Как понимать приведённые в этом стихотворении образные выражения: «сера — их отец» и «ртуть — родная мать»?

- 3 О каком свойстве металлов говорится в начальной строке стихотворения А. С. Пушкина «Кинжал»?

Лемносский бог тебя сковал...

О каком свойстве металлов говорится в приведённых ниже строках?

Как адский луч, как молния богов,
Немое лезвие злодею в очи блещет,
И, озираясь, он трепещет
Среди своих пиров...

- 4 Почему авиакомпаниям запрещено перевозить аппараты и приборы, содержащие ртуть?

- 5 Пользуясь дополнительной литературой, приготовьте сообщение о появлении зеркал в жизни человека и совершенствования способов их изготовления.

§ 15 Простые вещества — неметаллы

Неметаллы — это химические элементы, которые образуют в свободном виде простые вещества, не обладающие физическими свойствами металлов. Из 114 химических элементов 92 относятся к металлам, 22 являются неметаллами.

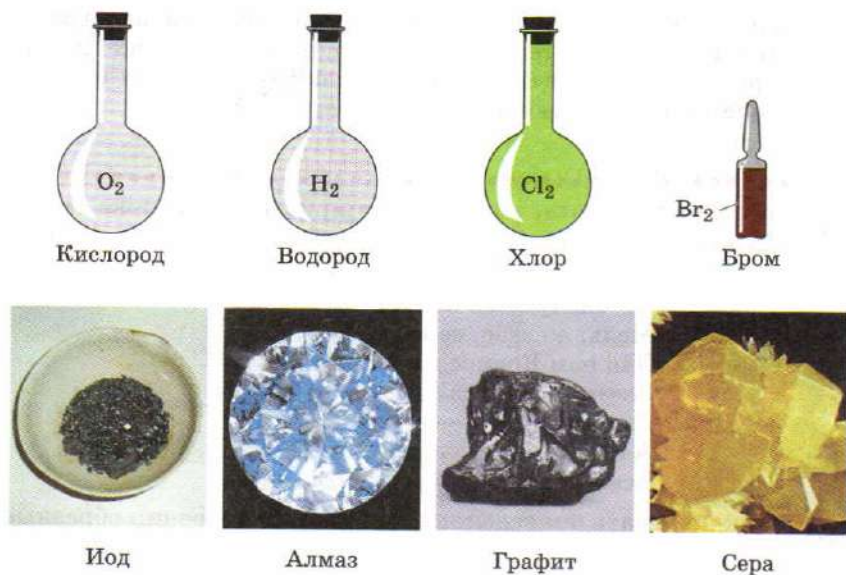


Рис. 46. Простые вещества — неметаллы

Неметаллы — простые вещества, при обычных условиях могут быть газами, жидкостями и твёрдыми веществами (рис. 46).



Лабораторный опыт № 6

Ознакомление с коллекцией неметаллов

Ознакомьтесь с коллекцией неметаллов. Запишите химические формулы выданных вам неметаллов, расположите их в порядке возрастания:

- 1) плотности;
- 2) твёрдости;
- 3) блеска;
- 4) интенсивности изменения цвета.

Для выполнения задания используйте приложения 1 и 2, дополнительные источники информации.

Газами являются гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe, радон Rn. Их называют инертными газами. Молекулы инертного газа состоят из одного атома. На внешнем электронном слое у атомов инертных газов (за исключением гелия) восемь электронов. У ге-



Рис. 47. Воздушные шары и дирижабли заполняют гелием

лия — два. Своей химической устойчивостью инертные газы напоминают благородные металлы — золото и платину, и у них есть второе название — благородные газы. Это название более подходит к инертным газам, которые всё-таки вступают иногда в химические реакции и образуют соединения. В 1962 г. появилось сообщение о том, что получено соединение ксенона с фтором. Сейчас известно уже более 150 соединений ксенона, криптона, радона с фтором, кислородом, хлором и азотом.

Представление о химической исключительности благородных газов оказалось не очень состоятельным, и потому вместо предполагаемой нулевой группы инертные газы были помещены в VIII группу (VIIIА группу) таблицы Д. И. Менделеева.

Гелием, по легкости уступающим только водороду, но, в отличие от последнего, негорючим, т. е. не представляющим пожарной опасности, заполняют аэростаты и дирижабли (рис. 47).

Неон используют для изготовления световой рекламы (рис. 48). Вспомни-



Рис. 48. Неоновая реклама

те образное выражение «улицы города были залиты неонном».

Газы водород, кислород, азот, хлор, фтор образуют двухатомные молекулы, соответственно — H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , F_2 .

Состав вещества изображают на письме, используя химические знаки и цифры — индексы, с помощью **химической формулы**. По химической формуле, как вы уже знаете, вычисляют относительную молекулярную массу вещества (M_r). Относительная молекулярная масса простого вещества равна произведению относительной атомной массы на число атомов в молекуле, например **кислорода** O_2 :

$$M_r(O_2) = A_r(O) \cdot 2 = 16 \cdot 2 = 32.$$

Однако элемент кислород образует ещё одно газообразное простое вещество — озон, в состав молекул которого входят уже три атома кислорода. Химическая формула **озона** O_3 , а его относительная молекулярная масса: $M_r(O_3) = 16 \cdot 3 = 48$.



Способность атомов одного химического элемента образовывать несколько простых веществ называют **аллотропией**, а эти простые вещества — **аллотропными видоизменениями** или **модификациями**.

Свойства аллотропных модификаций химического элемента кислорода — простых веществ кислорода O_2 и озона O_3 — различны. Кислород не имеет запаха, а озон пахнет (отсюда и его название — в переводе с греческого **озон** означает «пахнущий»). Этот запах, аромат свежести, можно почувствовать во время грозы, так как озон образуется в малых количествах в воздухе в результате электрических разрядов.

Кислород — газ без цвета, а озон имеет бледно-фиолетовый цвет. Озон более бактерициден (лат. *цидао* — убивать), чем кислород. Поэтому озон применяют для обеззараживания питьевой воды. Озон способен

удерживать ультрафиолетовые лучи солнечного спектра, губительные для всего живого на Земле, и потому *озоновый слой*, располагающийся в атмосфере на высоте 20—35 км, защищает жизнь на нашей планете (на рисунке 49 вы видите фотографию, сделанную из космоса с помощью искусственного спутника Земли, где области пониженного содержания озона в атмосфере («озоновые дыры») обозначены белым цветом).

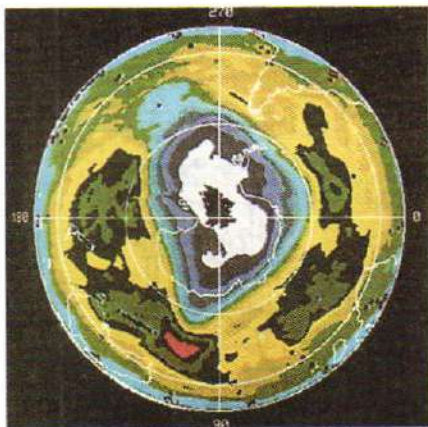


Рис. 49. «Озоновые дыры» в атмосфере Земли

Из простых веществ — неметаллов при обычных условиях жидкостью является только бром, молекулы которого двухатомны. Формула брома Br_2 . Это тяжёлая бурая, с неприятным запахом жидкость (отсюда и название, так как *бромос* с древнегреческого переводится как «зловонный»).

Некоторые твёрдые вещества — неметаллы известны с древнейших времён — это сера и углерод (в форме древесного угля, алмаза и графита).

У твёрдых веществ — неметаллов также наблюдается явление аллотропии. Так, элемент углерод образует такие различные по внешнему виду простые вещества, как алмаз, графит (рис. 50). Причина отличия свойств алмаза и графита состоит в строении кристаллических решёток этих веществ, которые вы рассмотрите несколько позднее.

Элемент фосфор имеет две аллотропные модификации: фосфор красный (им покрывают боковую сторону спичечного коробка) и фосфор белый. Последний имеет четырёхатомную молекулу, состав его отражается формулой P_4 .

Твёрдым веществом — неметаллом является кристаллический иод с двухатомной молекулой I_2 . Не путайте его со спиртовым раствором иода — иодной настойкой, которая имеется в каждой домашней аптечке.

АЛЛОТРОПНЫЕ ВИДОИЗМЕНЕНИЯ УГЛЕРОДА С

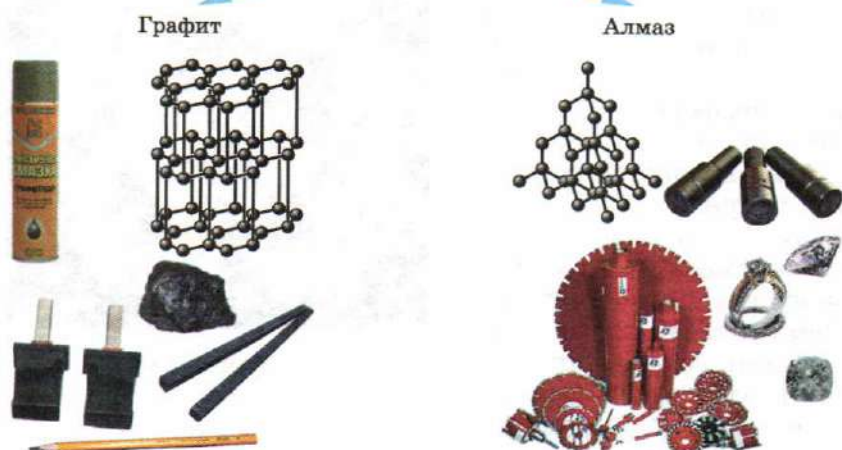


Рис. 50. Аллотропные видоизменения углерода и области их применения

Кристаллический иод и графит не похожи на остальные простые вещества — неметаллы, они имеют металлический блеск.

Чтобы показать относительность деления простых веществ на основании их физических свойств на металлы и неметаллы, рассмотрим аллотропию химического элемента олова Sn. При комнатной температуре обычно существует бета-олово (β -Sn). Это всем известное белое олово — металл, из которого раньше отливали оловянных солдатиков (рис. 51, *а*) (вспомните сказку Х. К. Андерсена «Стойкий оловянный солдатик»). Оло-



Рис. 51. Области применения олова: *а* — игрушки; *б* — производство консервных банок; *в* — припой

вом покрывают изнутри консервные банки (рис. 51, б). Оно входит в состав такого известного сплава, как бронза, а также припоя (рис. 51, в).

При температуре ниже $+13,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ более устойчиво альфа-олово ($\alpha\text{-Sn}$) — серый мелкокристаллический порошок, имеющий скорее свойства неметалла. Процесс превращения белого олова в серое быстрее всего идёт при температуре, равной $-33\text{ }^{\circ}\text{C}$. Это превращение получило образное название «оловянная чума».

Сравним теперь простые вещества — металлы и неметаллы с помощью таблицы 3.

ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

Т а б л и ц а 3

| Металлы | Неметаллы |
|--------------------------------------|---|
| 1. Твёрдые вещества (кроме ртути Hg) | 1. Твёрдые (сера S, фосфор красный и фосфор белый P ₄ , иод I ₂ , алмаз и графит C); газообразные вещества (кислород O ₂ , озон O ₃ , азот N ₂ , водород H ₂ , хлор Cl ₂ , фтор F ₂ , благородные газы); жидкость (бром Br ₂) |
| 2. Имеют металлический блеск | 2. Не имеют металлического блеска (исключение составляют иод I ₂ , графит C) |
| 3. Электро- и теплопроводны | 3. Большинство не проводит электрический ток (проводниками являются, например, кремний, графит) |
| 4. Ковкие, пластичные, тягучие | 4. В твёрдом состоянии — хрупкие |

1. Благородные газы. 2. Аллотропия и аллотропные видоизменения, или модификации. 3. Кислород и озон. 4. Алмаз и графит. 5. Фосфор красный и белый. 6. Белое и серое олово. 7. Относительность деления простых веществ на металлы и неметаллы.



1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

?

- 1 Рассмотрите этимологию названий отдельных благородных газов.
- 2 Почему химически неверно поэтическое выражение «В воздухе пахло грозой»?
- 3 Запишите схемы образования молекул: Na_2 , Br_2 , O_2 , N_2 . Каков тип химической связи в этих молекулах?
- 4 Какой тип химической связи должен быть в металлическом водороде?
- 5 Экспедиция полярного исследователя Р. Скотта к Южному полюсу в 1912 г. погибла из-за того, что потеряла весь запас горючего: оно находилось в запаянных оловом баках. Какой химический процесс лежал в основе этого?

§ 16 Количество вещества

Химия — это наука о веществах. А как измерять вещество? В каких единицах? Вы можете предложить отсчитывать необходимое число молекул вещества, если оно состоит из них. Однако сделать это чрезвычайно сложно. Некоторые из вас предложат измерять вещество в граммах, килограммах или миллиграммах. Но ведь это единицы измерения массы.

Для измерения вещества была выбрана особая единица, в которой как бы соединились число молекул и масса вещества. Эта единица была названа *моль*.

Чтобы отмерить 1 моль вещества, нужно взять столько граммов его, какова относительная атомная (A_r) или относительная молекулярная масса (M_r) вещества.

Например, 1 моль воды имеет массу, равную 18 г, так как $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$; 1 моль кислорода имеет массу, равную 32 г, так как $M_r(\text{O}_2) = 32$; 1 моль железа имеет массу, равную 56 г, так как $M_r(\text{Fe}) = 56$.

А если нужно отмерить 2 моль воды, то сколько граммов её нужно взять? Верно, 36 г ($18 \cdot 2$). А можно отмерить 0,5 моль кислорода? Конечно, 0,5 моль O_2 имеют массу в два раза меньше массы 1 моль, т. е. 16 г ($32 : 2$). А сколько молей воды взяли, если, например, отмерили 45 г воды? Очевидно, нужно эту массу разделить на массу 1 моль воды ($45 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 2,5 \text{ моль}$), т. е. взяли 2,5 моль.

А как связано с количеством вещества число его молекул? Установлено, что 1 моль любого вещества всегда содержит одинаковое число молекул. Это число равно $6 \cdot 10^{23}$. В честь итальянского учёного А. Авогадро это число назвали *постоянной Авогадро*. Обозначают её N_A .

Таким образом, 1 моль воды имеет массу 18 г и содержит $6 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O . 1 моль кислорода O_2 имеет массу 32 г и также содержит $6 \cdot 10^{23}$ молекул O_2 .

Очевидно, что в 2 моль воды и любого вещества содержится $12 \cdot 10^{23}$ молекул, а в 0,5 моль — $3 \cdot 10^{23}$ молекул.

Значит, чтобы узнать число молекул (N), содержащихся в определённом количестве вещества, можно воспользоваться формулой:

$$N = N_A \cdot n,$$

где n — количество вещества, т. е. число молей.

Отсюда верны и следующие равенства:

$$n = \frac{N}{N_A} \text{ и } N_A = \frac{N}{n}.$$

Теперь дадим определение понятия «моль».



Моль — это такое количество вещества, в котором содержится $6 \cdot 10^{23}$ молекул этого вещества.

Однако следует помнить, что в молях измеряют и число других частиц: атомов, ионов, электронов и т. д. Во всех случаях 1 моль содержит $6 \cdot 10^{23}$ соответствующих частиц (атомов, ионов, электронов и т. д.).



Массу 1 моль вещества называют его **молярной массой** и обозначают буквой M .

Как вы теперь знаете, количество вещества измеряют в молях и обозначают буквой n , в некоторых учебниках — греческой буквой ν («ню»). Чтобы найти количество вещества, нужно его массу разделить на молярную массу:

$$n = \frac{m}{M}.$$

Следовательно, верны и обратные формулы:

$$m = M \cdot n \text{ и } M = \frac{m}{n}.$$



Молярная масса — это физическая величина, которая равна отношению массы вещества к количеству вещества.

Отсюда можно определить и единицу молярной массы — г/моль. $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$.

Вы знаете, что единицу массы, в 1000 раз большую одного грамма, называют *килограммом*, а единицу массы, в 1000 раз меньшую одного грамма, — *миллиграммом*. И количество вещества можно измерять не только в молях, но и в *киломолях* — кмоль (1 кмоль = 1000 моль), и в *миллимолях* — ммоль (1 моль = 1000 ммоль). Соответственно вместо молярной массы в некоторых случаях удобнее использовать понятия *киломолярная масса* (кг/кмоль) и *миллимолярная масса* (мг/ммоль).

Мы определили, как связаны между собой количество вещества и его масса. Теперь решим задачи с использованием рассмотренных выше понятий.

Задача 1. Сколько молекул содержится в 11 г углекислого газа CO_2 ?

Дано:

Решение:

$$m(\text{CO}_2) = 11 \text{ г}$$

$$N(\text{CO}_2) = ?$$

$$N = N_A \cdot n, \quad n = \frac{m}{M}.$$

$$M(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ (г/моль)}.$$

$$n(\text{CO}_2) = 11 \text{ г} : 44 \text{ г/моль} = 0,25 \text{ моль}.$$

$$N(\text{CO}_2) = 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} \times \\ \times 0,25 \text{ моль} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекул}.$$

Ответ: $N(\text{CO}_2) = 1,5 \cdot 10^{23}$ молекул.

Задача 2. Найдите массу $15 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода.

Дано:

$$\begin{aligned} N(\text{O}_2) &= \\ &= 15 \cdot 10^{23} \\ & \text{(молекул)} \\ \hline m(\text{O}_2) &= ? \end{aligned}$$

Решение:

$$\begin{aligned} m &= M \cdot n, \quad n = N : N_A. \\ M(\text{O}_2) &= 16 \cdot 2 = 32 \text{ (г/моль)}. \\ n(\text{O}_2) &= (15 \cdot 10^{23} \text{ молекул}) : (6 \cdot 10^{23} \text{ мо-} \\ & \text{лекул/моль)} = 2,5 \text{ моль}. \\ m(\text{O}_2) &= 32 \text{ г/моль} \cdot 2,5 \text{ моль} = 80 \text{ г}. \end{aligned}$$

Ответ: $m(\text{O}_2) = 80 \text{ г}$.

1. Количество вещества. 2. Моль, киломоль, миллимоль. 3. Молярная, киломолярная и миллимолярная массы. 4. Постоянная Авогадро.

$$5. n = \frac{N}{N_A}. \quad 6. n = \frac{m}{M}.$$



1. Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2. Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



1. Сколько молекул содержит:
а) 1 кмоль вещества; б) 1 ммоль вещества?

2. Найдите массу:
а) 0,75 моль азота N_2 ; б) $9 \cdot 10^{23}$ молекул глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$;
в) 3 кмоль серной кислоты H_2SO_4 .

3. Сколько молекул содержат:
а) 1,5 моль водорода; б) 7 г водорода; в) 4 кмоль водорода?

4. Вставьте пропущенные слова в предложения: «Массу измеряют в миллиграммах, ..., килограммах. Количество вещества измеряют в ..., ..., ...».

- 5 Плотность кислорода равна 1,3 г/л. Вычислите количество вещества кислорода, которое содержится в 1 л его. Сколько молекул кислорода содержится в 1 л; в 1 мл; в 1 м³?

§ 17 Молярный объём газов

Массу 1 моль вещества называют молярной. А как называют объём 1 моль вещества? Очевидно, что и его называют **молярным объёмом**.

Чему равен молярный объём воды? Когда мы отмеривали 1 моль воды, мы не взвешивали на весах 18 г воды — это неудобно. Мы пользовались мерной посудой: цилиндром или мензуркой, так как знали, что плотность воды равна 1 г/мл. Поэтому молярный объём воды равен 18 мл/моль. У жидкостей и твёрдых веществ молярный объём зависит от их плотности (рис. 52, а). Другое дело у газов (рис. 52, б).

Если взять 1 моль водорода H₂ (2 г), 1 моль кислорода O₂ (32 г), 1 моль озона O₃ (48 г), 1 моль углекислого газа CO₂ (44 г) и даже 1 моль водяных паров H₂O (18 г)

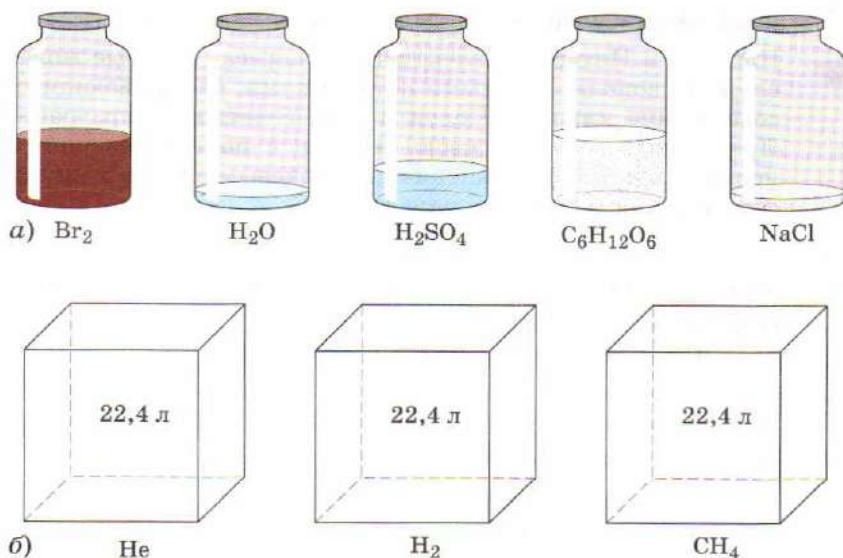


Рис. 52. Молярные объёмы (н. у.):
а — жидкостей и твёрдых веществ; б — газообразных веществ

при одинаковых условиях, например *нормальных* (в химии принято называть *нормальными условиями* (н. у.) температуру 0°C и давление 760 мм рт. ст., или 101,3 кПа), то окажется, что 1 моль любого из газов займёт один и тот же объём, равный 22,4 л, и содержит одинаковое число молекул — $6 \cdot 10^{23}$.



Объём газа количеством вещества 1 моль называют **молярным объёмом** и обозначают V_m .

А если взять 44,8 л газа, то какое количество вещества его будет взято? Конечно же 2 моль, так как заданный объём вдвое больше молярного. Следовательно: $n = \frac{V}{V_m}$, где V — объём газа. Отсюда

$$V = V_m \cdot n \text{ и } V_m = \frac{V}{n}.$$

Молярный объём — это физическая величина, равная отношению объёма вещества к количеству вещества.

Молярный объём газообразных веществ выражается в л/моль. $V_m = 22,4$ л/моль. Объём одного киломоля называют *киломолярным* и измеряют в $\text{м}^3/\text{кмоль}$ ($V_m = 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}$). Соответственно *миллимолярный* объём равен 22,4 мл/ммоль.

Задача 1. Найдите массу 33,6 м^3 аммиака NH_3 (н. у.).

Дано:

$$V(\text{NH}_3) = 33,6 \text{ м}^3$$

$$m(\text{NH}_3) = ?$$

Решение:

$$m = M \cdot n, n = \frac{V}{V_m}.$$

$$M(\text{NH}_3) = 14 + 1 \cdot 3 = 17 \text{ (кг/кмоль)}.$$

$$n(\text{NH}_3) = 33,6 \text{ м}^3 : 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} = 1,5 \text{ кмоль}.$$

$$m(\text{NH}_3) = 17 \text{ кг/кмоль} \cdot 1,5 \text{ кмоль} = 22,5 \text{ кг}.$$

Ответ: $m(\text{NH}_3) = 22,5 \text{ кг}$.

Задача 2. Найдите массу и объём (н. у.), который имеют $18 \cdot 10^{20}$ молекул сероводорода H_2S .

При решении задачи обратим внимание на число молекул $18 \cdot 10^{20}$. Так как 10^{20} в 1000 раз меньше 10^{23} , очевидно, расчёты следует вести с использованием ммоль, мл/ммоль и мг/ммоль.

Дано:

$$N(\text{H}_2\text{S}) = 18 \cdot 10^{20} \text{ (молекул)}$$

$$m(\text{H}_2\text{S}) \text{ — ?}$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) \text{ — ?}$$

Решение:

$$m = M \cdot n, V = V_m \cdot n, n = \frac{N}{N_A}$$

$$M(\text{H}_2\text{S}) = 1 \cdot 2 + 32 = 34 \text{ (мг/ммоль)}$$

$$n(\text{H}_2\text{S}) = 18 \cdot 10^{20} : 6 \cdot 10^{23} = 3 \text{ (ммоль)}$$

$$m(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ мг/ммоль} \cdot 3 \text{ ммоль} = 102 \text{ мг}$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) = 22,4 \text{ мл/ммоль} \cdot 3 \text{ ммоль} = 67,2 \text{ мл}$$

Ответ: $m(\text{H}_2\text{S}) = 102 \text{ мг}$; $V(\text{H}_2\text{S}) = 67,2 \text{ мл}$.

1. Молярный, миллимолярный и киломолярный объёмы газов. 2. Молярный объём газов (при нормальных условиях) равен 22,4 л/моль. 3. Нормальные условия. 4. $n = \frac{V}{V_m}$.

- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

?

- 1 Найдите массу и число молекул при н. у. для: а) 11,2 л кислорода; б) 5,6 м³ азота; в) 22,4 мл хлора.

- 2 Найдите объём, который при н. у. займут:
а) 3 г водорода; б) 96 кг озона; в) $12 \cdot 10^{20}$ молекул азота.
- 3 Найдите плотности (массу 1 л) аргона, хлора, кислорода и озона при н. у. Сколько молекул каждого вещества будет содержаться в 1 л при тех же условиях?
- 4 Рассчитайте массу 5 л (н. у.):
а) кислорода; б) озона; в) углекислого газа CO_2 .
- 5 Укажите, что тяжелее:
а) 5 л сернистого газа (SO_2) или 5 л углекислого газа (CO_2);
б) 2 л углекислого газа (CO_2) или 3 л угарного газа (CO).

Соединения химических элементов

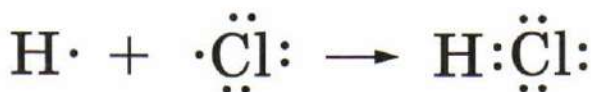
§ 18 Степень окисления

При изучении ионной и ковалентной полярной химических связей вы знакомились со сложными веществами, состоящими из двух химических элементов. Такие вещества называют *бинарными* (от лат. *би* — два) или *двухэлементными*.

Вспомним типичные бинарные соединения, которые мы приводили в качестве примера для рассмотрения механизмов образования ионной и ковалентной полярной химической связи: NaCl — хлорид натрия и HCl — хлороводород. В первом случае связь ионная: атом натрия передал свой внешний электрон атому хлора и превратился при этом в ион с зарядом +1, а атом хлора принял электрон и превратился в ион с зарядом -1. Схематически процесс превращения атомов в ионы можно изобразить так:



В молекуле же хлороводорода HCl химическая связь образуется за счёт спаривания неспаренных внешних электронов и образования общей электронной пары атомов водорода и хлора:



Правильнее представлять образование ковалентной связи в молекуле хлороводорода как перекрывание одно-

электронного s -облака атома водорода с одноэлектронным p -облаком атома хлора:

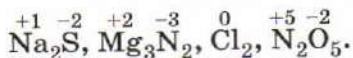


При химическом взаимодействии общая электронная пара смещена в сторону более электроотрицательного атома хлора: $\overset{\delta+}{\text{H}}-\overset{\delta-}{\text{Cl}}$, т. е. электрон не полностью перейдет от атома водорода к атому хлора, а частично, обуславливая тем самым частичный заряд атомов δ (см. § 12): $\text{H}^{+0,18}\text{Cl}^{-0,18}$. Если же представить, что и в молекуле хлороводорода HCl , как и в хлориде натрия NaCl , электрон полностью перешел от атома водорода к атому хлора, то они получили бы заряды $+1$ и -1 : $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}}$. Такие условные заряды называют **степенью окисления**. При определении этого понятия условно предполагают, что в ковалентных полярных соединениях связующие электроны полностью перешли к более электроотрицательному атому, а потому соединения состоят только из положительно и отрицательно заряженных ионов.



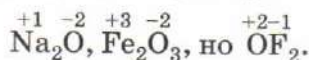
Степень окисления — это условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный на основе предположения, что все соединения (и ионные, и ковалентно-полярные) состоят только из ионов.

Степень окисления может иметь отрицательное, положительное или нулевое значения, которые обычно ставятся над символом элемента сверху, например:

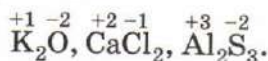


Отрицательное значение степени окисления имеют те атомы, которые приняли электроны от других атомов или к которым смещены общие электронные пары, т. е. атомы более электроотрицательных элементов. Фтор всегда имеет степень окисления -1 во всех соединениях. Кислород, второй после фтора по значению электроотрицательности

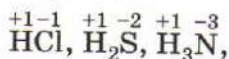
элемент, почти всегда имеет степень окисления -2 , кроме соединений со фтором, например:



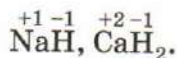
Положительное значение степени окисления имеют те атомы, которые отдают свои электроны другим атомам или от которых оттянуты общие электронные пары, т. е. атомы менее электроотрицательных элементов. Металлы в соединениях всегда имеют положительную степень окисления. У металлов главных подгрупп: I группы (IA группы) во всех соединениях степень окисления равна $+1$, II группы (IIA группы) равна $+2$, III группы (IIIA группы) — $+3$, например:



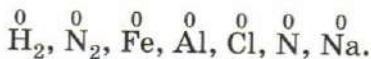
В большинстве соединений атомы водорода имеют степень окисления $+1$, например:



но в соединениях с металлами у водорода степень окисления -1 :



Нулевое значение степени окисления имеют атомы в молекулах простых веществ и атомы в свободном состоянии, например:

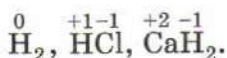


К понятию «степень окисления» близко понятие «валентность», с которым вы знакомились, рассматривая ковалентную химическую связь. Однако это не одно и то же.

Понятие «валентность» применимо для веществ, имеющих молекулярное строение. Подавляющее большинство органических веществ, с которыми вы будете знакомиться в 10 классе, имеет именно такое строение. В курсе основной школы вы изучаете неорганическую химию, предметом которой являются вещества как молекулярного, так и немолекулярного, например ионного, строения. Поэтому предпочтительнее использовать понятие «степень окисления».

Чем же отличается валентность от степени окисления?

Часто валентность и степень окисления численно совпадают, но валентность не имеет знака заряда, а степень окисления — имеет. Например, одновалентный водород имеет следующие степени окисления в различных веществах:

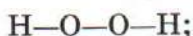


Казалось бы, что одновалентный фтор — самый электроотрицательный элемент — должен иметь полное совпадение значений степени окисления и валентности. Ведь его атом способен образовывать лишь одну-единственную ковалентную связь, так как ему недостаёт до завершения внешнего электронного слоя одного электрона. Однако и здесь наблюдается различие:



Ещё более различаются между собой валентность и степень окисления, если они численно не совпадают. Например:

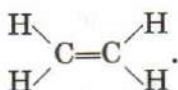
• в пероксиде водорода H_2O_2 степень окисления кислорода равна -1 , а валентность равна II:



• в серном колчедане FeS_2 степень окисления серы равна -1 , а валентность — II:



• в этилене C_2H_4 степень окисления углерода равна -2 , а валентность — IV:



В соединениях суммарная степень окисления всегда равна нулю. Зная это и степень окисления одного из эле-

ментов, можно найти степень окисления другого элемента по формуле, например бинарного соединения. Так, найдём степень окисления хлора в соединении Cl_2O_7 .

Обозначим степень окисления кислорода: $\text{Cl}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$. Следовательно, семь атомов кислорода будут иметь общий отрицательный заряд $(-2) \cdot 7 = -14$. Тогда общий заряд двух атомов хлора будет равен $+14$, а одного атома хлора: $(+14) : 2 = +7$. Следовательно, степень окисления хлора равна $+7$: $\overset{+7}{\text{Cl}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$.

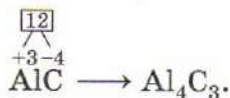
Аналогично, зная степени окисления элементов, можно составить формулу соединения, например карбида алюминия (соединения алюминия и углерода).

1. Запишем знаки алюминия и углерода рядом AlC , причём сначала — знак алюминия, так как это металл, т. е. менее электроотрицательный элемент.

2. Определим по Периодической системе Д. И. Менделеева число внешних электронов: у Al — три электрона, у C — четыре. Атом алюминия отдаст свои три внешних электрона углероду и получит при этом степень окисления $+3$, равную заряду иона. Атом углерода, наоборот, примет недостающие до заветной восьмёрки четыре электрона и получит при этом степень окисления -4 .

3. Запишем эти значения в формулу $\overset{+3}{\text{Al}}\overset{-4}{\text{C}}$.

4. Найдём наименьшее общее кратное (НОК) для них, оно равно 12. Затем рассчитаем индексы, разделив НОК на соответствующие значения степеней окисления,



Нетрудно заметить, что аналогично вы работали с понятием «валентность», когда выводили формулу ковалентного соединения или определяли валентность элемента по формуле его соединения.

Названия бинарных соединений образуют из двух слов — названий входящих в их состав химических элементов. Первое слово обозначает электроотрицательную часть соединения — неметалл, его латинское название

с суффиксом *-ид* стоит всегда в именительном падеже. Второе слово обозначает электроположительную часть — металл или менее электроотрицательный элемент, его название всегда стоит в родительном падеже:

«элемент-ид» + «элемента» (с. о., если переменная).

Например: NaCl — хлорид натрия, MgS — сульфид магния, KH — гидрид калия, CaO — оксид кальция. Если же электроположительный элемент проявляет разные степени окисления, то это отражают в названии, обозначив степень окисления римской цифрой, которую ставят в конце названия, например: FeO^{+2-2} — оксид железа (II) (читают «оксид железа два»), $\text{Fe}_2\text{O}_3^{+2-2}$ — оксид железа (III) (читают «оксид железа три»).

Если соединение состоит из двух элементов-неметаллов, то к названию более электроотрицательного из них прибавляют суффикс *-ид*, второй компонент ставится после этого в родительном падеже. Например: OF_2^{+2-1} — фторид кислорода (II), SO_2^{+4-2} — оксид серы (IV) и SO_3^{+6-2} — оксид серы (VI).

В некоторых случаях число атомов элементов обозначают при помощи названий числительных на греческом языке — моно, ди, три, тетра, пента, гекса и т. д. Например: CO^{+2-2} — монооксид углерода, или оксид углерода (II), CO_2^{+4-2} — диоксид углерода, или оксид углерода (IV), PbCl_4^{+4-1} — тетрахлорид свинца, или хлорид свинца (IV).

Чтобы химики разных стран понимали друг друга, потребовалось создание единой терминологии и номенклатуры веществ. Принципы химической номенклатуры были впервые разработаны французскими химиками А. Лавуазье, А. Фуркруа, Л. Гитоном де Мерво и К. Бертолле в 1785 г. В настоящее время Международный союз теоретической и прикладной химии (ИЮПАК) координирует деятельность учёных разных стран и издаёт рекомендации по номенклатуре веществ и терминологии, используемой в химии.

1. Бинарные, или двухэлементные, соединения.
2. Степень окисления. 3. Химическая номенклатура.
4. Определение степеней окисления элементов по формуле. 5. Составление формул бинарных соединений по степеням окисления элементов.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Запишите формулы оксидов азота (II), (V), (I), (III), (IV).
- 2 Дайте названия бинарных соединений, формулы которых:
а) Cl_2O_7 , Cl_2O , ClO_2 ; б) FeCl_2 , FeCl_3 ; в) MnS , MnO_2 , MnF_4 , MnO , MnCl_4 ; г) Cu_2O , Mg_2Si , SiCl_4 , Na_3N , FeS .
- 3 Найдите по справочникам и словарям всевозможные названия веществ с формулами: а) CO_2 и CO ; б) SO_2 и SO_3 . Объясните их этимологию. Дайте по два названия этих веществ по международной номенклатуре в соответствии с правилами, изложенными в параграфе.
- 4 Какое ещё название можно дать аммиаку H_3N ?
- 5 Найдите объём, который имеют при н. у. 17 г сероводорода. Сколько молекул его содержится в этом объёме?
- 6 Вычислите массу 33,6 м³ метана CH_4 при н. у. и определите число его молекул, содержащееся в этом объёме.
- 7 Определите степень окисления углерода и запишите структурные формулы следующих веществ, зная, что углерод в органических соединениях всегда четырёхвалентен: метана CH_4 , тетрахлорметана CCl_4 , этана C_2H_4 , ацетилена C_2H_2 .

§ 19

Важнейшие классы бинарных соединений — оксиды и летучие водородные соединения



Оксиды — это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых — кислород в степени окисления -2 .

Оксиды — широко распространённый в природе класс неорганических соединений. К оксидам относят такие хорошо известные соединения, как песок (диоксид кремния SiO_2 с небольшим количеством примесей), вода (оксид водорода H_2O), углекислый газ (диоксид углерода CO_2), глина (оксид алюминия с небольшим количеством других соединений) и т. д. Большинство руд чёрных металлов содержат оксиды, например красный железняк — Fe_2O_3 и магнитный железняк — Fe_3O_4 .

Среди оксидов есть твёрдые при обычных условиях вещества — SiO_2 , Fe_2O_3 , жидкие — H_2O и газообразные — CO , CO_2 . Познакомимся с важнейшими из них.

Вода H_2O . Это самое удивительное, самое распространённое и самое необходимое вещество на нашей планете.

Почти три четверти поверхности земного шара занято водой морей и океанов. Льдом покрыто 20% суши: ледники гор, арктическая и антарктическая шапки планеты (рис. 53).

Вода влияет на климат планеты, потому что она обладает очень большой теплоёмкостью. Нагреваясь, вода поглощает теплоту, а остывая, отдаёт тепло, тем самым «выравнивая» климат. А от космического холода предохраняют Землю те молекулы воды, которые рассеяны в атмосфере — в облаках в виде пара...

Вода составляет до 80% массы клетки и выполняет в ней чрезвычайно важные функции: определяет объём и упругость клеток, транспортирует в клетку и из неё растворённые вещества, предохраняет клетку от резких колебаний температур. Тело человека на $\frac{2}{3}$ состоит из воды.

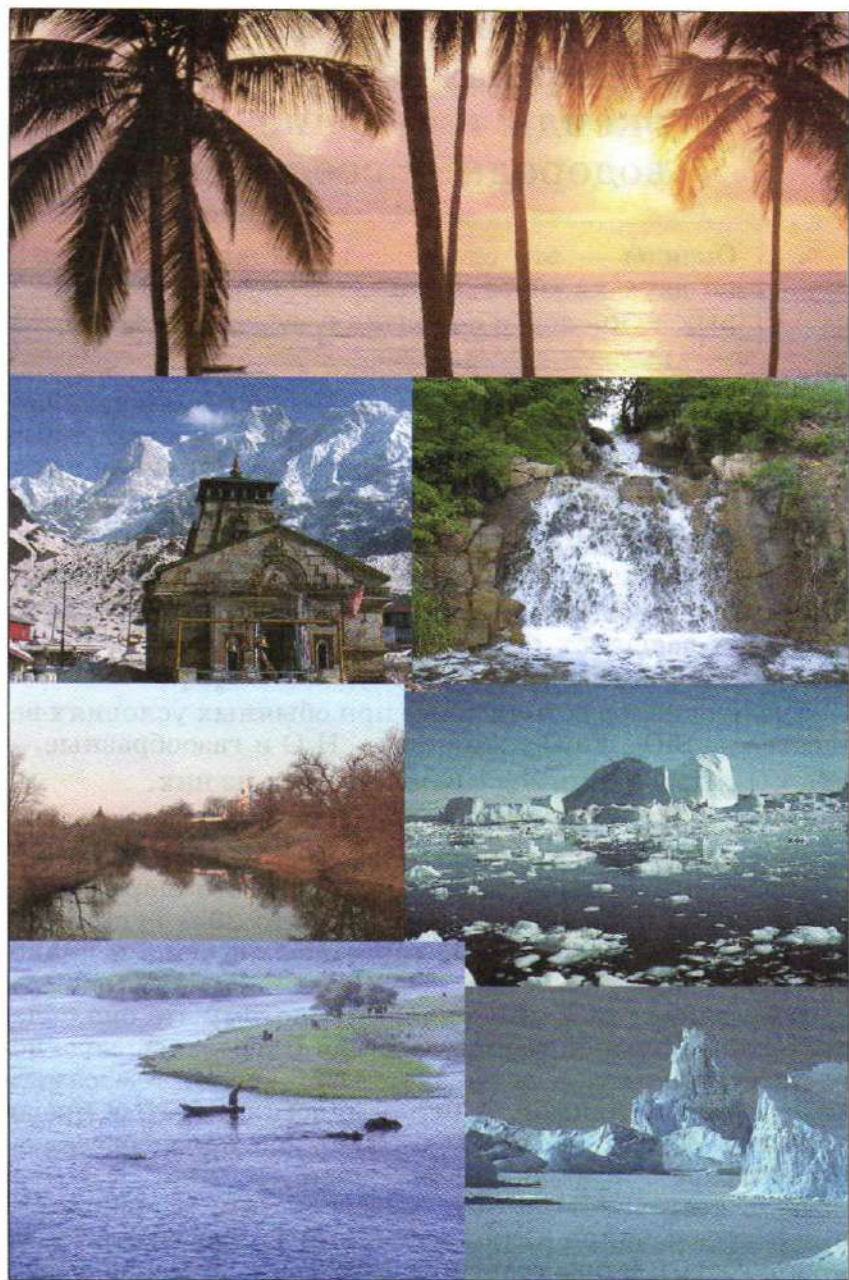


Рис. 53. Вода на Земле

Почти все химические реакции в живой клетке протекают в водных растворах. Большинство реакций, используемых в технологических процессах на предприятиях химической, фармацевтической и пищевой промышленности, происходит также в водных растворах.

Без воды невозможно представить жизнь человека, который потребляет её для самых разных бытовых нужд (рис. 54).

На вопрос: «Много ли воды на Земле?» — однозначно ответить трудно: и очень много, и очень мало одновременно. Почему много — очевидно: океаны, ледники, реки, дожди... А вот почему мало? Во-первых, потому, что потребности человечества в воде сегодня уже сравнимы с возобновляемыми ресурсами пресной воды на нашей планете. Во-вторых, осуществляя производственные процессы, мы больше загрязняем воду, чем очищаем её. В-третьих, большая часть земной воды — это не просто

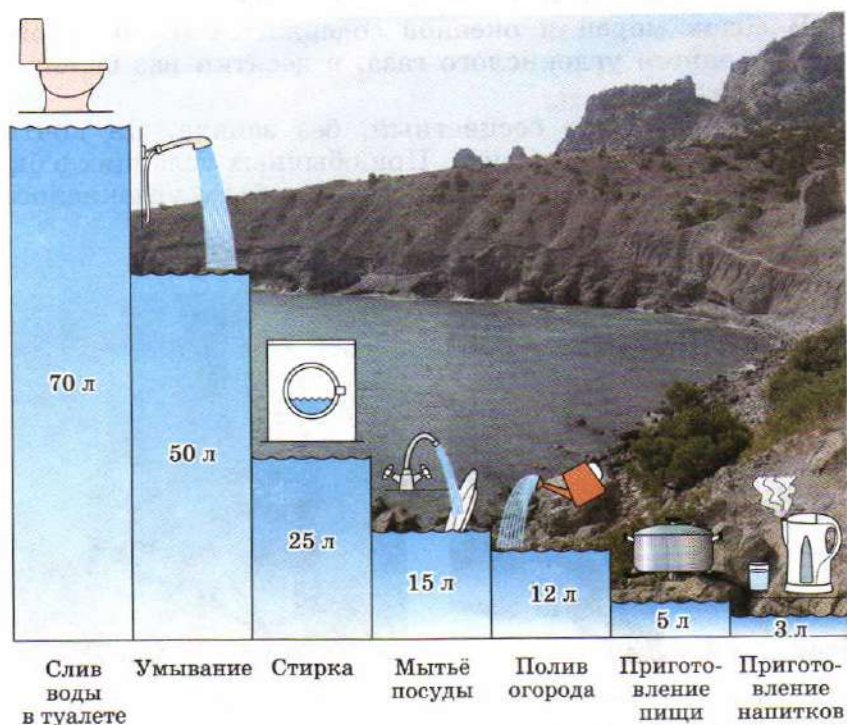


Рис. 54. Потребление воды человеком

вода, а концентрированные солевые и иные растворы. В-четвёртых, очень много пресной воды мы расходует бездумно и напрасно. Поэтому необходимо беречь воду.

Углекислый газ CO_2 — диоксид углерода. В воздухе всегда содержится около 0,03% (по объёму) углекислого газа. Содержание его в воздухе непостоянное. Воздух в городах, особенно вблизи заводов и фабрик, содержит несколько больше углекислого газа, чем воздух в сельской местности.

Образуется углекислый газ при дыхании и сгорании топлива, а также при тлении и гниении различных органических веществ. В воде многих минеральных источников содержится значительное количество растворённого углекислого газа. Один из таких источников минеральной воды (нарзан) находится в Кисловодске. Ежедневно этот источник выносит около двух с половиной миллионов литров минеральной воды, содержащей до 5 г свободного углекислого газа в каждом литре.

В водах морей и океанов содержится очень много растворённого углекислого газа, в десятки раз больше, чем в воздухе.

Углекислый газ бесцветный, без запаха. Он почти в 1,5 раза тяжелее воздуха. При обычных условиях в одном объёме воды растворяется один объём углекислого газа.



Рис. 55. Сухой лёд используют для хранения мороженого



Рис. 56. Для приготовления газированных напитков необходим углекислый газ

При увеличении давления до 60 атм он превращается в бесцветную жидкость. При испарении жидкого углекислого газа часть его может превратиться в твёрдую снегообразную массу. Её прессуют и получают так называемый сухой лёд, который при обычном давлении возгоняется, не плавясь, причём температура его понижается до $-78,5\text{ }^{\circ}\text{C}$. Поэтому сухой лёд в основном применяют для хранения пищевых продуктов, и в первую очередь мороженого (рис. 55). Наиболее широко CO_2 используют при изготовлении газированных напитков (рис. 56).

Углекислый газ не поддерживает горения и потому применяется для тушения пожаров (рис. 57).

Негашёная известь CaO . Это белое тугоплавкое вещество, которое энергично взаимодействует с водой («гасится» ею), образуя при этом гашёную известь. Применяется негашёная известь в строительстве для получения вяжущих материалов.

Основную массу земной коры — литосферы — образуют **оксид кремния (IV) (SiO_2)** и **оксид алюминия (Al_2O_3)**,



Рис. 57. Тушение пожара с помощью углекислотного огнетушителя



Рис. 58. Разновидности оксида кремния (IV):
a — аметист; *б* — кварц; *в* — опал; *г* — агат; *д* — кремнезём

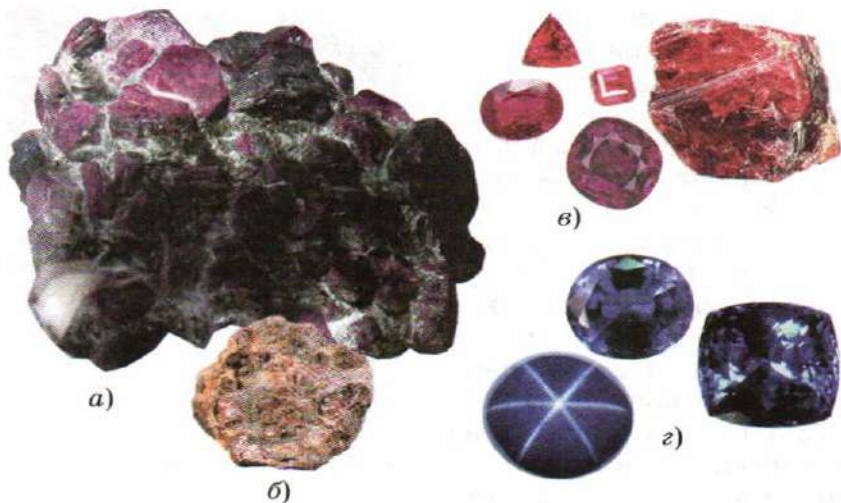


Рис. 59. Разновидности оксида алюминия:
a — корунд; *б* — боксит; *в* — рубин; *г* — сапфир

которые входят в состав многих минералов и горных пород, а также образуют минералы, почти полностью состоящие из этих оксидов. Так, оксид кремния (IV) образует кварц, кварцевый песок, кремнезём, горный хрусталь и др. (рис. 58), а оксид алюминия — рубин, сапфир, основную массу особых глин — бокситов и др. (рис. 59).

Лабораторный опыт № 7

Ознакомление с коллекцией оксидов

Ознакомьтесь с коллекцией оксидов. Запишите формулы представленных в ней оксидов. Опишите их физические свойства.

Другим важнейшим классом бинарных соединений являются **водородные соединения элементов — гидриды и летучие водородные соединения.**

Гидриды металлов IA и IIA групп Периодической системы — твёрдые, нелетучие и тугоплавкие вещества, в которых атомы водорода и металла связаны между собой ионной связью. Например, NaN , CaH_2 .

Более известны благодаря широкому применению в промышленности и в быту соединения неметаллов с водородом. Это летучие вещества, как правило газы, хорошо растворимые в воде. К этому классу веществ относится и вода, хотя является жидкостью в обычных условиях.

Рассмотрим летучие водородные соединения на примере хлороводорода HCl и аммиака H_3N (чаще встречается традиционная запись — NH_3).

Хлороводород HCl — это бесцветный газ, тяжелее воздуха, хорошо растворим в воде. В одном объёме воды при обычных условиях может раствориться около 500 объёмов хлороводорода. На открытом воздухе хлороводород притягивает находящиеся в воздухе пары воды, образуя туманное облако, состоящее из мельчайших капелек, поэтому говорят, что хлороводород на воздухе «дымит».

Раствор хлороводорода в воде называют *соляной кислотой*. Это бесцветная, дымящаяся на воздухе жидкость несколько тяжелее воды. У людей и животных соляная кислота содержится в желудочном соке, она создаёт своеобразный барьер для микробов, попадающих в желудок вместе с пищей.

Аммиак NH_3 — бесцветный газ со своеобразным резким запахом. Он почти в два раза легче воздуха. Растворимость аммиака в воде очень велика — в одном объёме воды растворяется при обычных условиях 700 объёмов аммиака. Раствор аммиака в воде называют *нашатырным спиртом*, который широко используется в медицине. Аммиак выделяется при гниении органических веществ, содержащих азот.



Лабораторный опыт № 8

Ознакомление

со свойствами аммиака

Ознакомьтесь со свойствами аммиака, выданного вам в ампуле в виде водного раствора. Для этого вскройте ампулу, соблюдая правила техники безопасности. Крепко возьмите ампулу двумя пальцами, постучите по верхней части её указательным пальцем другой руки, надрежьте

наконечник ампулы специальной пилочкой, накройте его носовым платком или кусочком ткани и отломайте его. Осторожно понюхайте нашатырный спирт, отметьте характер запаха. Как это свойство используется в медицине?

1. Оксиды. 2. Вода. 3. Углекислый газ. 4. Негашёная известь. 5. Гидриды. 6. Летучие водородные соединения. 7. Хлороводород и соляная кислота. 8. Аммиак и нашатырный спирт.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Выпишите из приведённого ниже перечня формул в два столбика формулы оксидов металлов и оксидов неметаллов и дайте их названия: Na_2O , N_2O_5 , NaOH , HNO_3 , CuO , SO_2 , SCl_2 , Cl_2O_7 , FeS , Fe_2O_3 , Cu_2O , CuF_2 , P_2O_5 .
- 2 Какие из перечисленных ниже названий соответствуют формуле H_2O : оксид водорода, гидрид кислорода, пероксид водорода, водород, вода, кислородный водород?
- 3 Найдите плотность (массу 1 л) при н. у.: а) аммиака; б) хлороводорода; в) углекислого газа.
- 4 Сколько молекул каждого вещества содержится в 1 г CO_2 , HCl , NH_3 ?
- 5 Выпишите из текста параграфа все приведённые в нём формулы веществ и дайте их названия по международной номенклатуре.
- 6 Как следует располагать сосуд для собирания аммиака и углекислого газа — вверх или вниз дном? Почему?

§ 20 Основания

Кроме бинарных соединений, существуют сложные вещества, например основания, которые состоят из трёх элементов: металла, кислорода и водорода.

Водород и кислород в них входят в виде *гидроксо-*группы OH^- , которая имеет суммарный заряд 1^- : OH^- . Следовательно, гидроксогруппа OH^- представляет собой ион, только не простой, как Na^+ или Cl^- , а сложный — OH^- — *гидроксид-ион*.



Основания — это сложные вещества, состоящие из ионов металлов и связанных с ними гидроксид-ионов.

Если заряд иона металла 1^+ , то, разумеется, с ионом металла связана одна группа OH^- , если 2^+ , то две группы OH^- и т. д. Следовательно, состав оснований можно записать общей формулой: $\text{M}(\text{OH})_n$, где M — металл, n — число групп OH^- и в то же время численное значение заряда иона (степени окисления) металла. Например:



Названия оснований состоят из слова *гидроксид* и наименования металла в родительном падеже:

«гидроксид» + «металл[а]» (с. о., если переменная).

Например, NaOH — гидроксид натрия, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — гидроксид кальция.

Если же металл проявляет переменную степень окисления, то её величину так же, как и для бинарных соединений, указывают римской цифрой в скобках и произносят в конце названия основания, например: CuOH — гидроксид меди (I) (читают «гидроксид меди один»); $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — гидроксид меди (II) (читают «гидроксид меди два»).

По отношению к воде основания делят на две группы: *растворимые*, или *щёлочи*, NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KOH ,

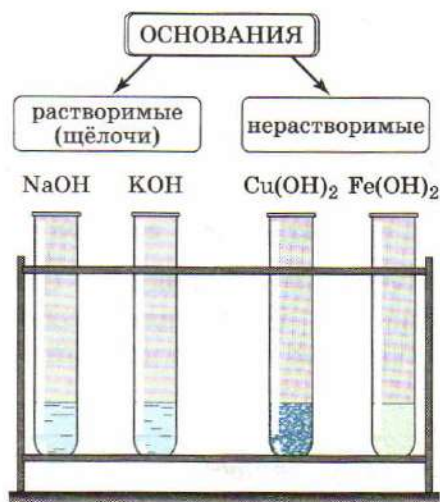


Рис. 60. Растворимые и нерастворимые основания

$\text{Ba}(\text{OH})_2$ и *нерастворимые* $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (рис. 60). О том, растворимо основание или нерастворимо в воде, можно узнать с помощью таблицы «Растворимость оснований, кислот и солей в воде».

Познакомимся с некоторыми щелочами.

Гидроксид натрия NaOH — твёрдое белое вещество, гигроскопичное и поэтому расплывающееся на воздухе; хорошо растворяется в воде, при этом выделяется теплота. Раствор гидроксида

натрия в воде мылкий на ощупь и очень едкий. Он разъедает кожу, ткани, бумагу и другие материалы, поэтому гидроксид натрия называют *едкий натр*. С гидроксидом натрия и его растворами надо обращаться осторожно, чтобы они не попали на одежду, а тем более на руки и лицо. На коже от этого вещества образуются долго не заживающие раны. Гидроксид натрия применяют в мыловарении, кожевенной и фармацевтической промышленности.

Гидроксид калия KOH — твёрдое белое вещество, которое хорошо растворяется в воде с выделением большого количества теплоты. Раствор гидроксида калия, как и раствор едкого натра, мылок на ощупь и очень едок. Поэтому гидроксид калия иначе называют *едкое кали*. Применяют его в качестве добавки при производстве мыла, тугоплавкого стекла.

Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, или *гашёная известь*, — рыхлый белый порошок, немного растворимый в воде (в таблице растворимости против формулы $\text{Ca}(\text{OH})_2$ стоит буква М, что означает малорастворимое вещество). Получается при взаимодействии негашёной извести CaO с водой. Этот процесс называют гашением. Гидроксид кальция применяют в строительстве при клад-



Рис. 61. Качественная реакция на углекислый газ

ке и штукатурке стен, для побелки деревьев, для получения хлорной извести — дезинфицирующего средства.

Прозрачный раствор гидроксида кальция называют *известковой водой*. При пропускании через известковую воду углекислого газа CO_2 она мутнеет (рис. 61). Такой опыт служит для распознавания углекислого газа.



Реакции, с помощью которых распознают определённые вещества, называют **качественными реакциями**.



Лабораторный опыт № 9

Качественная реакция на углекислый газ

Повторите опыт, приведённый на рисунке 61. Используйте в качестве трубки соломку для соков. Углекислый газ через прозрачную известковую воду продувайте осторожно и не торопясь. Что наблюдаете?

Для щелочей тоже существуют качественные реакции, с помощью которых растворы щелочей можно распознать среди растворов других веществ. Это реакции

щелочей с веществами — **индикаторами** (в пер. с лат. — указатели). Если к раствору щёлочи добавить 1—2 капли раствора индикатора, то он изменит свой цвет. В таблице 4 приведены названия индикаторов и указано изменение их окраски в нейтральной, в щелочной и в кислотной средах. С кислотами — другим классом сложных веществ — вы познакомитесь на следующем уроке.

ИЗМЕНЕНИЕ ОКРАСКИ ИНДИКАТОРОВ
В ЗАВИСИМОСТИ ОТ СРЕДЫ

Таблица 4

| Название индикатора | Окраска индикатора в нейтральной среде | Окраска индикатора в щелочной среде | Окраска индикатора в кислотной среде |
|---------------------|--|-------------------------------------|--------------------------------------|
| Лакмус | Фиолетовая | Синяя | Красная |
| Метиловый оранжевый | Оранжевая | Жёлтая | Красно-розовая |
| Фенолфталеин | Бесцветная | Малиновая | Бесцветная |

1. Гидроксид-ион. 2. Основания. 3. Растворимые (щёлочи) и нерастворимые основания. 4. Едкий натр. 5. Едкое кали. 6. Гашёная известь и известковая вода. 7. Качественные реакции. 8. Индикаторы: лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Почему гидроксиды натрия и калия называют едкими щелочами?

- 2 Составьте химические формулы оснований для хрома (II) и меди (I), назовите их. Изменяют ли окраску индикаторов эти вещества? Почему?
- 3 Составьте формулы оксидов, соответствующих веществам, формулы которых: $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, и дайте их названия.
- 4 Каким из оксидов, формулы которых: CO_2 , CuO , Cl_2O_7 , P_2O_5 , FeO , MgO , соответствуют основания? Запишите формулы этих оснований и дайте их названия.
- 5 Рассчитайте количество вещества, которое соответствует: а) 120 г гидроксида натрия; б) 49 г гидроксида меди (II).
- 6 Найдите массу 5 моль гидроксида железа (II) и 0,5 моль гидроксида железа (III).

§ 21 Кислоты

С одним из представителей веществ этого класса вы уже познакомились, когда рассматривали летучие водородные соединения на примере хлороводорода HCl . Раствор его в воде и представляет собой соляную кислоту. Она имеет ту же формулу HCl . Аналогично при растворении в воде другого летучего водородного соединения — сероводорода H_2S — образуется раствор сероводородной кислоты с формулой H_2S .

Молекулы этих кислот состоят из двух элементов, т. е. они являются бинарными соединениями. Однако к классу кислот относят также и соединения, состоящие из большего числа химических элементов. Как правило, третьим элементом, входящим в состав кислоты, является кислород. Поэтому такие кислоты называют *кислородсодержащими*, в отличие от HCl и H_2S , которые называют *бескислородными*. Перечислим некоторые кислородсодержащие кислоты.

Азотная кислота — HNO_3 .

Азотистая кислота — HNO_2 .

Серная кислота — H_2SO_4 .

Сернистая кислота — H_2SO_3 .

Угольная кислота — H_2CO_3 .

Кремниевая кислота — H_2SiO_3 .

Фосфорная кислота — H_3PO_4 .

Обратите внимание, что все кислоты (и кислородсодержащие, и бескислородные) обязательно содержат водород, который в формуле записывают на первом месте. Всю остальную часть формулы называют *кислотным остатком*. Например, у HCl кислотным остатком является Cl , а у H_3PO_4 кислотный остаток PO_4 .



Кислотами называют сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотного остатка.

Как правило, кислотные остатки образуют элементы-неметаллы.

По формулам кислот можно определить степени окисления атомов химических элементов, образующих кислоты.

Для бинарных кислот это сделать просто. Так как у водорода степень окисления $+1$, то в соединении HCl у хлора степень окисления -1 , а в соединении H_2S у серы степень окисления -2 .

Несложно будет рассчитать и степени окисления атомов элементов-неметаллов, образующих кислотные остатки кислородсодержащих кислот. Нужно только помнить, что суммарная степень окисления атомов всех элементов в соединении равна нулю, а степени окисления водорода $+1$ и кислорода -2 . Тогда, например, по формуле серной кислоты H_2SO_4 можно составить уравнение:

$$(+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0,$$

где x — степень окисления серы, откуда $x = +6$. Отсюда формула серной кислоты с проставленными степенями окисления принимает вид H_2SO_4 .

Зная степень окисления элемента-неметалла, образующего кислотный остаток кислородсодержащей кислоты, можно определить, какой оксид ей соответствует.

Например, серной кислоте $\overset{+1+6-2}{\text{H}_2\text{SO}_4}$, в которой у серы степень окисления равна +6, соответствует оксид серы (VI) $\overset{+6}{\text{SO}_3}$; азотной кислоте $\overset{+1+5-2}{\text{HNO}_3}$, в которой у азота степень окисления равна +5, соответствует оксид азота (V) $\overset{+5}{\text{N}_2\text{O}_5}$.

По формулам кислот можно также определить и общий заряд, который имеют кислотные остатки. Заряд кислотного остатка всегда отрицателен и равен числу атомов водорода в кислоте. Число атомов водорода в кислоте называют *основностью*. Для *одноосновных* кислот, содержащих один атом водорода, например HCl и HNO_3 , заряды ионов кислотных остатков, которые они образуют в растворе, равны 1^- , т. е. Cl^- и NO_3^- . Для *двухосновных* кислот, например H_2SO_4 и H_2S , заряды кислотных остатков равны 2^- , т. е. SO_4^{2-} и S^{2-} . Кислотный остаток, например $(\overset{+6-2}{\text{SO}_4})^{2-}$, имеет общий заряд 2^- и представляет собой сложный ион, который образуется при растворении кислоты в воде.

Бинарные бескислородные кислоты HCl и H_2S образуют в водных растворах *простые ионы* Cl^- и S^{2-} , а кислородсодержащие кислоты образуют *сложные ионы*, например NO_3^- и SO_4^{2-} .

Для того чтобы различать степени окисления и заряды ионов, условились записывать знак «+» или «-» перед цифрой, указывающей величину заряда степени окисления¹: P, но после цифры, указывающей величину заряда иона²: PO_4^{3-} . И ещё: единичный заряд степени окисления обозначают цифрой +1 или -1, а единичный заряд иона — только знаками «+» или «-». Например, степень окисления Cl, а заряд иона Cl^- .

Познакомимся с некоторыми из кислот.

В природе встречается много кислот: лимонная кислота в лимонах, яблочная кислота в яблоках, щавелевая кислота в листьях щавеля, муравьиная кислота в пчелином

¹ Степень окисления записывают над символом элемента.

² Заряд иона записывают справа от символа химического элемента.



Рис. 62. Кислоты в природе

яде и жгучих волосках крапивы (рис. 62). Муравьи защищаются от врагов, разбрызгивая едкие капельки, содержащие муравьиную кислоту.

При скисании виноградного сока получается уксусная кислота, а при скисании молока — молочная кислота (рис. 63). Она же образуется при квашении капусты и при силосовании кормов для скота. В быту часто применяют лимонную и уксусную кислоты. Употребляемый в пищу уксус — это раствор уксусной кислоты.



Рис. 63. Кислоты в продуктах питания

Многие кислоты, например серная и соляная, нужны в народном хозяйстве в огромных количествах.

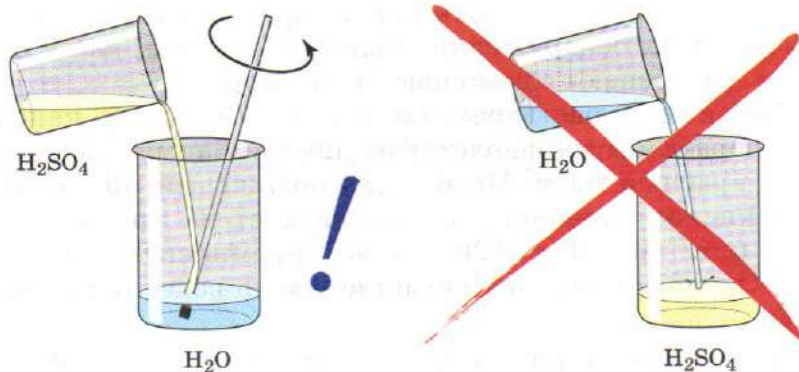


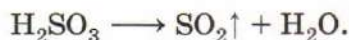
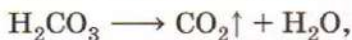
Рис. 64. Разбавление концентрированной серной кислоты водой

Серная кислота H_2SO_4 — бесцветная жидкость, вязкая, как масло, не имеющая запаха, почти вдвое тяжелее воды. Серная кислота поглощает влагу из воздуха и других газов. Это свойство серной кислоты используют для осушения некоторых газов.

При смешивании серной кислоты с водой выделяется большое количество теплоты. Если воду вливать в серную кислоту, то вода, не успев смешаться с кислотой, может закипеть и выбросить брызги серной кислоты на лицо и руки работающего. **Чтобы этого не случилось, при растворении серной кислоты нужно вливать её тонкой струей в воду и перемешивать** (рис. 64).

Серная кислота обугливает древесину, кожу, ткани. Если в пробирку с серной кислотой опустить лучинку, то происходит химическая реакция — лучинка обугливается. Теперь понятно, как опасно попадание брызг серной кислоты на кожу человека и одежду.

Угольная и сернистая кислоты — H_2CO_3 и H_2SO_3 — в свободном виде не существуют, так как они разлагаются на воду и соответствующий оксид (газ):



Растворы всех кислот кислые, но распознавать концентрированные кислоты на вкус не решится ни один

химик — это опасно. Есть более эффективные и безопасные способы обнаружения кислот. Их так же, как и щёлочи, распознают с помощью индикаторов.

Добавим к растворам кислот по несколько капель раствора лакмуса фиолетового цвета. Лакмус окрасится в красный цвет. Метиловый оранжевый при действии кислот изменяет оранжевый цвет на красно-розовый (см. табл. 4 в § 20). А вот кремниевую кислоту H_2SiO_3 , поскольку она нерастворима в воде, так распознавать нельзя.

Кроме этих индикаторов химики используют множество других, в том числе и смеси различных индикаторов. Наиболее удобен универсальный индикатор, который представляет собой смесь индикаторов, нанесённую на специальные бумажные полоски. Изменение цвета при помещении такой полоски в испытуемый раствор сигнализирует не только о том, является ли среда раствора нейтральной, щелочной или кислотной, но также и о том, насколько значительны его кислотность или щёлочность, которые оцениваются по специальной шкале (рис. 65). Эта шкала нанесена на упаковку полосок универсальной индикаторной бумаги. Она называется шкалой рН (читается «пэ-аш»). Значение рН *нейтральной среды* (например, дистиллированной воды) равно 7,0 ($\text{pH} = 7,0$). В *кислотной среде* рН меньше 7,0 ($\text{pH} < 7,0$), и чем меньше эта величина, тем выше кислотность раствора. В *щелочной среде* рН больше

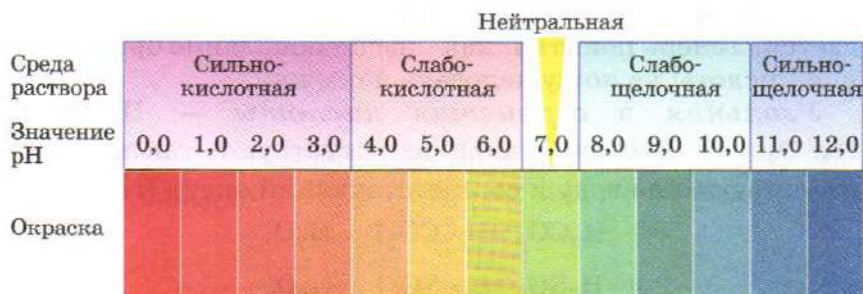


Рис. 65. Шкала рН и окраска универсального индикатора в разных средах

7,0 ($\text{pH} > 7,0$), и чем больше эта величина, тем выше щёлочность раствора. Изменение цвета полоски, помещённой в испытуемый раствор, затем сравнивают со шкалой.



Лабораторный опыт № 10

Определение pH растворов кислоты, щёлочи и воды

Нанесите на полоску универсальной индикаторной бумаги с помощью пипетки или стеклянной палочки по капле выданных вам растворов кислот, щелочей, воды. Сравните изменение цвета со шкалой, определите среду растворов и значения их pH .



Лабораторный опыт № 11

Определение pH лимонного и яблочного соков на срезе плодов

Без проведения эксперимента мы знаем, что лимон кислее яблока. Тем не менее приложите полоски универсальной индикаторной бумаги к свежему срезу лимона и яблока и подтвердите эту аксиому количественно, т. е. укажите значения pH для сока лимона и яблока.

1. Кислоты кислородсодержащие и бескислородные. 2. Кислотные остатки и основность кислот. 3. Сложные и простые ионы. 4. Соляная, сероводородная, серная, сернистая, угольная, азотная, азотистая, фосфорная и кремниевая кислоты. 5. Непрочные кислоты: угольная и сернистая. 6. Нерастворимая кремниевая кислота. 7. Изменение окраски индикаторов в кислотной среде. 8. Универсальный индикатор. 9. Шкала pH .



1

Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2

Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Дайте характеристику фосфорной кислоты по плану: а) формула; б) наличие кислорода; в) основность; г) растворимость; д) степени окисления элементов, образующих кислоту; е) заряд иона, образуемого кислотным остатком; ж) соответствующий оксид.
- 2 Почему нельзя приливать воду в серную кислоту для её разбавления?
- 3 Составьте химические формулы кислот, соответствующих оксидам, формулы которых: N_2O_3 , CO_2 , P_2O_5 , SiO_2 , SO_2 . Дайте названия всех веществ.
- 4 Вычислите количество вещества, соответствующее: а) 490 г серной кислоты H_2SO_4 ; б) 9,8 г фосфорной кислоты H_3PO_4 .

§ 22 Соли



Соли — это сложные вещества, состоящие из ионов металлов и кислотных остатков.

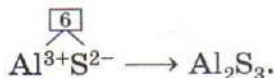
Как видно из определения, соли по составу похожи на кислоты, только вместо атомов водорода они содержат ионы металла. Поэтому их можно также назвать продуктами замещения атомов водорода в кислоте на ионы металла. Например, всем известная поваренная соль $NaCl$ может быть рассмотрена как продукт замещения водорода в соляной кислоте HCl на ион натрия.

Заряд иона натрия $1+$, а заряд иона хлора $1-$. Так как соединение электронейтрально, формула поваренной соли Na^+Cl^- . Если же надо вывести формулу сульфида алюминия (III), поступают следующим образом.

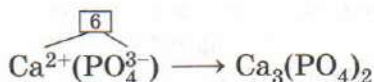
1. Обозначают заряды ионов, из которых состоит соединение: $Al^{3+}S^{2-}$. Заряд иона алюминия $3+$, а заряд иона серы можно определить по формуле соответствующей сероводородной кислоты H_2S , он равен $2-$.

2. Находят наименьшее общее кратное числовых значений зарядов ионов алюминия и серы (3 и 2), оно равно 6 .

3. Находят индексы, разделив наименьшее общее кратное на величины зарядов, и записывают формулу:



Аналогично выводят формулы солей кислородсодержащих кислот, имеющих сложные ионы. Выведем, например, формулу кальциевой соли фосфорной кислоты — фосфата кальция. По таблице Менделеева определим заряд иона кальция как элемента главной подгруппы II группы (IIА группы): 2+. По формуле фосфорной кислоты H_3PO_4 определим заряд иона, образованного кислотным остатком: PO_4^{3-} . Отсюда формула фосфата кальция имеет вид



(читают «кальций три, пэ-о-четыре дважды»).

Нетрудно заметить, что при выведении формул солей по зарядам ионов вы должны действовать так же, как при выведении формул бинарных соединений по валентности и по степеням окисления образующих их элементов.

Как образуют названия солей бескислородных кислот, вы уже рассмотрели, когда знакомились с номенклатурой бинарных соединений: соли HCl называют хлоридами, а соли H_2S — сульфидами.

Названия солей кислородсодержащих кислот составляют из двух слов: названия иона, образованного кислотным остатком, в именительном падеже и названия иона металла — в родительном. Названия ионов кислотных остатков составляют, в свою очередь, из корней названий элементов, с суффиксами *-ат* для высшей степени окисления и *-ит* для низшей степени окисления атомов элемента-неметалла, образующего сложный ион остатка кислородсодержащей кислоты. Например, соли азотной кислоты HNO_3 называют нитратами: KNO_3 — нитрат калия, а соли азотистой кислоты HNO_2 — нитритами: $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ — нитрит кальция. Если же металл проявляет различные степени окисления, то их указывают

в скобках римской цифрой, например: $\text{Fe}^{2+}\text{SO}_3$ — сульфит железа (II) и $\text{Fe}^{3+}(\text{SO}_4)_3$ — сульфат железа (III).

Номенклатура солей приведена в таблице 5.

По растворимости в воде соли делят на растворимые (Р), нерастворимые (Н) и малорастворимые (М). Для определения растворимости солей используют таблицу растворимости кислот, оснований и солей в воде. Если под рукой нет этой таблицы, можно воспользоваться приведенными ниже правилами. Их легко запомнить.

1. Растворимы все соли азотной кислоты — нитраты.

2. Растворимы все соли соляной кислоты — хлориды, кроме AgCl (Н), PbCl_2 (М).

3. Растворимы все соли серной кислоты — сульфаты, кроме BaSO_4 (Н), PbSO_4 (Н), CaSO_4 (М), Ag_2SO_4 (М).

4. Растворимы соли натрия и калия.

5. Не растворяются все фосфаты, карбонаты, силикаты и сульфиды, кроме этих солей для Na^+ и K^+ .

Рассмотрим растворимую натриевую соль бескислородной соляной кислоты — хлорид натрия NaCl и нера-

НОМЕНКЛАТУРА СОЛЕЙ

Таблица 5

| Название и формула кислоты | Формула иона кислотного остатка | Название соли | Формула (пример) |
|---|---------------------------------|---------------|------------------------------|
| Азотистая, HNO_2 | NO_2^- | Нитриты | KNO_2 |
| Азотная, HNO_3 | NO_3^- | Нитраты | $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ |
| Хлороводородная (соляная), HCl | Cl^- | Хлориды | FeCl_3 |
| Сернистая, H_2SO_3 | SO_3^{2-} | Сульфиты | K_2SO_3 |
| Серная, H_2SO_4 | SO_4^{2-} | Сульфаты | Na_2SO_4 |
| Сероводородная, H_2S | S^{2-} | Сульфиды | FeS |
| Фосфорная, H_3PO_4 | PO_4^{3-} | Фосфаты | $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ |
| Угольная, H_2CO_3 | CO_3^{2-} | Карбонаты | CaCO_3 |
| Кремниевая, H_2SiO_3 | SiO_3^{2-} | Силикаты | Na_2SiO_3 |

створимые кальциевые соли угольной и фосфорной кислот — карбонат кальция CaCO_3 и фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.



Лабораторный опыт № 12

Ознакомление с коллекцией солей

Ознакомьтесь с коллекцией выданных вам образцов солей. Запишите их формулы, охарактеризуйте физические свойства, в том числе и растворимость в воде. Рассчитайте молекулярные (молярные) массы солей, а также массовые доли образующих их элементов. Найдите массу 2 моль каждой соли.

Хлорид натрия NaCl — хорошо растворимая в воде соль, известна под названием *поваренная соль*. Без этой соли невозможна жизнь растений, животных и человека, так как она обеспечивает важнейшие физиологические процессы в организмах: в крови соль создаёт необходимые условия для существования красных кровяных телец, в мышцах обуславливает способность к возбудимости, в желудке образует соляную кислоту, без которой было бы невозможным переваривание и усвоение пищи. Необходимость соли для жизни была известна со времён глубочайшей древности. Значение соли отражено в многочисленных пословицах, поговорках, обычаях. «Хлеб да соль» — вот одно из пожеланий, которым русские люди с давних пор обменивались друг с другом во время приёма пищи, подчёркивая равноценное с хлебом значение соли. Хлеб и соль стали символом гостеприимства и радушия русской нации.

Говорят: «Чтобы узнать человека, надо с ним пуд соли съесть». Оказывается, ждать не так уж долго: за два года двое съедают пуд соли (16 кг), так как в год каждый человек с пищей потребляет от 3 до 5,5 кг соли.

В названиях многих городов и посёлков разных стран присутствует слово соль: Соликамск, Соль-Илецк, Усолье, Усолье-Сибирское, Солт-Лейк-Сити, Солтвиль, Зальцбург и т. д.

Соль образует мощные отложения в земной коре. В Соль-Илецке, например, толщина пласта соли превышает полтора километра. Соли, находящейся в озере



а)



б)

Рис. 66. Добыча соли: а — из соляных озёр; б — из шахт

Баскунчак в Астраханской области, хватит нашей стране на 400 лет. Огромные количества соли содержат в себе воды морей и океанов. Солью, извлечённой из Мирового океана, можно было бы засыпать всю сушу земного шара слоем в 130 м. Во многих странах Азии и Африки соль добывают из соляных озёр (рис. 66, а), а в европейских странах — часто из соляных шахт (рис. 66, б).

Хлорид натрия широко используют в химической промышленности для получения натрия, хлора, соляной кислоты, в медицине, для приготовления пищи, для консервирования продуктов питания (соленье и квашение овощей) и т. д.

Карбонат кальция CaCO_3 — нерастворимая в воде соль, из которой многочисленные морские животные (моллюски, раки, простейшие) строят покровы своего тела — раковины (рис. 67) и кораллы.



Рис. 67. Эти красивые раковины состоят преимущественно из карбоната кальция

Остатки коралловых полипов, с которыми вы познакомились на уроках биологии, образуют тропические острова (атоллы) и коралловые рифы (рис. 68). Наиболее известен Большой Барьерный риф в Австралии. Скапливаясь после гибели своих «хозяев» на дне водоёмов и главным образом морей,

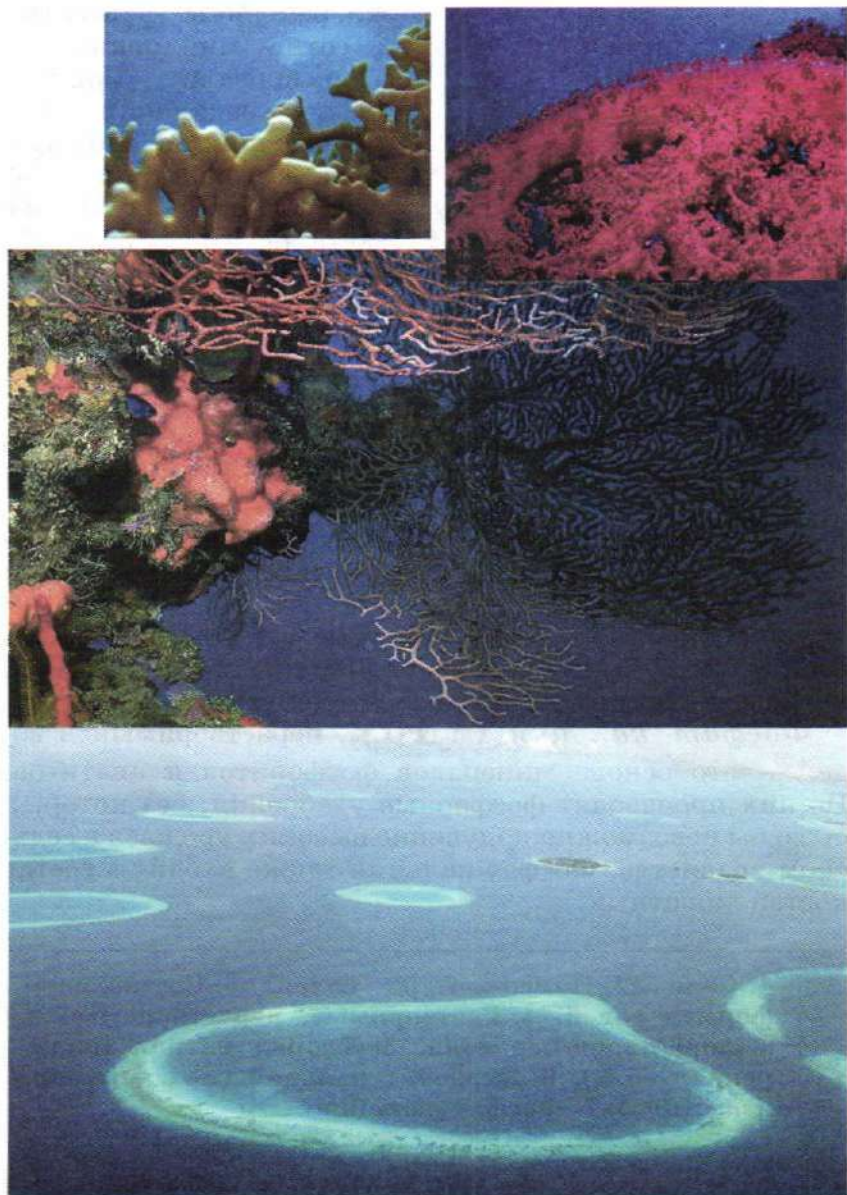


Рис. 68. Красивейшие морские организмы — кораллы — строят свой скелет из карбоната кальция. Остатки их образуют коралловые атоллы и рифы



Рис. 69. Меловые горы

эти раковины за десятки и сотни миллионов лет сформировали мощные пласты соединений кальция, давших начало образованию горных пород — известняков CaCO_3 . Эту же формулу имеет и строительный камень — мрамор, и столь привычный каждому стоящему у доски школьнику мел, который добывают из карьеров или меловых гор (рис. 69). Из известняка получают негашёную и гашёную известь, его применяют в строительстве. Мрамор идёт на изготовление статуй, им отделаны станции метро.

Из карбоната кальция наземные животные «строят» свои скелеты — внутреннюю опору для мягких тканей, которые в десятки раз превышают вес самой опоры.

Из карбоната кальция наземные животные «строят» свои скелеты — внутреннюю опору для мягких тканей, которые в десятки раз превышают вес самой опоры.

Фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, нерастворимый в воде, — это основа минералов фосфоритов и апатитов. Из них производят фосфорные удобрения, без которых было бы невозможно получение высоких урожаев в сельском хозяйстве. Фосфат кальция также входит в состав костей животных.

1. Соли. 2. Номенклатура солей. 3. Составление формул солей. 4. Растворимые, нерастворимые и малорастворимые соли. 5. Хлорид натрия (поваренная соль). 6. Карбонат кальция (мел, мрамор, известняк). 7. Фосфат кальция.



1

Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2

Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими

содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Составьте формулы солей натрия, кальция и алюминия для следующих кислот: азотной, серной и фосфорной. Дайте их названия. Какие из солей растворимы в воде?
- 2 Запишите формулы следующих солей: а) карбоната калия, сульфида свинца (II), нитрата железа (III); б) хлорида свинца (IV), фосфата магния, нитрата алюминия.
- 3 Из перечисленных формул: H_2S , K_2SO_3 , KOH , SO_3 , $Fe(OH)_3$, FeO , N_2O_3 , $Cu_3(PO_4)_2$, Cu_2O , P_2O_5 , H_3PO_4 — выпишите формулы: а) оксидов; б) кислот; в) оснований; г) солей. Дайте названия веществ.

§ 23 Кристаллические решётки

Вещество, как вам известно, может существовать в трёх агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твёрдом (рис. 70). Например, кислород, который при обычных условиях представляет собой газ, при температуре $-194^\circ C$ превращается в жидкость голубого цвета, а при температуре $-218,8^\circ C$ затвердевает в снегообразную массу, состоящую из кристаллов синего цвета.

Твёрдые вещества делят на *кристаллические* и *аморфные*.

Аморфные вещества не имеют чёткой температуры плавления — при нагревании они постепенно размягчаются и переходят в текучее состояние. К аморфным веществам относится большинство пластмасс (например, полиэтилен), воск, шоколад, пластилин, различные смолы и жевательные резинки (рис. 71).

Кристаллические вещества характеризуются правильным расположением составляющих их частиц в строго определённых точках пространства. При соединении этих точек прямыми линиями образуется простран-

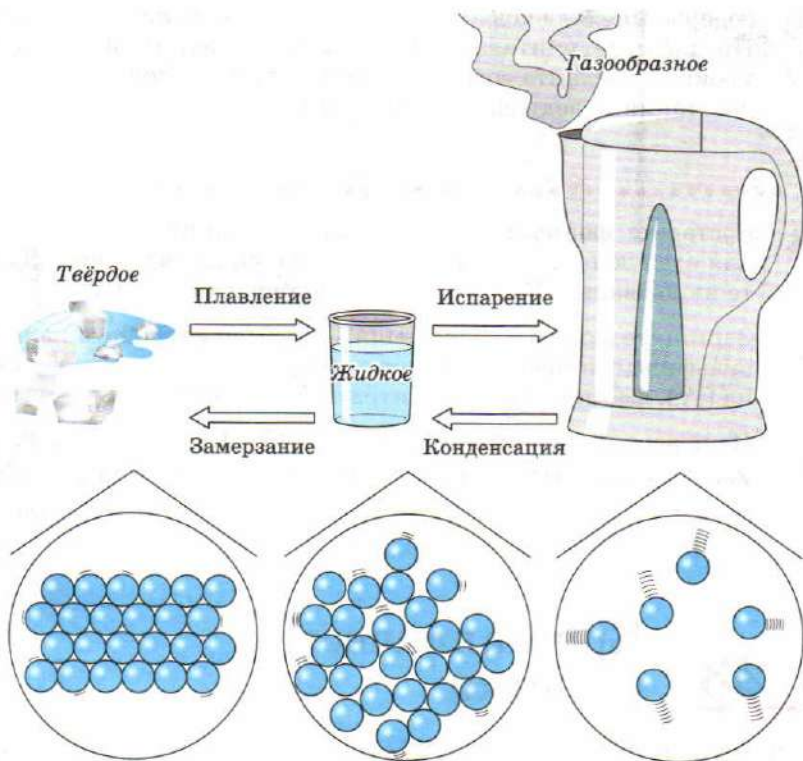


Рис. 70. Агрегатные состояния воды

ственный каркас, называемый **кристаллической решёткой**. Точки, в которых размещены частицы кристалла, называют **узлами решётки**.

В узлах воображаемой кристаллической решётки могут находиться одноатомные ионы, атомы, молекулы. Эти частицы совершают колебательные движения. С повышением температуры размах этих колебаний возрастает, что приводит, как правило, к тепловому расширению тел.

В зависимости от типа частиц, расположенных в узлах кристаллической решётки, и характера связи между ними различают четыре типа кристаллических решёток: **ионные, атомные, молекулярные и металлические** (табл. 6).

Ионными называют кристаллические решётки, в узлах которых находятся ионы. Их образуют вещества с ионной связью, которой могут быть связаны как прос-

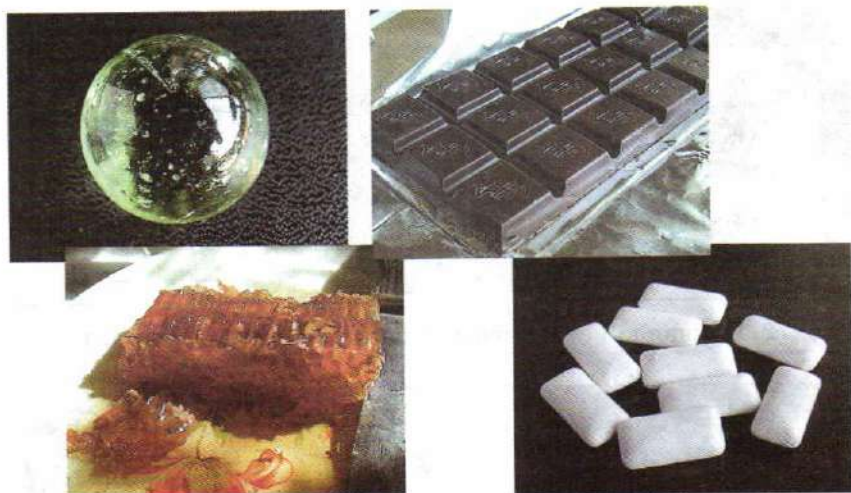


Рис. 71. Аморфные вещества и материалы

тые ионы Na^+ , Cl^- , так и сложные SO_4^{2-} , OH^- . Следовательно, ионные кристаллические решётки имеют соли, основания (щёлочи), некоторые оксиды. Например,

ПОЛОЖЕНИЕ ЭЛЕМЕНТОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА И ТИПЫ КРИСТАЛЛИЧЕСКИХ РЕШЁТОК ИХ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ*

| Период | Группа | | | | | | | |
|-----------------------------|---------------|----|-----|----|--------------|--------------|---------------|------|
| | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII |
| 1 | | | | | | | H_2 | He |
| 2 | Li | Be | B | C | N_2 | O_2 | F_2 | Ne |
| 3 | Na | Mg | Al | Si | P_4 | S_8 | Cl_2 | Ar |
| 4 | K | Ca | Ga | Ge | As | Se | Br_2 | Kr |
| 5 | Rb | Sr | In | Sn | Sb | Te | I_2 | Xe |
| Тип кристаллической решётки | Металлическая | | | | Атомная | | Молекулярная | |

* Простые вещества, образованные элементами, не представленными в таблице, имеют металлическую решётку.

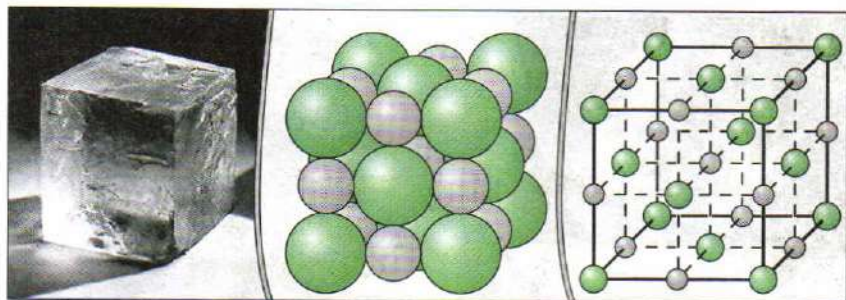


Рис. 72. Ионная кристаллическая решётка (хлорид натрия)

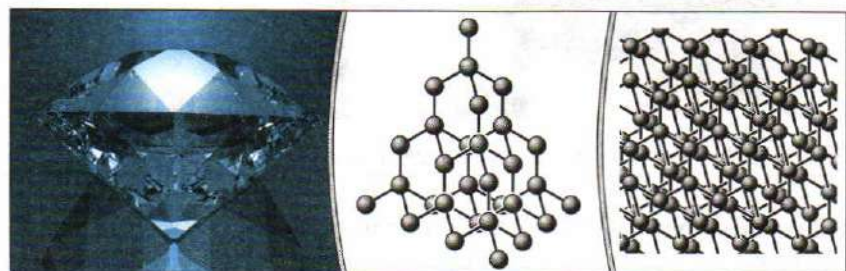


Рис. 73. Атомная кристаллическая решётка (алмаз)



Рис. 74. Две императорские короны с алмазами: *а* — корона Британской империи; *б* — Большая императорская корона Российской империи

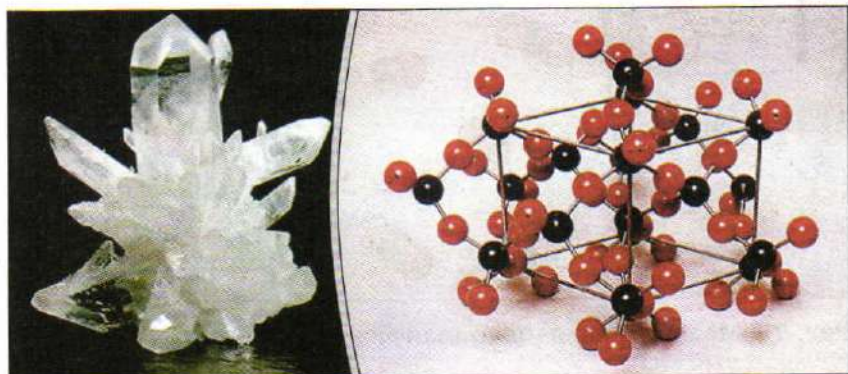


Рис. 75. Атомная кристаллическая решётка (оксид кремния (IV))

кристалл хлорида натрия построен из чередующихся положительных ионов Na^+ и отрицательных Cl^- , образующих решётку в форме куба (рис. 72). Связи между ионами в таком кристалле очень прочны. Поэтому вещества с ионной решёткой обладают сравнительно высокой твёрдостью и прочностью, они тугоплавки и нелетучи.

Атомными называют кристаллические решётки, в узлах которых находятся отдельные атомы. В таких решётках атомы соединены между собой очень прочными ковалентными связями. Такой тип кристаллической решётки имеет алмаз (рис. 73) — одно из аллотропных видоизменений углерода. Огранённые и отшлифованные алмазы называют бриллиантами. Их широко применяют в ювелирном деле (рис. 74).

К веществам с атомной кристаллической решёткой относятся кристаллические бор, кремний и германий, а также сложные вещества, например такие, как кремнезем, кварц, песок, горный хрусталь, в состав которых входит оксид кремния (IV) SiO_2 (рис. 75).

Большинство веществ с атомной кристаллической решёткой имеют очень высокие температуры плавления (например, у алмаза она выше 3500°C , у кремния — 1415°C , у кремнезёма — 1728°C), они прочны и тверды, практически нерастворимы.

Молекулярными называют кристаллические решётки, в узлах которых располагаются молекулы. Химиче-

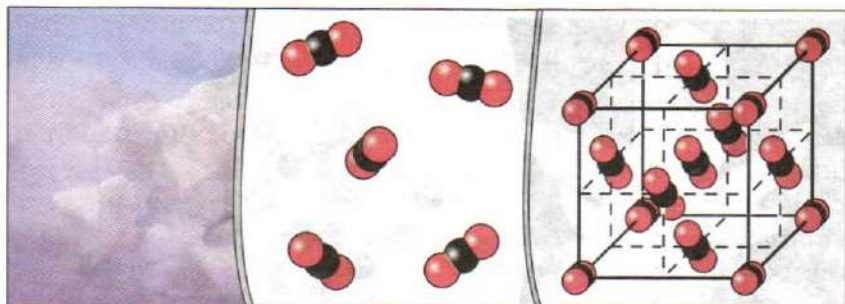


Рис. 76. Молекулярная кристаллическая решётка (углекислый газ)

ские связи в этих молекулах могут быть и ковалентными полярными (хлороводород HCl , вода H_2O), и ковалентными неполярными (азот N_2 , озон O_3). Несмотря на то что атомы внутри молекул связаны очень прочными ковалентными связями, между самими молекулами действуют слабые силы межмолекулярного притяжения. Поэтому вещества с молекулярными кристаллическими решётками имеют малую твёрдость, низкие температуры плавления, летучи.

Примерами веществ с молекулярными кристаллическими решётками являются твёрдая вода — лёд, твёрдый оксид углерода (IV) CO_2 — «сухой лёд» (рис. 76), твёрдые хлороводород HCl и сероводород H_2S , твёрдые простые вещества, образованные одно- (благородные газы: гелий, неон, аргон, криптон), двух- (водород H_2 , кис-



Рис. 77. Металлическая кристаллическая решётка (железо)

лород O_2 , хлор Cl_2 , азот N_2 , иод I_2), трёх- (озон O_3), четырёх- (белый фосфор P_4), восьмиатомными (сера S_8) молекулами. Большинство твёрдых органических соединений имеют молекулярные кристаллические решётки (нафталин, глюкоза, сахар).

Вещества с металлической связью имеют **металлические кристаллические решётки** (рис. 77). В узлах таких решёток находятся атомы и ионы (то атомы, то ионы, в которые легко превращаются атомы металла, отдавая свои внешние электроны в общее пользование). Такое внутреннее строение металлов определяет их характерные физические свойства: ковкость, пластичность, электро- и теплопроводность, металлический блеск.



Лабораторный опыт № 13

Ознакомление с коллекцией веществ с разным типом кристаллической решётки. Изготовление моделей кристаллических решёток

Ознакомьтесь с коллекцией выданных вам образцов веществ. Запишите их формулы, охарактеризуйте физические свойства и на их основе определите тип кристаллической решётки.

Соберите модель одной из кристаллических решёток.

Для веществ, имеющих молекулярное строение, справедлив открытый французским химиком Ж. Л. Прустом (1799—1803) закон постоянства состава. В настоящее время этот закон формулируют так:



молекулярные химические соединения независимо от способа их получения имеют постоянный состав и свойства.

Закон Пруста — один из основных законов химии. Однако для веществ немолекулярного строения, например ионного, этот закон не всегда справедлив.

1. Твёрдое, жидкое и газообразное состояния вещества. 2. Твёрдые вещества: аморфные и кристаллические. 3. Кристаллические решётки: ионные, атомные, молекулярные и металлические. 4. Физические свойства веществ с различными типами кристаллических решёток. 5. Закон постоянства состава.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 В каком агрегатном состоянии будет находиться кислород при $-205\text{ }^{\circ}\text{C}$?
- 2 Вспомните произведение А. Беляева «Продавец воздуха» и охарактеризуйте свойства твёрдого кислорода, используя его описание, приведённое в книге.
- 3 К какому типу веществ (кристаллические или аморфные) относятся пластмассы? Какие свойства пластмасс лежат в основе их промышленного применения?
- 4 К какому типу относится кристаллическая решетка алмаза? Перечислите характерные для алмаза физические свойства.
- 5 К какому типу относится кристаллическая решетка иода? Перечислите характерные для иода физические свойства.
- 6 Почему температура плавления металлов изменяется в очень широких пределах? Для подготовки ответа на этот вопрос используйте дополнительную литературу.
- 7 Почему изделие из кремния при ударе раскалывается на кусочки, а изделие из свинца только расплющивается? В каком из указанных случаев происходит разрушение химической связи, а в каком — нет? Почему?

§ 24

Чистые вещества и смеси

Попробуйте ответить на следующий вопрос: «Можно ли изучать свойства воды, используя для этой цели морскую воду?» Конечно же нет, ибо морская вода представляет собой не чистую H_2O , а смесь различных веществ в ней, и в первую очередь солей (основную массу их составляет хлорид натрия), которые придают морской воде своеобразный горько-солёный вкус. Каждое вещество, выделенное из морской воды, имеет определённые свойства. Да и сама вода, не загрязнённая посторонними примесями или содержащая их чрезвычайно мало, — её называют *дистиллированной водой* — характеризуется рядом специфических свойств, с которыми вы знакомились раньше, когда рассматривали оксиды. Например, она замерзает при температуре $0^\circ C$, тогда как океанская вода — при температуре $-1,9^\circ C$.

Природная вода не бывает совершенно чистой. Наиболее чистой является дождевая вода, но и она содержит значительные количества различных примесей, которые захватывает из воздуха.

В жизни, как правило, мы встречаемся не с чистыми веществами, а со смесями веществ. Эти смеси могут быть *неоднородными* (например, мутная речная вода содержит в себе нерастворимые частицы песка и глины, которые видны невооружённым глазом) и *однородными* (растворы спирта, сахара), в которых нельзя заметить границу раздела между веществами.

Среди смесей можно также выделить *жидкие*, *твёрдые* и *газообразные* (рис. 78). Важнейшая *газообразная* смесь — воздух — представляет собой смесь азота, кислорода, углекислого газа, аргона и других веществ. К *твёрдым* смесям можно отнести стекло и различные сплавы — сталь, бронзу, латунь и др.



Лабораторный опыт № 14

Ознакомление с образцом горной породы

Ознакомьтесь с выданным вам образцом горной породы. Рассмотрите её под лупой. Какие минералы образуют эту горную породу? К какому типу смесей она относится?

СМЕСИ

ЖИДКИЕ

ТВЕРДЫЕ

ГАЗООБРАЗНЫЕ



Клеточный сок



Бронза



Воздух



Молоко



Чугун



Сок

Минеральная вода



Стекло



Мельхиор



Пропан-бутановая смесь

Рис. 78. Классификация смесей

Состав смесей может быть самым разнообразным, и они, в отличие от чистых веществ, имеют другие свойства. Так, чистая вода замерзает при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, а если растворить в ней поваренную соль, то можно добиться значительного понижения температуры замерзания. Этим, например, пользуются работники городского коммунального хозяйства, когда в период гололедицы посыпают тротуары технической поваренной солью или другими реагентами (рис. 79).



Рис. 79. Обработка дороги антигололёдным реагентом

Состав смесей устанавливают с помощью *химического анализа*. Химический анализ применяют очень широко, он необходим при решении важнейших хозяйственных и научно-технических задач. Взятие проб для анализа стали по ходу её выплавки (например, определение содержания углерода) — обязательное условие успешного проведения металлургического процесса.

Без определения концентрации примесей, загрязняющих воду и воздух, невозможен контроль за состоянием окружающей среды. Химический анализ горных пород и руд используют при разведке полезных ископаемых. Вспомните Шерлока Холмса, сыщика, героя произведений А. Конан Дойла: ему нередко помогали определить виновность или невиновность подозреваемого именно результаты химического анализа, проведению которого он посвящал немалую часть своего свободного времени. Химический анализ необходим криминалисту и археологу, медику и искусствоведу и многим другим специалистам. А космические исследования? Изучение атмосферы Венеры, горных пород Марса, состава лунного грунта невозможно без проведения химического анализа.

С помощью особых методов с применением химического анализа получают *особо чистые вещества*, в которых содержание примесей, влияющих на их свойства, не превышает одной стотысячной и даже одной милли-

онной доли процента. Эти вещества играют важную роль в атомной энергетике, полупроводниковой промышленности, волоконной оптике и т. д. Свойства особо чистых веществ используют для создания принципиально новых приборов или технологических процессов.

Очистка веществ — важнейшая проблема химии. Простейшие способы очистки веществ вам известны из курсов ботаники и природоведения. Для очистки природной воды от взвешенных в ней частиц её фильтруют через слой пористого вещества, например угля, обожжённой глины и т. п. При очистке больших количеств воды используют фильтры из песка и гравия. Фильтры задерживают также большую часть бактерий. Кроме того, для обеззараживания питьевой воды её хлорируют.

1. Чистые вещества и смеси. 2. Особо чистые вещества. 3. Химический анализ.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Приведите примеры жидких, твёрдых и газообразных смесей.
- 2 Можно ли дистиллированную воду считать особо чистым веществом? Почему?
- 3 Как применяют методы химического анализа в своей работе криминалисты, археологи, медики и искусствоведы? Подготовьте сообщение об этом, используя дополнительные источники информации.
- 4 Предложите способы разделения смесей, состоящих:
а) из железных и медных опилок; б) из порошков железа и серы.

§ 25

Массовая и объёмная доли компонентов смеси (раствора)

Мы уже знаем, что природная вода никогда не бывает совершенно чистой. Воду, содержащую значительное количество солей кальция и магния, называют *жёсткой* в отличие от *мягкой* воды, например дождевой. Жёсткая вода даёт мало пены с мылом, а на стенках котлов и труб центрального отопления (рис. 80, а), а также на стенках и спиралях электрочайников при её кипячении образуется накипь (рис. 80, б). Жёсткость воды зависит от количества растворённых в ней солей.

Содержание растворённого вещества в растворе выражают с помощью его массовой доли.

→ Отношение массы растворённого вещества к общей массе раствора называют **массовой долей растворённого вещества**.

Массовую долю обозначают латинской буквой w («дубль-вэ») и выражают в долях единицы или процентах:

$$w(\text{в долях}) = \frac{m_{(\text{в-во})}}{m_{(\text{р-р})}}, \quad w(\text{в } \%) = w \cdot 100\%.$$

Так, массовая доля растворённых солей в пресных водах составляет 0,01—0,1%, а в морской воде их около

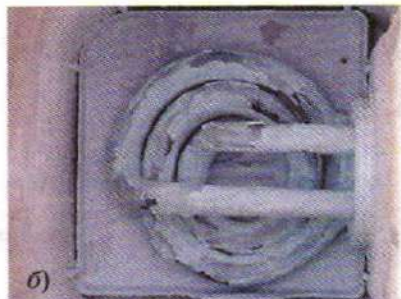


Рис. 80. Накипь: а — на стенках труб; б — на спирали электрического чайника

3,5%. Рассмотрим, как производить расчёты с использованием понятия «массовая доля».

Задача 1. В 150 г воды растворили 50 г фосфорной кислоты. Найдите массовую долю кислоты в полученном растворе.

Дано:

Решение:

| | |
|---|--|
| $m(\text{р-ра } \text{H}_3\text{PO}_4) =$ | $w = \frac{m(\text{к-та})}{m(\text{р-р})}$ |
| $= 50 \text{ г}$ | |
| $m(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ г}$ | |
| $w(\text{H}_3\text{PO}_4) - ?$ | |
| $m(\text{р-р}) = m(\text{к-та}) + m(\text{H}_2\text{O}).$ | |
| $m(\text{р-ра } \text{H}_3\text{PO}_4) = 50 \text{ г} + 150 \text{ г} = 200 \text{ г}.$ | |
| $w(\text{H}_3\text{PO}_4) = 50 \text{ г} : 200 \text{ г} = 0,25 (25\%).$ | |

Ответ: $w(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,25$, или 25%.

Задача 2. Сколько граммов воды и нитрата натрия нужно взять, чтобы приготовить 80 г 5%-го раствора?

Дано:

Решение:

| | |
|--|---|
| $m(\text{р-ра } \text{NaNO}_3) =$ | $m(\text{в-во}) = m(\text{р-р}) \cdot w.$ |
| $= 80 \text{ г}$ | |
| $w(\text{NaNO}_3) = 0,05$ | |
| $m(\text{NaNO}_3) - ?$ | |
| $m(\text{H}_2\text{O}) - ?$ | $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-р}) - m(\text{в-во}).$ |
| $m(\text{NaNO}_3) = 80 \text{ г} \cdot 0,05 = 4 \text{ г}.$ | |
| $m(\text{H}_2\text{O}) = 80 \text{ г} - 4 \text{ г} = 76 \text{ г}.$ | |

Ответ: $m(\text{NaNO}_3) = 4 \text{ г}; m(\text{H}_2\text{O}) = 76 \text{ г}.$

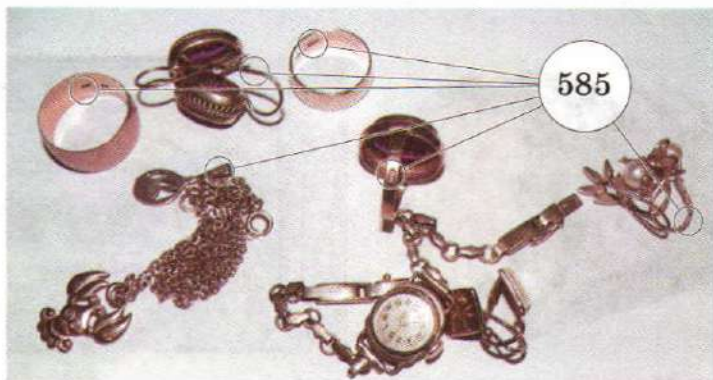


Рис. 81. На каждом изделии из золота указывают пробу

В ювелирных и технических изделиях применяют не чистое золото, а его сплавы, чаще всего с медью и серебром. Чистое золото — слишком мягкое, ноготь оставляет на нём след, износостойкость его мала. Проба, стоящая на золотых изделиях, изготовленных в нашей стране, означает массовую долю золота в сплаве, точнее, содержание его из расчёта на тысячу массовых частей сплава. Проба 585, например, означает, что в сплаве массовая доля золота составляет 0,585, или 58,5% (рис. 81).

Аналогично массовой доле определяется и **объёмная доля газообразного вещества** в газовой смеси, обозначаемая греческой буквой φ («фи»):

$$\varphi = \frac{V(\text{в-во})}{V(\text{смесь})},$$

отсюда

$$V(\text{в-во}) = V(\text{смесь}) \cdot \varphi, \quad V(\text{смеси}) = \frac{V(\text{в-во})}{\varphi}.$$

Так, объёмный состав воздуха отражён на диаграмме (рис. 82). Состав природного газа одного из месторождений представлен на диаграмме (рис. 83).

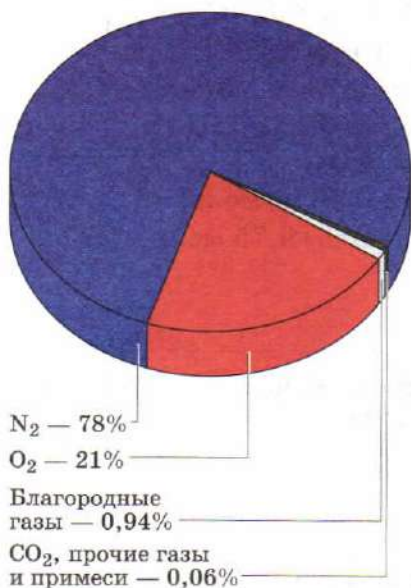


Рис. 82. Состав воздуха

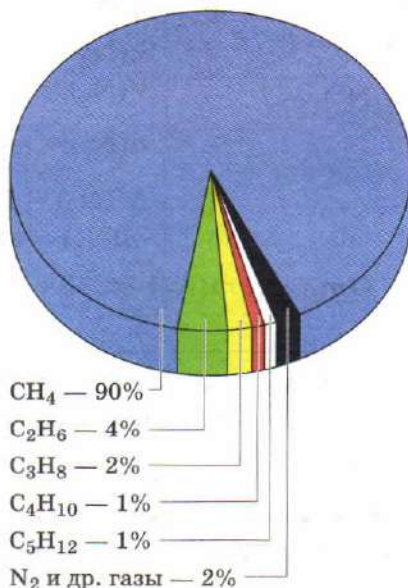


Рис. 83. Состав природного газа одного из месторождений

Задача 3. Сколько кубических метров кислорода может быть получено путём фракционной перегонки жидкого воздуха, если исходный объём воздуха был равен 800 м^3 (н. у.), а, как известно, объёмная доля кислорода в воздухе составляет $0,21$?

Дано:

$$\begin{aligned} V(\text{возд.}) &= \\ &= 800 \text{ м}^3 \\ \varphi(\text{O}_2) &= 0,21 \end{aligned}$$

$$V(\text{O}_2) \text{ — ?}$$

Решение:

$$\begin{aligned} V(\text{O}_2) &= V(\text{возд.}) \cdot \varphi(\text{O}_2). \\ V(\text{O}_2) &= 800 \text{ м}^3 \cdot 0,21 = 168 \text{ м}^3. \end{aligned}$$

Ответ: $V(\text{O}_2) = 168 \text{ м}^3$.

Задача 4. Найдите массу азота, полученного из 280 л воздуха (н. у.), если известно, что объёмная доля азота в воздухе составляет 78% .

Дано:

$$\begin{aligned} V(\text{возд.}) &= 280 \text{ л} \\ \varphi(\text{N}_2) &= 0,78 \end{aligned}$$

$$m(\text{N}_2) \text{ — ?}$$

Решение:

$$m(\text{N}_2) = M(\text{N}_2) \cdot n(\text{N}_2). \quad n(\text{N}_2) = \frac{V(\text{N}_2)}{V_m}$$

$$V(\text{N}_2) = V(\text{возд.}) \cdot \varphi(\text{N}_2).$$

$$V(\text{N}_2) = 280 \text{ л} \cdot 0,78 = 218,4 \text{ л}.$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{218,4 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 9,75 \text{ моль}.$$

$$M(\text{N}_2) = 14 \cdot 2 = 28 \text{ (г/моль)}.$$

$$m(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль} \cdot 9,75 \text{ моль} = 273 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{N}_2) = 273 \text{ г}$.

1. Массовая доля. 2. Проба золота. 3. Объёмная доля и объёмный состав воздуха.

1

Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2

Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими

содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

- ?
- 1 Для борьбы с болезнями растений, особенно плодовых деревьев и виноградников, применяют раствор сульфата меди (II). Обычно растворяют 100 г соли на ведро воды (8 л). Какова массовая доля соли в полученном растворе? Сколько воды и соли содержится в 500 г этого раствора?
 - 2 Сколько граммов иода и спирта нужно взять для приготовления 30 г 5%-го раствора иодной настойки?
 - 3 Рассчитайте количество вещества спирта C_2H_6O , который содержится в 500 г водки (40%-й раствор спирта). Не забудьте, что количество вещества измеряется в молях.
 - 4 Определите количество вещества золота и серебра, которое содержится в обручальном кольце массой 3,75 г и пробой 585°.
 - 5 Из 250 г 20%-го раствора хлорида калия выпарили 100 мл воды. Какой стала массовая доля соли в растворе?
 - 6 В 180 г 15%-го раствора гидроксида натрия растворили ещё 20 г щёлочи. Рассчитайте массовую долю щёлочи в полученном растворе.
 - 7 Смешали два раствора серной кислоты: 240 г 30%-го и 180 г 5%-го. Рассчитайте массовую долю кислоты в полученном растворе.

Изменения, происходящие с веществами

§ 26 Физические явления в химии

Вы уже знаете, что с телами и веществами происходят различные изменения, которые называют явлениями, и помните, что их делят на *физические* и *химические*. При *физических явлениях* состав чистых индивидуальных веществ остаётся без изменения, а изменяется лишь его агрегатное состояние или форма и размеры тел.

Физические явления, выражающиеся в изменениях агрегатного состояния вещества или формы и размеров тел, определяют важнейшие области применения их в народном хозяйстве. Так, пластичность алюминия позволяет вытягивать его в проволоку или прокатывать в тонкую фольгу; электропроводность и сравнительная лёгкость алюминия позволяют использовать его в качестве прово-



Рис. 84. Дистилляция

дов линий электропередачи, а сплавы — в самолётостроении; теплопроводность, пластичность и неядовитость — при изготовлении посуды и т. д.

Многие способы получения чистых химических веществ, по сути, физические явления. К ним относят перегонку, кристаллизацию, фильтрование, возгонку и др. Например, на различии температур кипения веществ основан **способ дистилляции** (рис. 84), или **перегонки**.

Этим способом получают воду, очищенную от растворённых в ней веществ. Такая вода называется **дистиллированной**. Именно её используют для приготовления лекарственных растворов и для заливки в систему охлаждения автомобилей.

Перегонку как способ разделения жидких смесей применяют для получения из природной нефти отдельных нефтепродуктов. Промышленная установка для непрерывной перегонки нефти состоит из трубчатой печи (рис. 85, 1) для нагревания нефти и разделительной, или ректификационной, колонны (рис. 85, 2), где нефть разделяется на фракции (дистилляты) — отдельные нефтепродукты.

В трубчатой печи в виде змеевика расположен длинный трубопровод. Печь обогревается горя-



Рис. 85. Схема трубчатой установки для непрерывной перегонки нефти: 1 — трубчатая печь; 2 — ректификационная колонна; 3 — холодильник

щим мазутом или газом. По трубопроводу непрерывно подаётся нефть, в нём она нагревается до 320—350 °С и в виде смеси жидкости и паров поступает в ректификационную колонну.

Ректификационная колонна — стальной цилиндрический аппарат высотой около 40 м. Она имеет внутри несколько десятков горизонтальных перегородок с отверстиями, так называемых тарелок. Пары нефти, поступая в колонну, поднимаются вверх и проходят через отверстия в тарелках. Постепенно охлаждаясь при своём движении вверх, они сжижаются на тех или иных тарелках в зависимости от температур кипения и плотности. Углеводороды менее летучие и сжижаются уже на первых тарелках, образуя *газойлевую* фракцию, более летучие углеводороды собираются выше и образуют *керосиновую* фракцию, ещё выше собирается *лигроиновая* фракция, наиболее летучие углеводороды выходят в виде паров из колонны и образуют *бензин*. Внизу собирается густая чёрная жидкость — *мазут*. Его используют в качестве топлива, а также для получения смазочных масел путём дополнительной перегонки.

Способ перегонки жидкого воздуха лежит в основе получения из него отдельных составных частей — азота (он выкипает первым), кислорода и др.

Для очистки солей используют способ *кристаллизации*. При этом, например, природную соль растворяют в воде и затем фильтруют (рис. 86). В результа-

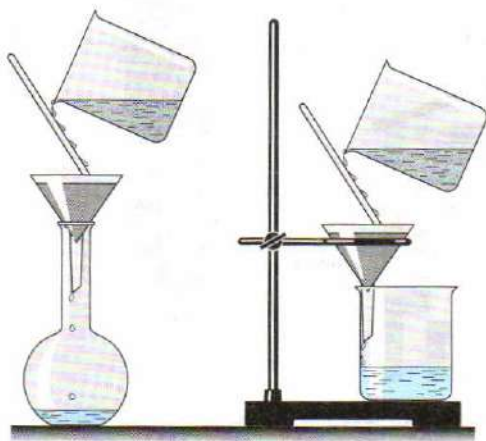


Рис. 86. Фильтрация



Рис. 87. Выпаривание

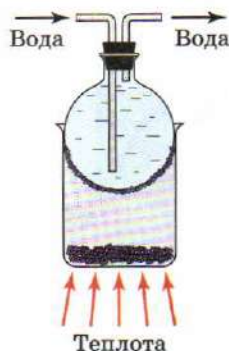


Рис. 88. Возгонка иода

те получают раствор поваренной соли, очищенный от песка, глины и других нерастворимых в воде примесей. Затем соль выделяют из раствора **выпариванием** (рис. 87), вода испаряется, а в фарфоровой чашке остаются кристаллы соли.

Способ **фильтрования** основан на различной пропускной способности пористого материала — **фильтра** по отношению к составляющим смесь частицам. Фильтром для очистки питьевой воды на станциях водоочистки служит слой песка. В пылесосе, который очищает воздух от взвешенной в нём пыли, применяют бумажные или матерчатые фильтры; в медицине при уходе за больными или во время хирургической операции используют в качестве фильтра многослойные марлевые повязки.

Для получения чистых иода и серы используют такое физическое явление, как **возгонка (сублимация)**, т. е. переход вещества из твёрдого состояния в газообразное, минуя жидкую фазу (рис. 88). При возгонке в нагреваемой части прибора кристаллическое вещество испаряется, а в охлаждаемой — снова конденсируется с образованием кристаллов. Лёд способен к возгонке, недаром мокрое бельё высыхает и на морозе.

Возгонка определила использование твёрдого углекислого газа CO_2 (как вы знаете, его называют сухим льдом) для хранения продуктов, и в первую очередь мороженого.

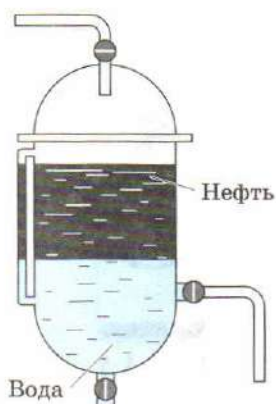


Рис. 89. Нефте-разделительная колонка

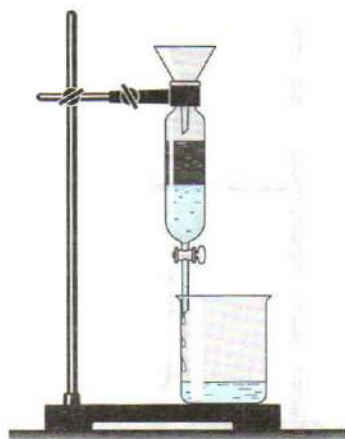


Рис. 90. Делительная воронка

Различная плотность веществ лежит в основе такого способа разделения смесей, как *отстаивание*. Например, смеси нефти и воды, растительного масла и воды быстро расслаиваются и поэтому их легко отделить друг от друга с помощью *делительной воронки* (рис. 89, 90).

Чтобы ускорить процесс разделения смесей, вместо отстаивания в лабораторной практике часто используют *центрифугирование*, которое получило такое название из-за особого прибора — *центрифуги*. В центрифугу



а)

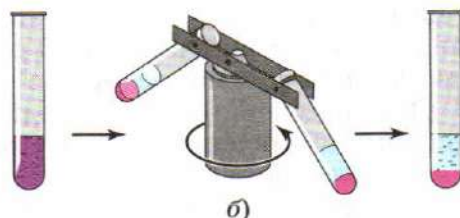


Рис. 91. Центрифугирование: а — фотография центрифуги; б — схема действия центрифуги

помещают пробирки со смесью веществ. Включают прибор, который начинает, подобно карусели, интенсивно раскручивать закреплённые в нём пробирки. Под действием центробежной силы частицы разных веществ получают различное ускорение, так как обладают различной плотностью, и смесь разделяется (рис. 91).

1. Дистилляция, или перегонка. 2. Дистиллированная вода. 3. Кристаллизация и выпаривание. 4. Фильтрация. 5. Возгонка. 6. Отстаивание. 7. Делительная воронка. 8. Центрифугирование.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Какой способ разделения смесей описан в научно-фантастическом произведении А. Беляева «Продавец воздуха»?
- 2 Откуда берёт своё начало поверье, что рассыпанная соль — к ссоре? Как помирить людей, поссорившихся из-за рассыпанной соли?
- 3 Укажите способы разделения следующих смесей:
а) зубной порошок и поваренная соль;
б) спирт и вода;
в) бензин и вода.
- 4 Как в походных условиях очистить и обеззаразить речную воду и сделать её пригодной для питья и приготовления пищи?
- 5 Почему работники элеваторов (зернохранилищ) при просеивании и сортировке зерна надевают специальную маску?
- 6 Какой способ очистки чайной заварки от чаинок вы используете, когда наливаете её из чайника через ситечко?

§ 27 Химические реакции

В отличие от физических явлений при *химических явлениях*, или *химических реакциях*, как вы знаете, происходит превращение одних веществ в другие. Эти превращения сопровождаются внешними признаками: образованием осадка или газа, изменением цвета, выделением или поглощением теплоты, появлением запаха и др.

Вспомните те опыты, которые вам демонстрировал учитель на первых уроках. Взаимодействие мрамора — карбоната кальция CaCO_3 — с соляной кислотой HCl сопровождалось выделением углекислого газа — оксида углерода (IV) CO_2 . А пропускание его через прозрачную известковую воду — раствор гидроксида кальция Ca(OH)_2 — происходило с образованием осадка — карбоната кальция CaCO_3 .

Понаблюдаем за протеканием некоторых химических реакций и установим признаки, которые подтверждают образование новых веществ и появление у них новых свойств — нерастворимости или малой растворимости в воде, запаха, цвета и др.

В пробирку нальём 2 мл раствора хлорида железа (III) FeCl_3 , а затем добавим несколько капель раствора роданида калия KSCN . Мы увидим появление кроваво-красного раствора нового вещества — роданида железа (III) Fe(SCN)_3 .

Смешаем порошки железа и серы, новые вещества при этом не появились. Железо из этой смеси будет притягиваться магнитом, а при опускании смеси в воду сера всплывает на поверхность, т. е. смесь можно очень просто разделить. Однако если эту смесь порошков железа и серы нагреть, то начнётся химическая реакция, которая будет продолжаться далее без нагревания с выделением теплоты — мы увидим, как смесь раскалится. После окончания реакции получится новое вещество — сульфид железа (II) FeS . Оно серого цвета, тонет в воде и не притягивается магнитом (рис. 92).

Подожжём в железной ложечке немного серы — она загорится синеватым пламенем и даст обильный едкий дым сернистого газа — оксида серы (IV) SO_2 . О протека-

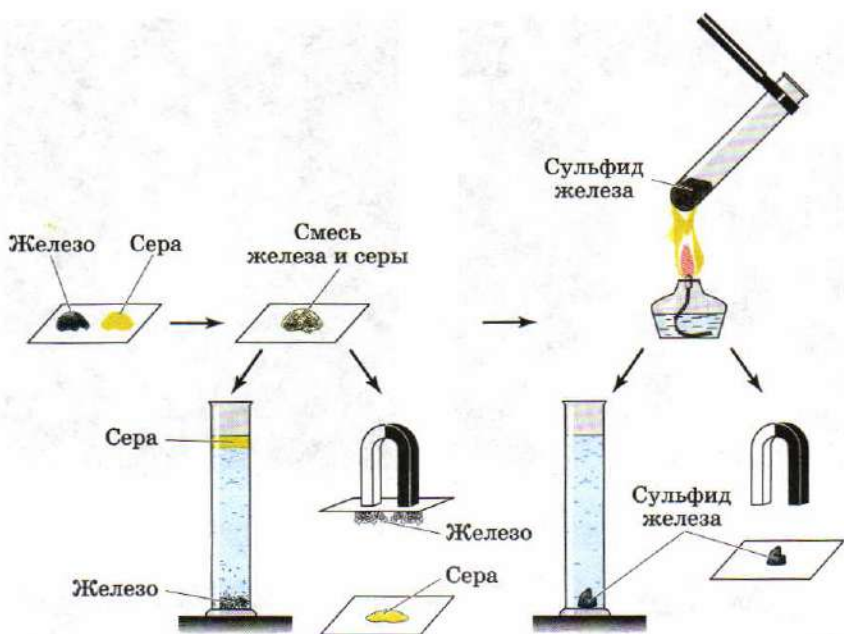


Рис. 92. Разделение смеси порошков железа и серы (слева). Взаимодействие железа с серой (справа)

нии реакции можно судить по изменению цвета, появлению газа с резким запахом, выделению теплоты и света.



Реакции, протекающие с выделением теплоты и света, называют **реакциями горения**.

Реакцию мгновенного горения порошка магния использовали при фотографировании в качестве «вспышки», пока не появилась электрическая лампа. *Реакции горения* — это частный случай большой группы химических реакций, протекающих с выделением теплоты (рис. 93).



Реакции, протекающие с выделением теплоты, называют **экзотермическими** (*экзо* — наружу), а протекающие с поглощением теплоты — **эндотермическими** (*эндо* — внутрь).



а)



б)

Рис. 93. Реакции горения: а — свечи; б — магниевой ленты

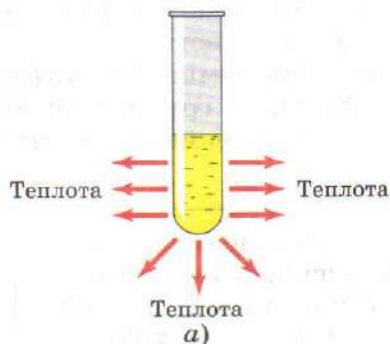


а)

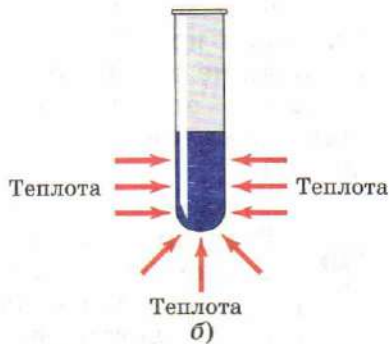


б)

Рис. 94. Разложение оксида ртути (II): а — исходное вещество — оксид ртути (II) (красного цвета); б — один из продуктов реакции — ртуть (серебристо-белого цвета)



а)



б)

Рис. 95. Реакции: а — экзотермическая; б — эндотермическая

К последним, например, относят реакцию разложения оксида ртути (II), которую вы можете посмотреть на фотографиях (рис. 94), так как из-за токсичности ртути и её соединений эту реакцию в условиях школы проводить запрещено.

Схематично экзотермические и эндотермические реакции представлены на рисунке 95.

В заключение рассмотрим, какие условия должны выполняться, чтобы произошла химическая реакция.

1. Необходимо, чтобы реагирующие вещества соприкоснулись, и чем больше площадь их соприкосновения, тем быстрее идёт химическая реакция. Поэтому твёрдые вещества измельчают и перемешивают, а хорошо растворимые вещества растворяют и растворы сливают.

2. Второе важное условие — нагревание. Некоторые реакции (как правило, экзотермические) идут без нагревания, и только для некоторых экзотермических реакций оно необходимо лишь для того, чтобы реакция началась, а вот для эндотермических реакций необходимо нагревание на протяжении всей реакции.

3. Некоторые реакции протекают под действием электрического тока, света и т. д.

1. Признаки химических реакций. 2. Условия течения химических реакций. 3. Реакции экзо- и эндотермические. 4. Реакция горения.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 В крепко заваренный свежий чай в стакане поместите кусочек лимона или несколько кристаллов лимонной кислоты. Что наблюдаете?

- 2 Приготовьте с помощью лимонной кислоты домашний шипучий напиток. Немного кислоты на кончике чайной ложки растворите в воде, а затем добавьте в полученный раствор столько же пищевой (питьевой) соды. Что наблюдаете?
- 3 Старинные медные монеты и бронзовые изделия часто бывают покрыты зеленоватым налётом, а серебряные — чёрным. О чём говорит появление этих налётов? Как очистить изделия от них?
- 4 Какую химическую ошибку допускали журналисты, когда в своих репортажах писали, например, такую фразу: «Место происшествия освещалось непрерывными вспышками магния»?
- 5 Расскажите об устройстве и работе огнетушителя.
- 6 Почему загоревшиеся нефтепродукты или вспыхнувшие электрические провода нельзя тушить водой? Как их погасить?

§ 28 Химические уравнения

Закон сохранения массы веществ, открытый М. В. Ломоносовым в 1748 г., гласит:



масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, получившихся в результате её.

Материальными носителями массы веществ являются атомы химических элементов, из которых состоят как вступившие в реакцию вещества (реагенты), так и образовавшиеся в результате её новые вещества (продукты реакции). Поскольку при химических реакциях атомы не образуются и не разрушаются, а происходит лишь их перегруппировка, то становится очевидным справедливость открытого М. В. Ломоносовым и подтверждённого позднее А. Лавуазье закона.

В справедливости закона сохранения массы веществ можно легко убедиться на простом опыте. Поместим в

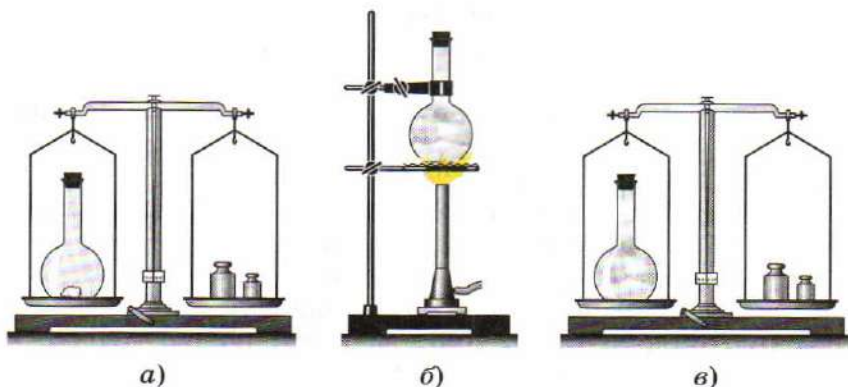


Рис. 96. Экспериментальная проверка закона сохранения массы веществ: *а* — взвешивание колбы с фосфором до реакции; *б* — горение фосфора в закрытой колбе; *в* — взвешивание колбы с продуктом реакции

колбу немного красного фосфора, закроем её пробкой и взвесим на весах (рис. 96). Затем колбу осторожно нагреем. О том, что произошла химическая реакция, можно определить по появлению в колбе густого белого дыма, состоящего из оксида фосфора (V), который образовался при взаимодействии фосфора с кислородом. При повторном взвешивании колбы с продуктами этой реакции мы убедимся, что масса веществ в колбе не изменилась, хотя и произошло превращение фосфора в его оксид.

Этот же вывод будет нами сделан и при проведении ещё одного простого, но очень наглядного опыта. В специальный сосуд нальём отдельно соляную кислоту и раствор щёлочи, например гидроксида натрия (рис. 97). К раствору щёлочи добавим несколько капель индикатора —

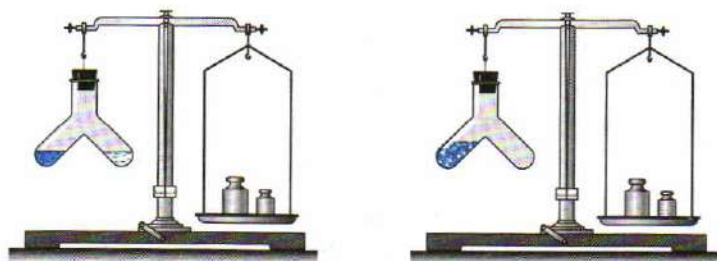


Рис. 97. Опыт, подтверждающий закон сохранения массы вещества

фенолфталеина, отчего раствор окрасится в малиновый цвет. Закроем прибор пробкой, уравновесим гирями на весах, отметим массу, а затем сольём растворы. Малиновая окраска исчезнет, потому что кислота и щёлочь прореагировали друг с другом. Масса же сосуда с полученными продуктами реакции не изменилась.

Аналогичное наблюдение сделал и автор закона сохранения массы веществ М. В. Ломоносов, который проводил опыты в запаянных стеклянных сосудах, «дабы исследовать, прибывает ли вес металла от чистого жару», и обнаружил, что «без пропущения внешнего воздуха вес металлов остаётся в одной мере».

На основании этого закона пишут химические предложения, т. е. составляют уравнения химических реакций с помощью химических слов — формул.



Химическим уравнением называют условную запись химической реакции с помощью химических формул и математических знаков.

В левой части уравнения записывают формулы (формулу) веществ, вступивших в реакцию, соединяя их знаком «плюс». В правой части уравнения записывают формулы (формулу) образующихся веществ, также соединённых знаком «плюс». Между частями уравнения ставят стрелку. Затем находят коэффициенты — числа, стоящие перед формулами веществ, чтобы число атомов одинаковых элементов в левой и правой частях уравнения было равным.

Запишем, например, уравнение реакции водорода с кислородом. Сначала составим схему реакции — укажем формулы веществ, вступающих в реакцию (водород H_2 и кислород O_2) и образующихся в результате её (вода H_2O), и соединим их стрелкой:



Так как число атомов кислорода в левой части вдвое больше, чем в правой, запишем перед формулой воды коэффициент 2:

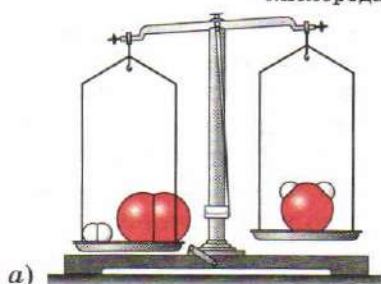


Исходные
вещества:
 $H_2 + O_2$

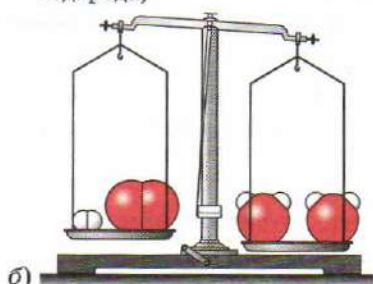
Продукт
реакции:
 H_2O
(не хватает атомов
кислорода)

Исходные
вещества:
 $H_2 + O_2$
(не хватает атомов
водорода)

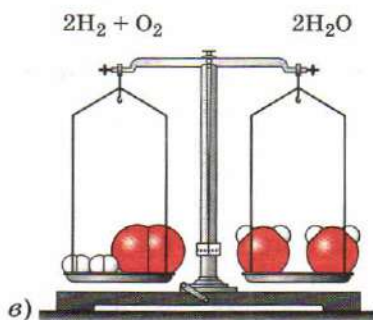
Продукт
реакции:
 $2H_2O$



Нет баланса



Нет баланса



Баланс

○ — водород H_2



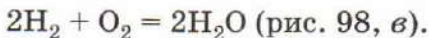
— кислород O_2



— вода H_2O

Рис. 98. Составление уравнения реакции взаимодействия водорода и кислорода

Но теперь в правой части уравнения стало четыре атома водорода, а в левой их осталось два. Чтобы уравнять число атомов водорода, запишем перед его формулой в левой части коэффициент 2. Так как мы уравняли число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения, заменим стрелку на знак равенства:



Теперь, наверное, вам понятно, почему такую запись называют уравнением (рис. 99).

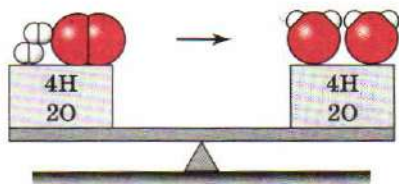


Рис. 99. Закон сохранения массы веществ на примере реакции, уравнение которой $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$

Для составления уравнений химических реакций, кроме знания формул реагентов и продуктов реакции, необходимо верно подобрать коэффициенты. Это можно сделать, используя несложные правила.

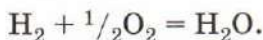
1. Перед формулой простого вещества можно записывать дробный коэффициент,

который показывает количество вещества реагирующих и образующихся веществ.

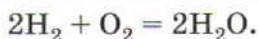
Так, для рассмотренного выше примера:



число атомов кислорода в правой и левой частях уравнения можно сделать равными с помощью коэффициента $1/2$, поставив его перед формулой кислорода:



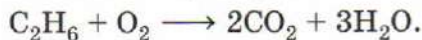
Но так как коэффициент показывает не только количество вещества, но и число молекул (атомов), а половину молекулы взять невозможно, лучше переписать приведённое уравнение, удвоив все коэффициенты в нём:



Приведём ещё пример составления уравнения реакции горения этана C_2H_6 , содержащегося в природном газе. Известно, что в результате этого процесса образуются углекислый газ и вода. Схема этой реакции:



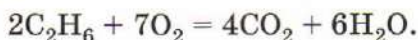
Уравняем число атомов углерода и водорода:



Теперь в правой части уравнения реакции 7 атомов кислорода, а в левой — только 2. Уравняем число атомов кислорода, записав перед формулой O_2 коэффициент 3,5 ($7 : 2 = 3,5$):



И наконец, перепишем полученное уравнение реакции, удвоив коэффициенты перед формулами всех участников реакции:



2. Если в схеме реакции есть формула соли, то вначале уравнивают число ионов, образующих соль.

Например, взаимодействие серной кислоты и гидроксида алюминия описывают схемой:



Образующаяся в результате реакции соль — сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — состоит из ионов алюминия Al^{3+} и сульфат-ионов SO_4^{2-} . Уравняем их число, записав перед формулами H_2SO_4 и $\text{Al}(\text{OH})_3$ соответственно коэффициенты 3 и 2:



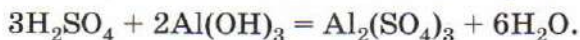
Чтобы уравнивать число атомов водорода и кислорода, воспользуемся третьим правилом.

3. Если участвующие в реакции вещества содержат водород и кислород, то атомы водорода уравнивают в предпоследнюю очередь, а атомы кислорода — в последнюю.

Следовательно, уравниваем число атомов водорода. В левой части схемы реакции 12 атомов водорода, а в правой — только 2, поэтому перед формулой воды запишем коэффициент 6:



Индикатором верности расстановки коэффициентов является равенство числа атомов кислорода в левой и правой частях уравнения реакции — по 24 атома кислорода. Поэтому заменим стрелку на знак равенства:

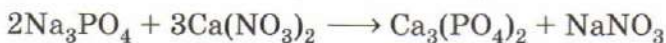


4. Если в схеме реакции имеется несколько формул солей, то необходимо начинать уравнивание с ионов, входящих в состав соли, содержащей большее их число.

Например, взаимодействие растворов фосфата натрия и нитрата кальция описывают схемой:



Наибольшее число ионов содержит один из продуктов реакции — фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, поэтому уравнивают ионы, которыми образована эта соль, — Ca^{2+} и PO_4^{3-} :



и, наконец, ионы Na^+ и NO_3^- :



1. Химические уравнения. 2. Правила подбора коэффициентов в уравнениях реакций.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Запишите в виде химических уравнений следующие предложения: а) «При обжиге карбоната кальция образуются оксид кальция и оксид углерода (IV)»; б) «При взаимодействии оксида фосфора (V) с водой получается фосфорная кислота». Какая из реакций будет экзотермической, а какая — эндотермической?
- 2 Составьте уравнения по следующим схемам:
 - а) $\text{CuCl}_2 + \text{Al} \xrightarrow{t} \text{AlCl}_3 + \text{Cu}$;
 - б) $\text{P} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{P}_2\text{O}_5$;
 - в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$;
 - г) $\text{CuOH} \xrightarrow{t} \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$;
 - д) $\text{CS}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2$;
 - е) $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
ацетилен
 - ж) $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$;
колчедан

Под формулами веществ напишите их названия.

3 Запишите уравнения химических реакций по следующим схемам:

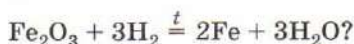
а) фосфорная кислота + гидроксид натрия \longrightarrow фосфат натрия + вода;

б) оксид натрия + вода \longrightarrow гидроксид натрия;

в) оксид железа (II) + алюминий \xrightarrow{t} оксид алюминия + железо;

г) гидроксид меди (II) \xrightarrow{t} оксид меди (II) + вода.

4 Что показывает уравнение следующей химической реакции:



Вычислите количество вещества водорода, которое взаимодействует с 1 моль оксида железа (III). Вычислите объём водорода, который взаимодействует с 1 моль оксида железа (III). Вычислите количество вещества железа, которое при этом образуется. Сколько молекул воды при этом получается?

§ 29 Расчёты по химическим уравнениям

По химическим уравнениям можно рассчитать массу, объём и количество реагирующих и образующихся веществ.

Для расчётов очень важно выбрать соответствующие друг другу единицы измерения массы, объёма и количества веществ. С этой целью можно воспользоваться таблицей 7.

Для того чтобы решить расчётную задачу по химии, можно воспользоваться следующим алгоритмом.

1. Составить уравнение химической реакции.

2. Перевести данные задачи (массу или объём) в количество вещества (моль, кмоль, ммоль).

Если по условию задачи в реакцию вступают вещества, содержащие примеси, то сначала надо определить массу чистого вещества, а затем рассчитать его количество; если в задаче речь идёт о растворе, то сначала надо вычислить массу растворённого вещества, которое затем перевести в количество вещества.

| Единица измерения | Масса (m) | Кол-во в-ва (n) | Молярная масса (M) | Объём (V) | Молярный объём (V_m) | Число частиц (N) |
|---|---------------|---------------------|------------------------|---------------|---------------------------|--|
| Наиболее часто применяемая при изучении химии | г | моль | г/моль | л | л/моль | $6 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро — N_A) |
| В 1000 раз большая | кг | кмоль | кг/кмоль | м^3 | $\text{м}^3/\text{кмоль}$ | $6 \cdot 10^{26}$ |
| В 1000 раз меньшая | мг | ммоль | мг/ммоль | мл | мл/ммоль | $6 \cdot 10^{20}$ |

3. Над соответствующей формулой в уравнении записать найденное количество вещества, а количества над формулами искоемых веществ обозначить через x и y .

4. Найти количества искоемых веществ, зная, что количественные отношения между веществами соответствуют коэффициентам перед их формулами в уравнении реакции.

5. Перевести найденные количества веществ в массу или объём.

6. Оформить ответ.

Задача 1. Рассчитайте объём водорода (н. у.), который потребуется для взаимодействия с 480 кг оксида железа (III). Вычислите количество вещества воды, которое при этом образуется.

Дано:

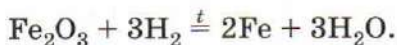
$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 480 \text{ кг}$$

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

$$n(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

Решение:

1. Запишем уравнение химической реакции:



2. а) Для того чтобы найти количество вещества оксида железа (III), сначала рассчитаем его молярную массу (в данном случае киломолярную, так как масса оксида железа (III) дана в килограммах (см. табл. 7)):

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160;$$

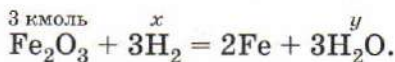
$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160 \text{ кг/кмоль.}$$

б) Найдём количество вещества оксида железа (III) в киломолях, так как исходное данное в задаче предложено в килограммах:

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)};$$

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{480 \text{ кг}}{160 \text{ кг/кмоль}} = 3 \text{ кмоль.}$$

3. Над формулой исходного вещества — оксида железа (III) — в уравнении реакции запишем найденное количество вещества — 3 кмоль, а количества веществ водорода и воды обозначим над их формулами соответственно через x и y :



4. а) Согласно уравнению реакции 1 кмоль оксида железа (III) взаимодействует с 3 кмоль водорода. Следовательно, 3 кмоль оксида железа (III) соответствует в три раза большее количество вещества водорода, т. е. $x = 9$ кмоль.

б) Рассчитаем объём водорода по найденному количеству вещества:

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_m;$$

$$V(\text{H}_2) = 9 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} = 201,6 \text{ м}^3.$$

5. Согласно уравнению реакции из 1 кмоль оксида железа (III) образуется 3 кмоль воды, а из 3 кмоль оксида железа (III) — в три раза большее количество вещества воды, т. е. $y = 9$ моль.

Ответ: $V(\text{H}_2) = 201,6 \text{ м}^3$; $n(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ кмоль}$.

Задача 2. Какой объём воздуха (н. у.) потребуется для взаимодействия с 270 г алюминия, содержащего 20% примесей? Какое количество вещества оксида алюминия при этом получится?

Дано:

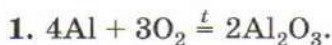
$$m(\text{Al}) = 270 \text{ г}$$

$$w(\text{примесей}) = 20\%$$

$$V_{(\text{возд})} = ?$$

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = ?$$

Решение:



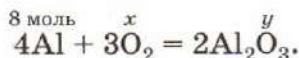
$$2. w_{(\text{чист})}(\text{Al}) = 1 - 0,2 = 0,8,$$

$$m_{(\text{чист})}(\text{Al}) = 270 \text{ г} \cdot 0,8 = 216 \text{ г},$$

$$n(\text{Al}) = \frac{m_{(\text{чист})}(\text{Al})}{M(\text{Al})};$$

$$n(\text{Al}) = \frac{216 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 8 \text{ моль}.$$

3. Над формулой алюминия в уравнении реакции запишем найденное количество — 8 моль, а количества кислорода и оксида алюминия обозначим соответственно через x и y :



4. Согласно уравнению реакции 4 моль алюминия взаимодействует с 3 моль кислорода, в результате чего получается 2 моль оксида алюминия. Следовательно, 8 моль алюминия соответствуют 6 моль кислорода и 4 моль оксида алюминия.

$$n(\text{O}_2) = 6 \text{ моль}; \quad n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 4 \text{ моль}.$$

5. Рассчитаем объём кислорода по найденному количеству вещества:

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m;$$

$$V(\text{O}_2) = 6 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 134,4 \text{ л}.$$

6. Однако в задаче требуется найти объём не кислорода, а воздуха. В воздухе содержится 21% кислорода по объёму. Преобразуя формулу $\varphi = V(\text{O}_2)/V_{(\text{возд})}$, найдём объём воздуха:

$$V_{(\text{возд})} = V(\text{O}_2) : \varphi(\text{O}_2) = 134,4 : 0,21 = 640 \text{ (л)}.$$

Ответ: $V_{(\text{возд})} = 640 \text{ л}; \quad n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 4 \text{ моль}.$

Задача 3. Какой объём водорода (н. у.) выделится при взаимодействии 730 г 30% -й соляной кислоты с необходимым по реакции количеством вещества цинка? Каково это количество вещества?

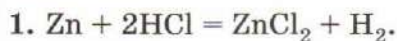
Дано:

$$\begin{aligned} m(\text{р-ра HCl}) &= \\ &= 730 \text{ г} \\ w(\text{HCl}) &= 30\% \end{aligned}$$

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

$$n(\text{Zn}) - ?$$

Решение:



2. а) Найдём массу хлороводорода, содержащегося в соляной кислоте:

$$\begin{aligned} m(\text{HCl}) &= m(\text{р-р}) \cdot w = \\ &= 730 \text{ г} \cdot 0,3 = 219 \text{ г}. \end{aligned}$$

б) Найдём молярную массу хлороводорода:

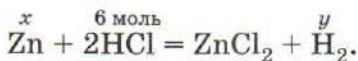
$$M_r(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5;$$

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}.$$

Рассчитаем количество вещества хлороводорода:

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})}; \quad n(\text{HCl}) = \frac{219 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 6 \text{ моль}.$$

3. Над формулой хлороводорода в уравнении реакции запишем найденное количество вещества — 6 моль, а количество веществ цинка и водорода обозначим соответственно через x и y :



4. Согласно уравнению реакции 2 моль хлороводорода взаимодействует с 1 моль цинка, в результате чего получается 1 моль водорода. Следовательно, 6 моль хлороводорода соответствуют 3 моль цинка и 3 моль водорода.

5. Рассчитаем объём водорода по найденному количеству:

$$\begin{aligned} V(\text{H}_2) &= n(\text{H}_2) \cdot V_m; \\ V(\text{H}_2) &= 3 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 67,2 \text{ л}. \end{aligned}$$

Ответ: $V(\text{H}_2) = 67,2 \text{ л}$; $n(\text{Zn}) = 3 \text{ моль}$.

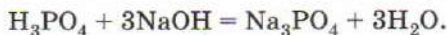
1. Единицы важнейших величин. 2. Алгоритм вычисления по уравнению реакции.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Какой объём водорода (н. у.) и количество вещества соли образуется при взаимодействии соляной кислоты с 540 мг алюминия, содержащего 4% примесей?
- 2 Какая масса оксида кальция получится при разложении 250 кг карбоната кальция, содержащего 20% примесей? Какой объём (н. у.) оксида углерода (IV) при этом выделится?
- 3 Сколько молекул кислорода и какой объём водорода (н. у.) образуется при разложении 180 г воды?
- 4 Придумайте условие задачи, в которой необходимо использовать приведённое ниже уравнение, и решите её:



- 5 Придумайте и решите задачу, в условиях которой была бы дана масса раствора вещества с определённой массовой долей растворённого вещества, а требовалось бы найти количество вещества одного из веществ и объём другого. При составлении задачи используйте уравнение реакции:



§ 30 Реакции разложения

В окружающем мире и внутри нас каждую секунду протекают миллионы реакций. Получить представление о них нам помогает классификация реакций. С одной из классификаций — «по признаку поглощения или выделения теплоты» — мы уже познакомились. Рассмотрим ещё одну классификацию реакций — «по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции».

Познакомимся с реакциями разложения. Обратимся к истории химии. В 1774 г. английский химик Дж. Пристли, используя стеклянную двояковыпуклую линзу (большое увеличительное стекло), направил сконцентрированный ею пучок солнечных лучей на оксид ртути (II) и получил кислород (рис. 100). Чтобы подчеркнуть, что кислород — это газ, в уравнении реакции рядом с его формулой записывают стрелку, направленную вверх:

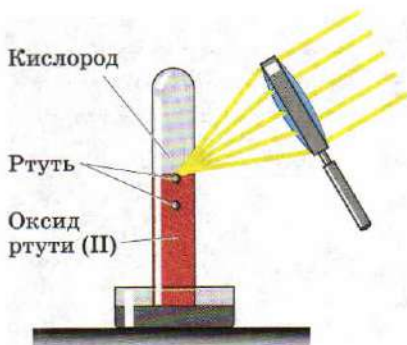
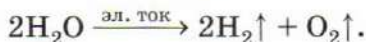


Рис. 100. Опыт Пристли



Обратите внимание на следующий признак этой реакции разложения — в неё *вступает одно* сложное вещество, а *образуются два* новых простых вещества.

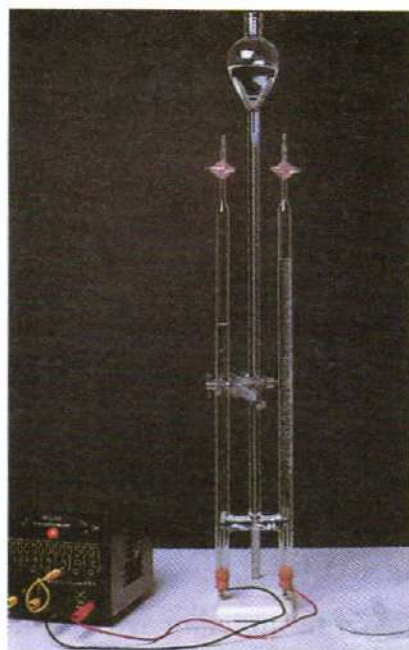
Рассмотрим другую аналогичную реакцию: разложение воды электрическим током с помощью специальной установки — электролизёра (рис. 101):



Этот процесс служит одним из способов получения чистого кислорода. Однако в лабораторной практике кислород часто получают разложением другого вещества — пероксида водорода H_2O_2 (в обиходе его часто называют перекисью водорода):



Если подогреть некоторый объём пероксида водорода в пробирке, не доводя его до кипения, то кислород выделяется медленно и его будет недостаточно, чтобы увидеть, как вспыхнет внесённая в верхнюю часть пробирки тлеющая лучинка. В этом случае говорят, что химическая реакция идёт с *небольшой скоростью*. Можно ли увеличить скорость химической реакции?



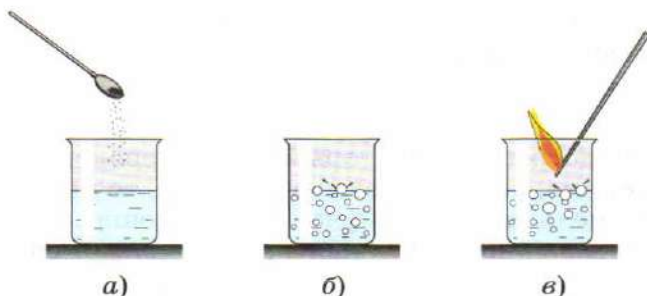
a)



б)

Рис. 101. Электролиз воды: *a* — фотография электролизёра; *б* — схема электролизёра

Нальём в химический стакан на $\frac{1}{3}$ его объёма купленного в аптеке пероксида водорода и с помощью ложечки аккуратно всыпем в него немного порошка оксида марганца (IV) (рис. 102, *a*). Жидкость в стакане мгновенно «вскипает» от бурно выделяющегося кислорода



a)

б)

в)

Рис. 102. Разложение пероксида водорода с использованием оксида марганца (IV)

(рис. 102, б). Внесённая в верхнюю часть стакана тлеющая лучинка ярко вспыхивает, доказывая наличие кислорода (рис. 102, в). В этом случае говорят о том, что реакция протекает с **большой скоростью**. Следовательно, **скорость химической реакции** — это быстрота её протекания, т. е. быстрота превращения одних веществ в другие.

Мы научились управлять скоростью химической реакции разложения пероксида водорода, и помог нам в этом оксид марганца (IV) — катализатор этой реакции.



Катализаторы — это вещества, изменяющие скорость химических реакций, но по окончании их остающиеся качественно и количественно неизменёнными.

По окончании химической реакции разложения пероксида водорода ускоривший её протекание оксид марганца (IV) не изменился. Как это можно доказать? Если вылить из химического стакана оставшийся в нём продукт реакции — воду, а затем прилить в него свежую порцию пероксида водорода, то реакция будет протекать снова.

Аналогичный процесс вы могли наблюдать, если полученную вами ранку для её обеззараживания обрабатывали перекисью водорода. Бурное выделение кислорода катализируется в этом случае содержащимся в крови биологическим катализатором — ферментом каталазой.



Биологические катализаторы белковой природы называют **ферментами**.

Большинство химических процессов в живых организмах протекают с участием ферментов.

Ферменты входят в состав многих стиральных порошков и помогают отстирывать пятна крови, белков, чая и других загрязнителей. С помощью ферментов варят пиво, изготавливают сыры и лекарственные средства.

Обратим внимание на признак реакции разложения пероксида водорода — в реакцию *вступило одно сложное вещество, а образовались два новых* — простое и сложное.

Рассмотрим ещё одну разновидность реакций разложения.

Подогреем в пробирке на пламени спиртовки свежеполученный голубой студенистый осадок гидроксида меди (II). Содержимое пробирки чернеет из-за получающегося в результате реакции разложения оксида меди (II):



В этой реакции из одного сложного вещества (гидроксида меди (II)) образовались два новых сложных вещества: оксид меди (II) и вода.

В промышленности разложение минерала известняка, основу которого составляет карбонат кальция, используют для получения негашёной извести (оксида кальция):



Этот производственный процесс называют обжигом известняка. Его также применяют для производства углекислого газа, который имеет большое промышленное значение (*вспомните какое*).

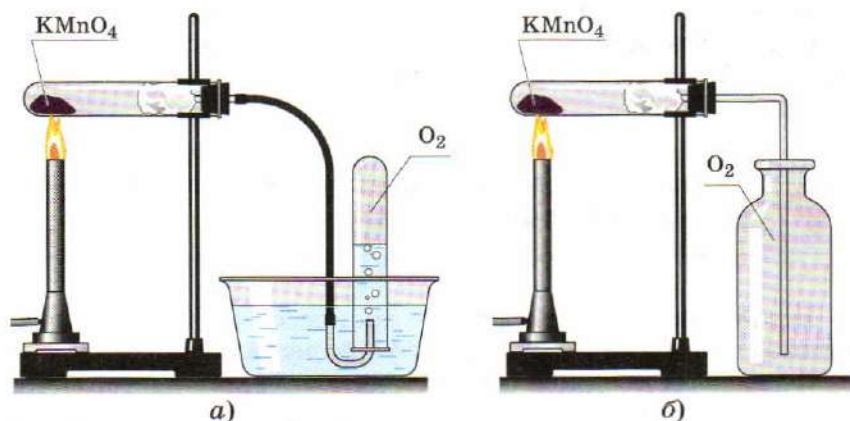


Рис. 103. Получение и собирание кислорода:
а — методом вытеснения воды; б — методом вытеснения воздуха

А может в результате реакции разложения получиться не два, а более двух веществ?

Опять обратимся к эксперименту: получим кислород ещё одним способом — разложением перманганата калия KMnO_4 , в быту называемого марганцовкой:



и соберём его (рис. 103).

В данном случае в реакцию вступило одно сложное вещество, а образовалось три новых вещества — два сложных и одно простое.

Подведём итоги — сформулируем определение понятия «реакция разложения».



Реакции разложения — это такие реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуются два и более новых вещества.

1. Реакции разложения. 2. Скорость химической реакции. 3. Катализаторы. 4. Ферменты.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Запишите уравнения реакций разложения, схемы которых:
 - а) $\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{P}_2\text{O}_5$;
 - в) $\text{HNO}_3 \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
 - г) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$.

- 2 Какое количество вещества воды разложилось под действием постоянного электрического тока, если при этом образовалось $67,2 \text{ м}^3$ кислорода (н. у.)? Каков объём (н. у.) полученного при этом водорода?
- 3 Какие группы реакций вы знаете по признаку выделения или поглощения теплоты? Как можно назвать реакцию, протекающую с участием катализатора? А как — с участием фермента?
- 4 Запишите уравнение реакции разложения нитрата серебра, если в результате неё образуются кислород, оксид азота (IV) и серебро.
- 5 Какая масса перманганата калия потребуется для получения $11,2 \text{ л}$ кислорода (н. у.)?
- 6 Запишите формулы соответствующих кислот и оксидов, если известны формулы солей: KMnO_4 , K_2CrO_4 .

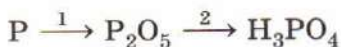
§ 31 Реакции соединения

Понятие «реакции соединения» является антонимом понятия «реакции разложения». Попробуйте, используя приём противопоставления, дать определение понятия «реакции соединения». Верно! У вас получилась следующая формулировка.



Реакции соединения — это такие реакции, в результате которых из одного или нескольких исходных веществ образуется одно сложное вещество.

Рассмотрим этот тип реакций с помощью ещё одной, новой для вас формы записи химических процессов — так называемых цепочек переходов, или превращений. Например, схема

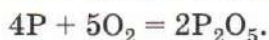


показывает превращение фосфора в оксид фосфора (V) P_2O_5 , который, в свою очередь, затем превращается в фосфорную кислоту H_3PO_4 .

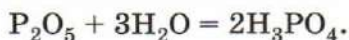
Число стрелок в схеме превращения веществ соответствует минимальному числу химических превращений — химических реакций. В рассматриваемом примере это два химических процесса.

1-й процесс. Получение оксида фосфора (V) P_2O_5 из фосфора. Очевидно, что это реакция соединения фосфора с кислородом.

Поместим немного красного фосфора в ложечку для сжигания веществ и подожжём его. Фосфор горит ярким пламенем с образованием белого дыма, состоящего из маленьких частичек оксида фосфора (V):



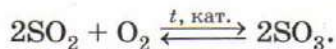
2-й процесс. Внесём ложечку с горящим фосфором в колбу. Она заполняется густым дымом из оксида фосфора (V). Вынем ложечку из колбы, прильём в колбу воду и взболтаем содержимое, предварительно закрыв горлышко колбы пробкой. Дым постепенно редет, растворяется в воде и, наконец, исчезает совсем. Если к полученному в колбе раствору добавить немного лакмуса, он окрасится в красный цвет, что является доказательством образования фосфорной кислоты:



Реакции, которые проводят для осуществления рассматриваемых переходов, протекают без участия катализатора, поэтому их называют *некаталитическими*. Рассмотренные выше реакции протекают только в одном направлении, т. е. являются *необратимыми*.

Проанализируем, сколько и каких веществ вступало в рассмотренные выше реакции и сколько и каких веществ в них образовалось. В первой реакции из двух простых веществ образовалось одно сложное, а во второй — из двух сложных веществ, каждое из которых состоит из двух элементов, образовалось одно сложное вещество, состоящее уже из трёх элементов.

Одно сложное вещество может также образоваться и в результате реакции соединения сложного и простого веществ. Например, при производстве серной кислоты из оксида серы (IV) получают оксид серы (VI):

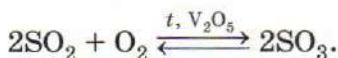


Эта реакция протекает как в прямом направлении, т. е. с образованием продукта реакции, так и в обратном, т. е. происходит разложение продукта реакции на исходные вещества, поэтому в них вместо знака равенства ставят знак обратимости \rightleftharpoons .



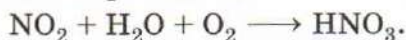
Химические реакции, которые протекают одновременно в двух противоположных направлениях — прямом и обратном, называют **обратимыми**.

В этой реакции участвует катализатор — оксид ванадия (V) V_2O_5 , который указывают над знаком обратимости:



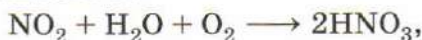
Реакции, протекающие с участием катализатора, называют **каталитическими**, а с участием ферментов — **ферментативными**. Реакции, протекающие без участия катализатора, называют **некаталитическими**.

Сложное вещество также может быть получено и в реакции соединения трёх веществ. Например, азотную кислоту получают по реакции, схема которой:

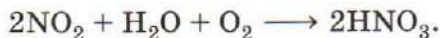


Рассмотрим, как подобрать коэффициенты для уравнивания схемы этой химической реакции.

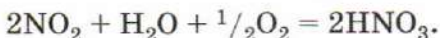
Число атомов азота уравнивать не нужно: и в левой, и в правой частях схемы по одному атому азота. Уравняем число атомов водорода — перед формулой кислоты запишем коэффициент 2:



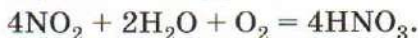
но при этом нарушится равенство числа атомов азота — в левой части остался один атом азота, а в правой их стало два. Запишем коэффициент 2 перед формулой оксида азота (IV):



Подсчитаем число атомов кислорода: в левой части схемы реакции их семь, а в правой части — шесть. Чтобы уравнять число атомов кислорода (по шесть атомов в каждой части уравнения), вспомним, что перед формулами простых веществ можно записать дробный коэффициент $1/2$:



Сделаем коэффициенты целыми. Для этого перепишем уравнение, удвоив коэффициенты:



Следует отметить, что почти все реакции соединения относятся к экзотермическим реакциям.



Лабораторный опыт № 15

Прокаливание меди в пламени спиртовки

Рассмотрите выданную вам медную проволоку (пластину) и опишите её внешний вид. Прокалите проволоку, удерживая её тигельными щипцами, в верхней части пламени спиртовки в течение 1 мин. Опишите условие проведения реакции. Опишите признак, подтверждающий, что произошла химическая реакция. Составьте уравнение проведённой реакции. Назовите исходные вещества и продукты реакции.

Объясните, изменилась ли масса медной проволоки (пластины) после окончания проведения опыта. Ответ обоснуйте, используя знания о законе сохранения массы веществ.

1. Реакции соединения — антонимы реакций разложения. 2. Каталитические (в том числе и ферментативные) и некаталитические реакции. 3. Цепочки переходов, или превращений. 4. Обратимые и необратимые реакции.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими

содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

?

- 1 Запишите уравнения реакций соединения, протекающих согласно схемам:
а) $\text{Li} \longrightarrow \text{Li}_2\text{O} \longrightarrow \text{LiOH}$;
б) $\text{Ca} \longrightarrow \text{CaO} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2$;
в) $\text{N}_2 \longrightarrow \text{NO} \longrightarrow \text{NO}_2 \longrightarrow \text{HNO}_3$;
г) $\text{S} \longrightarrow \text{SO}_2 \longrightarrow \text{SO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$;
д) $\text{P} \longrightarrow \text{P}_2\text{O}_3 \longrightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$.
- 2 Запишите уравнения реакций, схемы которых:
а) $\text{Li} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \dots$;
б) $\text{Al} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \dots$;
в) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t} \text{FeCl}_3$;
г) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Fe(OH)}_3$.
- 3 Не производя вычислений, укажите, в каком из оксидов серы — (IV) или (VI) — содержание кислорода больше. Найдите массовую долю кислорода в каждом из указанных оксидов.
- 4 Для проведения каких реакций, соединения или разложения, необходима постоянная подача теплоты для их протекания, а для каких — только первоначальная подача теплоты?
- 5 Прodelайте дома следующий опыт. Вылейте в стакан $\frac{1}{3}$ аптечного пузырька 3%-й перекиси водорода. Положите в стакан четверть чайной ложки свеженатёртых моркови или картофеля, аккуратно взболтайте смесь. Что наблюдаете? Опустите в стакан (не касаясь жидкости) зажжённую лучинку. Что наблюдаете? Попробуйте дать объяснение наблюдаемому явлению.
- 6 Приведите примеры действия ферментов, с которыми вы знакомились на уроках анатомии человека.
- 7 Сухой хлор хранят в железных баллонах. Влажный хлор разрушает железо. Какую роль играет вода в последнем процессе?
- 8 Дайте характеристику реакций, приведённых в параграфе, по плану: а) характер и число реагентов и продуктов; б) направление; в) наличие катализатора; г) выделение или поглощение теплоты.

§ 32 Реакции замещения

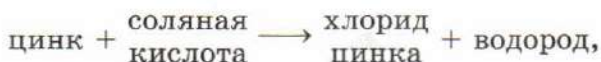
Познакомимся с третьим типом реакций — *реакциями замещения*.

Повторим опыт замечательного английского химика — лорда Г. Кавендиша.

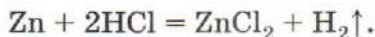
Нальём в пробирку 2—3 мл соляной кислоты, а затем поместим в неё 2—3 гранулы (от греч. *гранула* — зёрнышко) цинка. Заметим выделение газа. Накроем на 3—4 с пробирку-реактор, в которой протекает реакция, другой пробиркой большего диаметра и соберём в неё выделяющийся газ (методом вытеснения воздуха). Это возможно потому, что выделяющийся в результате этой реакции газ — водород — гораздо легче воздуха. Приподняв пробирку с водородом над пробиркой-реактором, быстро поднесём её отверстие к пламени горелки. Раздастся взрыв, сопровождающийся характерным «лающим» звуком. Это взрывается смесь водорода с воздухом, которую образно называют «гремучим газом». Точнее, так называют смесь 2 объёмов водорода и 1 объёма кислорода.

Если же закрыть отверстие пробирки-реактора пальцем и через 5—10 с после того, как почувствуется давление собранного в верхней части пробирки газа на палец, убрать его с одновременным поднесением к отверстию горячей спички, то раздастся лёгкий хлопок — результат сгорания чистого водорода. Если несколько капель жидкости, полученной в результате реакции между цинком и соляной кислотой, поместить на часовое стекло и выпарить, то можно заметить образование кристалликов соли — хлорида цинка.

Составим уравнение реакции цинка с соляной кислотой:

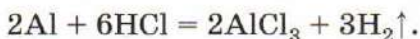
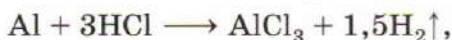


и, наконец,

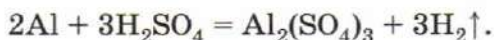
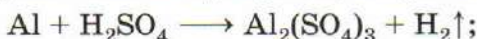


Аналогичную реакцию можно провести и с другим металлом — алюминием:

алюминий + соляная кислота \longrightarrow хлорид алюминия + водород,



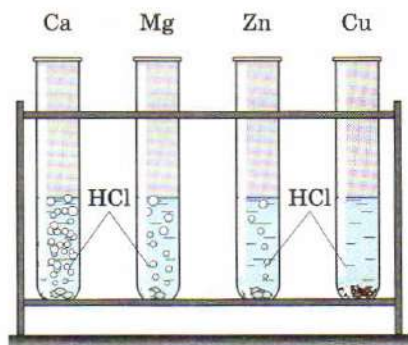
С раствором серной кислоты цинк и алюминий образуют уже другие соли — сульфаты, например:



Все ли металлы взаимодействуют с кислотами с образованием соли и водорода?

Обратимся к эксперименту. Налейм в четыре одинаковые пробирки равные объёмы соляной кислоты и поместим в них разные металлы: в 1-ю — кусочек кальция, во 2-ю — магния, в 3-ю — цинка, а в 4-ю — меди (рис. 104). Нетрудно заметить, что интенсивность выделения водорода будет уменьшаться от кальция к цинку, а в пробирке с медью газ вообще не выделяется — там не происходит реакция.

Для прогнозирования возможности протекания реакций между металлами и кислотами обратимся к так называемому *ряду активности (напряжений) металлов*:



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

Рис. 104. Взаимодействие различных металлов с соляной кислотой

Почему же в ряд металлов попал неметалл — водород? Оказывается, каждый из металлов, расположенных в ряду активности металлов до водорода, способен вытеснить его из растворов кислот. А вот медь с

соляной кислотой не взаимодействует и поэтому находится в ряду активности металлов после водорода. В пробирке с этим металлом и соляной кислотой реакции не наблюдалось. Аналогично не будут вытеснять водород из растворов кислот ртуть, серебро и золото.

Ряд активности металлов можно также использовать для прогнозирования возможности протекания реакций вытеснения одних металлов из растворов их солей другими.

Обратимся к эксперименту: поместим в химический стакан с раствором сульфата меди (II) большой железный гвоздь. Уже через 2—3 мин можно заметить, что та часть гвоздя, которая находится в растворе, покрылась красным налётом выделившейся меди (рис. 105). Произошла реакция, уравнение которой:



Цинк взаимодействует с растворами солей меди и серебра, но не магния или цинка (рис. 106).

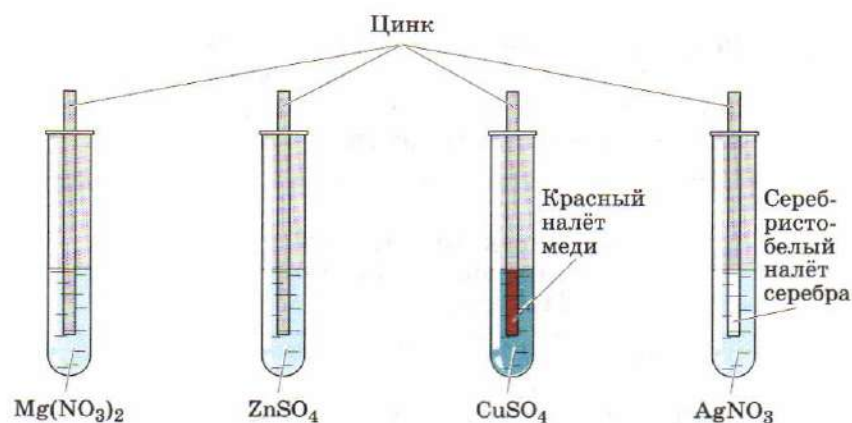


Рис. 106. Взаимодействие цинка с растворами различных солей

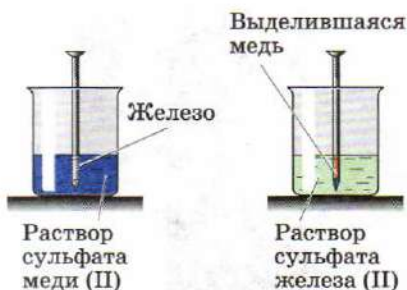
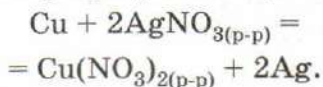


Рис. 105. Реакция замещения меди железом в растворе сульфата меди (II)



Рис. 107. Кристаллы серебра, выделившиеся на медной проволоке в результате реакции замещения меди в растворе нитрата серебра

Для того чтобы реакция между металлом и раствором соли была практически осуществима, необходимо выполнение следующего условия: металл должен располагаться в ряду активности металлов левее металла, входящего в соль, т. е. быть активнее металла соли. Поэтому медь не вступает в реакцию с раствором соли свинца или железа, но зато вытесняет серебро из раствора нитрата серебра (рис. 107):



Все рассмотренные выше реакции относят к реакциям замещения. Нетрудно заметить, что эти реакции протекают между двумя исходными веществами, одно из которых простое, а другое — сложное, а в результате получаются два новых вещества — новое простое и новое сложное.



Реакции замещения — это такие реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из химических элементов в сложном веществе.



Лабораторный опыт № 16

Замещение меди в растворе сульфата меди (II) железом

Налейте в две пробирки по 2 мл раствора сульфата меди (II). Опишите цвет раствора. Осторожно погрузите в одну из пробирок железный гвоздь (скрепку), привязанный на нитке. Опишите условие проведения реакции.

Через 5 мин извлеките гвоздь из раствора и опишите произошедшие с ним изменения. Образованием какого вещества они вызваны? Опишите цвет образовавшегося раствора и сравните его с цветом исходного раствора. Напишите уравнение реакции сульфата меди (II) с железом, учитывая, что в продукте реакции степень окисления железа равна +2.

1. Реакции замещения. 2. Ряд активности металлов. 3. Условия взаимодействия металлов с растворами кислот и солей.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Какие реакции называют реакциями замещения? Сравните их с реакциями соединения и разложения.
- 2 Запишите уравнения следующих реакций замещения:
 - а) оксид железа (III) + алюминий \xrightarrow{t}
 - б) оксид железа (III) + водород \xrightarrow{t}
 - в) хлорид меди (II) (р-р) + алюминий \longrightarrow
 - г) оксид свинца (IV) + углерод \xrightarrow{t}
 - д) бромид железа (III) (р-р) + хлор \longrightarrow
- 3 Рассчитайте объём водорода (н. у.), который образуется при взаимодействии 1,5 моль алюминия с соляной кислотой. Какое количество вещества хлороводорода потребуется для этой реакции?
- 4 Определите объём водорода (н. у.), который потребуется для замещения всей меди из 640 мг образца оксида меди (II), содержащего 25% примесей.

- 5 Найдите количество вещества серебра, которое выделится на медной пластинке, помещённой в 169 г 2,5%-го раствора нитрата серебра, если исходить из предположения, что вся соль вступит в реакцию.

§ 33 Реакции обмена

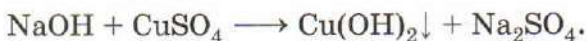
Познакомимся с последним типом реакций по признаку «число и состав исходных веществ и продуктов реакции».

В демонстрационную пробирку нальём раствор щёлочи — гидроксида натрия, а затем добавим к нему раствор соли — сульфата меди (II). Выпадет густой синий осадок нерастворимого в воде гидроксида меди (II) (рис. 108). Если небольшую часть содержимого из пробирки, в которой образовался осадок, профильтровать и выпарить несколько капель полученного раствора на часовом стекле, то нетрудно будет заметить появление белых кристалликов соли, образовавшейся в ходе реакции:



Чтобы подчеркнуть, что в результате реакции образуется осадок нерастворимого в воде гидроксида меди (II), рядом с его формулой в уравнении реакции записывают стрелку, направленную вниз.

Бесспорно, полученная соль может быть только сульфатом натрия Na_2SO_4 :



В результате проведённой реакции два сложных вещества ионного строения — гидроксид натрия и сульфат меди (II) — обменялись своими ионами, т. е. произошла реакция обмена, уравнение которой:



Реакции обмена — это реакции, в результате которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями.

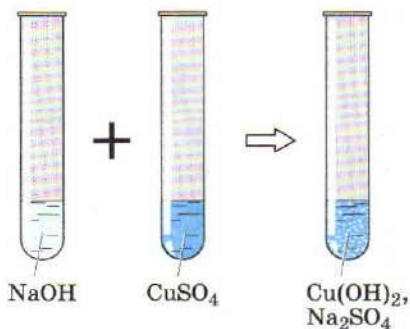


Рис. 108. Взаимодействие гидроксида натрия с сульфатом меди (II)



Рис. 109. Взаимодействие иодида натрия с нитратом свинца (II)

Аналогично обмениваются ионами в результате реакции обмена иодид натрия и нитрат свинца (II) в растворе. В итоге выпадает жёлтый осадок иодида свинца (II) (рис. 109):



В демонстрационную пробирку нальём раствор щёлочи и добавим к нему несколько капель фенолфталеина. Содержимое пробирки окрасится в малиновый цвет, что свидетельствует о щелочной среде раствора. Если же теперь к содержимому пробирки прилить немного раствора кислоты, окраска исчезнет, раствор обесцветится, что является признаком химической реакции (рис. 110). Если несколько капель жидкости, полученной в результате реакции, выпарить на часовом стекле, то на нём образуются кристаллики соли. Ещё одним продуктом проведённой реакции является вода:



Обратите внимание, взаимодействуют два сложных вещества: щёлочь, состоящая из ионов металла и гидроксид-ионов, и кислота — молекулярное соединение, которое в растворе образует ионы водорода и кислотного остатка. В итоге образуются два новых сложных вещества: ионное соединение — соль и молекулярное — вода.



Рис. 110. Взаимодействие растворов щёлочи и кислоты

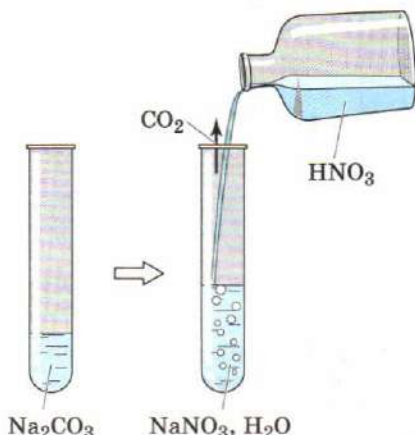


Рис. 111. Взаимодействие карбоната натрия с азотной кислотой

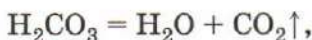
В каждом из двух взаимодействующих растворов была своя среда, соответственно щелочная и кислотная. В результате реакции среда стала нейтральной. Поэтому реакцию обмена между кислотами и щелочами называют **реакцией нейтрализации**.

В демонстрационную пробирку нальём прозрачный бесцветный раствор карбоната натрия и добавим к нему немного раствора азотной кислоты. Признаком химической реакции послужит «вскипание» раствора из-за выделившегося в результате её углекислого газа (рис. 111):

соль + кислота \longrightarrow новая соль + новая кислота,



А откуда взялся углекислый газ? Вероятно, вы вспомните, что угольная кислота — непрочное соединение, которое распадается на углекислый газ и воду:



поэтому уравнение реакции следует записать так:

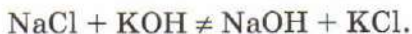


Сформулируем правило, согласно которому протекают реакции обмена между растворами веществ.



Реакции обмена, протекающие в растворах, идут до конца только в том случае, если в результате их образуется осадок, газ или вода.

Если к раствору хлорида натрия прилить раствор гидроксида калия, то никаких признаков реакции нельзя будет заметить — реакция не идёт, так как в результате её не образуется ни осадка, ни газа, ни воды:



1. Реакции обмена. 2. Реакции нейтрализации. 3. Условия протекания реакций обмена в растворах до конца.



1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

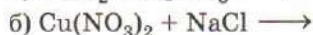
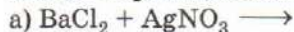


1 Какие реакции называют реакциями обмена? Чем они отличаются от реакций соединения, разложения и замещения?

2 Можно ли утверждать, что взаимодействие раствора карбоната какого-либо металла и кислоты является только реакцией обмена? Почему?

3 Запишите уравнения реакций обмена между растворами:
а) хлорида кальция и фосфата калия;
б) серной кислоты и гидроксида железа (III).

4 Какие из реакций обмена, схемы которых:



- в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{S} \longrightarrow$
 г) $\text{MgCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$
 д) $\text{HNO}_3 + \text{ZnSO}_4 \longrightarrow$
 е) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow$
 ж) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$

будут протекать до конца? Для ответа воспользуйтесь таблицей растворимости гидроксидов и солей в воде.

- 5 Определите количество вещества гидроксида натрия, которое потребуется для полной нейтрализации 980 г 30%-го раствора фосфорной кислоты.
- 6 Вычислите количество вещества и массу осадка, выпавшего при взаимодействии 980 г 20%-го раствора сульфата меди (II) с необходимым количеством гидроксида калия.

§ 34 Типы химических реакций на примере свойств воды

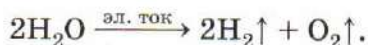
Вы уже познакомились с самым удивительным веществом на Земле — оксидом водорода, т. е. с водой H_2O .

Наша Родина занимает первое место в мире по запасам пресной воды — на территории России сосредоточена $\frac{1}{5}$ её мировых ресурсов. Речной сток составляет 4270 км³ в год, что соответствует 10% мирового речного стока, т. е. по 30 тысяч м³ на каждого россиянина. Для сравнения укажем, что засушливые или полузасушливые регионы мира, которые составляют 40% суши, имеют только 2% мировых запасов пресной воды. За источники чистой воды в некоторых странах Азии и Африки идут настоящие войны. По прогнозам, к 2025 г. в странах, испытывающих умеренную или серьёзную нехватку воды, будут жить уже две трети населения планеты.

И хотя в России, кроме рек, сосредоточено также более 26 тысяч км³ пресных вод в озёрах и существует 2000 водохранилищ, объём которых более 1 млн м³ каждое, проблема загрязнения водоёмов и нехватки питьевой воды является одной из актуальных.

На примере химических свойств воды, этого важнейшего из веществ на нашей планете, повторим основные типы химических реакций по признаку «число и состав исходных веществ и продуктов реакции».

Реакция разложения.
С этой реакцией, которая протекает под действием постоянного электрического тока и называется **электролизом**, вы уже знакомы:



Растения разлагают воду на водород и кислород в процессе фотосинтеза. Если веточку водного растения элодеи поместить в прибор, изображённый на рисунке 112,

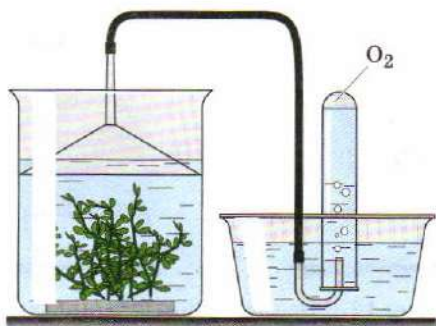
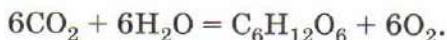


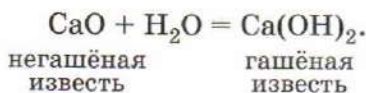
Рис. 112. Процесс фотосинтеза

и выставить на яркий солнечный свет, то уже через 10—15 мин в верхней части пробирки соберётся кислород, который образовался в результате разложения воды на свету — фотолитиза (*фотос* — свет, *лизос* — разложение). Как вы знаете из курса биологии, образовавшийся при этом водород с помощью многочисленных биохимических реакций образует с углекислым газом органическое вещество — глюкозу $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Совокупность всех этих процессов и называют **фотосинтезом**. Процесс фотосинтеза можно записать с помощью следующего обобщённого уравнения:



Реакции соединения. Вы рассматривали этот тип реакций на свойстве воды соединяться с оксидами металлов и неметаллов с образованием соответственно щелочей и растворимых кислородсодержащих кислот.

Если в фарфоровую чашечку поместить несколько кусочков уже известной вам негашёной извести — оксида кальция CaO , а затем приливать к ним постепенно воду, давая ей впитываться, над чашкой появится пар. Кусочки оксида кальция начнут разогреваться и превратятся в пушистые хлопья или порошок нового вещества — гидроксида кальция, или гашёной извести (рис. 113):



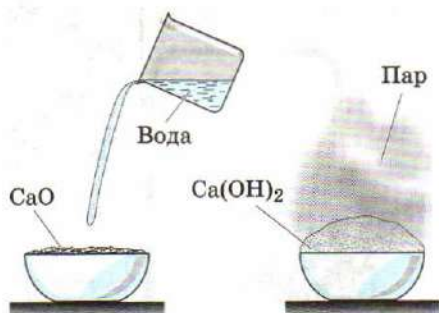


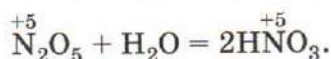
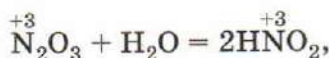
Рис. 113. Взаимодействие оксида кальция (негашёной извести) с водой

Теперь вам стало понятно, почему эту реакцию называют гашением извести.

Образуют щёлочи при взаимодействии с водой все оксиды металлов IА группы (главной подгруппы I группы) Периодической системы Д. И. Менделеева, поэтому эти элементы называют щелочными. Оксиды металлов главной под-

группы II группы (IIА группы) Периодической системы Д. И. Менделеева — кальция, стронция, бария (их в старину называли землями) — также образуют при взаимодействии с водой щёлочи. Поэтому эти элементы называют щёлочноземельными.

А вот оксиды неметаллов взаимодействуют с водой, образуя кислоты, в которых неметалл будет иметь ту же степень окисления, что и в соответствующем оксиде:

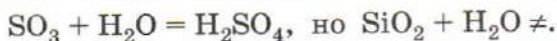


Теперь вам, очевидно, стало понятно, почему основания и кислородсодержащие кислоты называют в химии одним словом «гидроксиды».



Гидроксидами называют кислородсодержащие кислоты и основания.

Вам следует запомнить несложное правило: вода реагирует с оксидами металлов и оксидами неметаллов в том случае, если образуется растворимый гидроксид (щёлочь или кислородсодержащая кислота):



Реакции замещения.
Щелочные и щёлочноземельные металлы с водой могут образовывать щёлочи не только с помощью своих оксидов, но и при непосредственном взаимодействии. Только это будут уже реакции другого типа — реакции замещения, например:

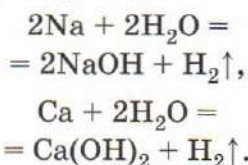


Рис. 114. Взаимодействие натрия с водой

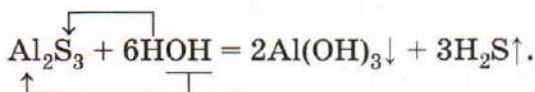
Нальём в чашку Петри, находящуюся на столике кодоскопа, немного воды и добавим к ней несколько капель фенолфталеина. Затем поместим в сосуд кусочек очищенного натрия величиной со спичечную головку. На экране будет проецироваться происходящая при этом химическая реакция (рис. 114): кусочек натрия превращается в круглый шарик (плавится, так как реакция экзотермическая), бегаёт по поверхности воды (натрий легче воды и подталкивается образующимся в результате взаимодействия газообразным водородом), оставляя за собой малиновый след (это изменяет окраску фенолфталеина получившаяся в результате реакции щёлочь — гидроксид натрия).

Реакции обмена. Если вы обратите внимание на уже знакомую вам таблицу растворимости гидроксидов и солей в воде, то, очевидно, заметите, что в некоторых клетках этой таблицы стоят прочерки, которые обозначают, что данное вещество в водной среде разлагается, или, как говорят, гидролизуется (*гидро* — вода, *лизос* — разложение).

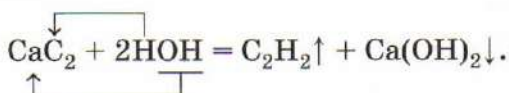


Обменное взаимодействие веществ с водой, приводящее к их разложению, называют **гидролизом**.

Гидролиз может быть обратимым (с ним вы будете знакомиться при изучении химии в старших классах) и необратимым. Например, необратимо гидролизуется сульфид алюминия:



Если в пробирку прилить на $1/3$ её объёма дистиллированной воды, а затем поместить в неё кусочек карбида кальция CaC_2 величиной с горошину, то можно заметить выделение газа — ацетилена C_2H_2 , а если затем в пробирку прилить раствор фенолфталеина, то появление малиновой окраски укажет на образование щёлочи — гидроксида кальция:



Гидролиз органических веществ — жиров, белков и углеводов, протекающий в живых организмах, — это основа их жизнедеятельности.

Следовательно, вода — не только самое важное вещество на Земле, но это и многоликое соединение, обладающее разнообразными химическими свойствами.

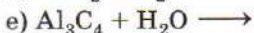
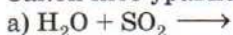
1. Электролиз.
2. Фотолиз.
3. Фотосинтез.
4. Щелочные и щёлочноземельные металлы.
5. Гидроксиды (основания и кислородсодержащие кислоты).
6. Условие взаимодействия оксидов металлов и неметаллов с водой.
7. Гидролиз.

1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



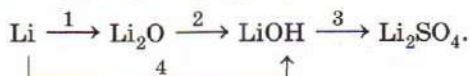
1 Закончите уравнения реакций, схемы которых:



Укажите типы реакций по признаку «число и состав исходных веществ и продуктов реакции». Назовите продукты реакций.

2 Какой объём ацетилена (н. у.) образуется в результате гидролиза 320 мг карбида кальция, содержащего 2% примесей?

3 Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Укажите типы реакций по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции.

4 Вычислите объём (н. у.) водорода, который образуется при взаимодействии 9,2 г натрия, содержащего 2,5% примесей, с водой. Вычислите количество вещества щёлочи, которое получится при этом.

5 Найдите массу глюкозы и объём кислорода (н. у.), образующихся в процессе фотосинтеза, если в реакцию вступило 448 м³ углекислого газа (н. у.). Вычислите количество вещества воды, которое для этого потребовалось.

Простейшие операции с веществом

Практическая работа № 1

Приёмы обращения с лабораторным оборудованием

Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории

1. Проводите опыты лишь с теми веществами, которые указаны учителем. Не берите для опыта больше вещества, чем это необходимо.

2. Строго соблюдайте указанные учителем меры предосторожности, иначе может произойти несчастный случай.

3. Не пробуйте вещества на вкус.

4. Твёрдые вещества берите из баночек только сухой ложкой или сухой пробиркой. Наливайте жидкость и насыпайте твёрдые вещества в пробирку осторожно. Предварительно проверьте, не разбито ли у пробирки дно и не имеет ли она трещин.

5. При выяснении запаха веществ не подносите сосуд близко к лицу, ибо вдыхание паров и газов может вызвать раздражение дыхательных путей. Для ознакомления с запахом нужно ладонью руки сделать движение от отверстия сосуда к носу (рис. 115).

6. Нагревая пробирку с жидкостью, держите её так, чтобы открытый конец её был направлен в сторону

и от себя, и от соседей. Производите опыты только над столом.

7. В случае ожога, пореза или попадания едкой и горячей жидкости на кожу или одежду немедленно обращайтесь к учителю или лаборанту.

8. Не приступайте к выполнению опыта, не зная, что и как нужно делать.

9. Не загромождайте своё рабочее место предметами, которые не потребуются для выполнения опыта. Работайте спокойно, без суетливости, не мешая соседям.

10. Производите опыты только в чистой посуде. Закончив работу, вымойте посуду. Банки и склянки закрывайте теми же пробками или крышками, какими они были закрыты. Пробки открываемых склянок ставьте на стол только тем концом, который не входит в горлышко склянки.

11. Обращайтесь бережно с посудой, веществами и лабораторными принадлежностями.

12. Закончив работу, приведите рабочее место в порядок.



Рис. 115. Ознакомление с запахом вещества

Лабораторное оборудование

В процессе выполнения практических работ в химической лаборатории используют лабораторный штатив и нагревательные приборы. Предварительно ознакомьтесь с их устройством и основными приёмами обращения с ними.

1. *Устройство лабораторного штатива.* Штатив (рис. 116) служит для укрепления частей химических установок при выполнении опытов. Он состоит из массивной чугунной подставки (1), в которую ввинчен стержень (2). Массивная подставка придаёт штативу устойчивость. На стержне при помощи муфт (3) укрепляют лапку (4) и кольцо (5).

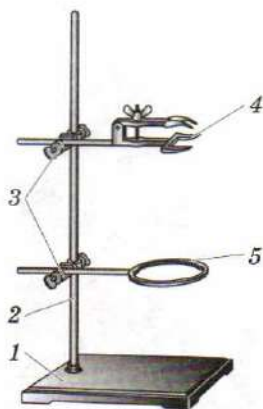


Рис. 116. Лабораторный штатив

Муфты с укрепленными в них лапкой и кольцами можно перемещать вдоль стержня и закреплять в нужном положении. Для этого при помощи винта необходимо ослабить крепление муфты к стержню и, поставив её на необходимую высоту, закрепить.

2. Использование лабораторного штатива. Снимите с установленного на столе штатива лапку и кольцо следующим образом. Ослабьте винт крепления муфты со стержнем и, поднимая муфту с лапкой или кольцом вверх, снимите её со стержня штатива. Затем освободите лапку и кольцо от муфты.

Для этого поверните против часовой стрелки винт, удерживающий лапку и кольцо, и выньте их из муфты. Рассмотрите устройство муфты.

Наденьте муфту на стержень штатива так, чтобы винт, закрепляющий её, был справа от стержня штатива, а стержни лапки или кольца укреплялись бы таким образом, чтобы их поддерживал не только винт, но и муфта (см. рис. 116). При таком креплении кольца и лапки они никогда не выпадут из муфты.

Закрепите в одну муфту кольцо, а в другую — лапку. Укрепите в лапке пробирку в вертикальном положении, отверстием вверх. Пробирка укреплена правильно, если её можно повернуть в лапке без больших усилий. Слишком крепко зажатая пробирка может лопнуть, особенно при нагревании. Пробирку, как правило, зажимают около отверстия. Эту же пробирку поверните в горизонтальное положение, чтобы винт лапки был сверху.

На одно кольцо штатива положите сетку, на неё поставьте стакан. На втором кольце установите фарфоровую чашку без сетки.

3. Приёмы работы со спиртовкой (газовой горелкой). Спиртовка (рис. 117) состоит из сосуда (резервуара) (1), в который налит спирт, фитиля (2), укрепленного в металлической трубке с диском (3), и колпачка (7). Снимите колпачок со спиртовки и поставьте его на стол. Проверьте, плотно ли диск прилегает к отверстию сосу-

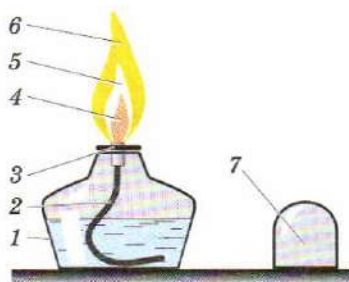


Рис. 117. Спиртовка

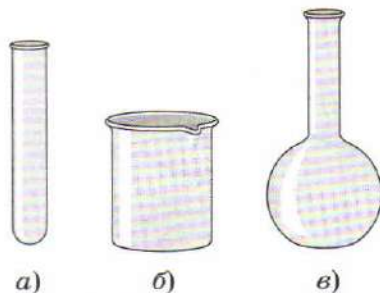


Рис. 118. Образцы химической посуды: а — пробирка; б — химический стакан; в — колба

да, оно должно быть закрыто полностью, иначе может вспыхнуть спирт в сосуде.

Зажгите спиртовку горячей спичкой. *Нельзя зажигать её от другой горячей спиртовки!* Это может вызвать пожар. Погасите спиртовку, накрыв пламя колпачком.

4. Строение пламени. Зажгите ещё раз спиртовку и рассмотрите, какое строение имеет пламя. Пламя (см. рис. 117) имеет три зоны. Тёмная зона (4) находится в нижней части пламени, она самая холодная. За ней самая яркая часть пламени (5). Температура здесь выше, чем в тёмной зоне, но наиболее высокая температура — в зоне 6. Эта зона находится в верхней трети пламени спиртовки.

Чтобы убедиться в том, что различные зоны пламени имеют разную температуру, можно поставить следующий опыт. Поместим лучинку (спичку) в пламя спиртовки так, чтобы она проходила через зону 4. Через некоторое время мы увидим, что там, где лучина пересекла зоны 5 и 6, она обуглилась сильнее. Следовательно, пламя в этих зонах горячее.

Наблюдение показывает, что для быстреего нагревания нужно использовать самую горячую часть пламени (6). В неё и помещают нагреваемый предмет.

5. Посуда. Большинство опытов проводят в стеклянной посуде: пробирках, химических стаканах, колбах (рис. 118). Во время опыта в них приходится перемешивать содержимое. В пробирке, как правило, смешивают малые количества веществ (не более 2 мл). Высота стол-

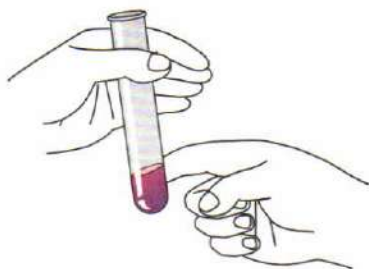


Рис. 119. Перемешивание растворов в пробирке



Рис. 120. Химическая воронка

бика жидкости при смешивании растворов в пробирке не должна превышать 2 см.

Запрещается встряхивать пробирку, закрывая отверстие пальцем. Во-первых, попадание любых количеств химических реактивов на кожу опасно; во-вторых, при этом в пробирку могут попасть загрязнения, и опыт не получится.

Перемешивание растворов в пробирке производят быстрыми энергичными движениями (постукиваниями), как показано на рисунке 119. В колбе содержимое перемешивают круговыми движениями, а в стакане — стеклянной палочкой, надев на её конец отрезок резиновой трубки, чтобы не повредить стенку стакана.

Для переливания жидкостей из широкогорлой посуды в сосуд с узким горлом применяют воронки (рис. 120). Их используют и для фильтрования. В этом случае в воронку вкладывают бумажный фильтр (кружок фильтровальной бумаги), который вырезают по размеру воронки.

Сначала фильтровальную бумагу надо сложить и обрезать, как показано на рисунке 121, а затем вложить в воронку и смочить водой, чтобы она плотнее прилегала к



Рис. 121. Последовательность изготовления бумажного фильтра

стенкам воронки и чтобы сухой фильтр не впитал фильтруемую жидкость (если её мало, то можно вовсе не получить фильтрата). При фильтровании жидкость наливают на фильтр по палочке тонкой струёй, направляя её на стенку воронки, а не на непрочный центр фильтра, чтобы его не разорвать. Через фильтр проходит прозрачный фильтрат, а на фильтре задерживается осадок. Для последующей работы может понадобиться и то, и другое.



Рис. 122.
Фарфоровая чашка для выпаривания

Для выпаривания используют фарфоровые чашки (рис. 122). Выпаривание применяют, когда нужно выделить растворённое вещество из раствора. В фарфоровую чашку наливают раствор так, чтобы он занимал не более $\frac{1}{3}$ объёма чашки. Устанавливают чашку на кольцо штатива и нагревают на открытом пламени при постоянном помешивании, чтобы выпаривание шло равномерно.

Для получения газов используют простейший прибор, который состоит из колбы или пробирки и плотно входящих в них пробок с газоотводными трубками (рис. 123), или аппарат Кирюшкина (рис. 124). Прибор, собранный для получения газов, всегда вначале проверяют на герметичность (рис. 125). Для этого кончик газоотводной



Рис. 123. Прибор для получения газов



Рис. 124. Аппарат Кирюшкина

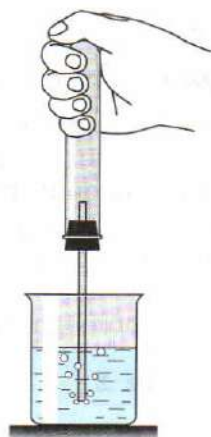


Рис. 125. Проверка на герметичность прибора для получения газов

трубки опускают в стакан с водой, а колбу или пробирку плотно обхватывают ладонью. От тёплой ладони воздух в сосуде для получения газа расширяется, и, если прибор собран герметично, из газоотводной трубки выходят пузырьки воздуха.

Практическая работа № 2

Наблюдение за изменениями, происходящими с горячей свечой, и их описание

Рассмотрение физических явлений, происходящих при горении свечи, представляет собой самый широкий путь, которым можно подойти к изучению естествознания...

...Я собираюсь изложить вам... ряд сведений по химии, которые можно извлечь из горячей свечи.

М. Фарадей

Опыт 1

Физические явления при горении свечи

Зажгите свечу. Вы увидите, как начинает таять парафин около фитиля, образуя круглую лужицу. Какой процесс (физический или химический) здесь имеет место?

Возьмите тигельными щипцами изогнутую под прямым углом стеклянную трубку, один конец её внесите в среднюю часть пламени, а другой опустите в пробирку. Что вы наблюдаете?

Опыт 2

Обнаружение продуктов горения в пламени

Возьмите тигельными щипцами кусочек жести (2 × 2 см) от консервной банки или предметное стекло, внесите в зону тёмного конуса горячей свечи и поддер-

жите 3—5 с. Быстро поднимите жезл (стекло), посмотрите на нижнюю плоскость. Объясните, что там появилось.

Сухую пробирку закрепите в держателе, переверните вверх дном и подержите над пламенем до запотевания. Объясните наблюдаемое явление.

В ту же пробирку быстро прилейте 2—3 мл известковой воды. Что наблюдаете? Дайте объяснение.

Опыт 3

Влияние воздуха на горение свечи

Вставьте стеклянную трубку с оттянутым концом в резиновую грушу. Сжимая её рукой, продуйте в пламя горящей свечи воздух. Как изменилась яркость пламени?

Прикрепите две свечи при помощи расплавленного парафина к картону (фанере, оргалиту). Зажгите их и накройте одну поллитровой банкой, другую — двухлитровой (можно взять химические стаканы различной вместимости). В каком случае свеча горит дольше? Почему?

Запишите уравнения реакций горения, если вещества, из которых состоит свеча, имеют формулы $C_{16}H_{34}$ и $C_{17}H_{36}$.

Практическая работа № 3

Анализ почвы и воды

Опыт 1

Механический анализ почвы

В пробирку поместите почву (столбик почвы должен быть 2—3 см). Прилейте дистиллированную воду, объём которой должен быть в 3 раза больше объёма почвы.

Закройте пробирку пробкой и тщательно встряхивайте 1—2 мин, а затем вооружитесь лупой и наблюдайте за осаждением частиц почвы и структурой осадков. Опишите и объясните свои наблюдения.

Опыт 2

Получение почвенного раствора и опыты с ним

Приготовьте бумажный фильтр, вставьте его в воронку, закреплённую в кольце штатива. Подставьте под воронку чистую сухую пробирку и профильтруйте полученную в первом опыте смесь почвы и воды. Перед фильтрованием смесь не следует встряхивать. Почва останется на фильтре, а собранный в пробирке фильтрат представляет собой почвенную вытяжку (почвенный раствор).

Несколько капель этого раствора поместите на стеклянную пластинку и с помощью пинцета подержите её над горелкой до выпаривания воды. Что наблюдаете? Объясните.

Возьмите две лакмусовые бумажки (красную и синюю), нанесите на них стеклянной палочкой почвенный раствор. Сделайте вывод по результатам своих наблюдений.

Опыт 3

Определение прозрачности воды

Для опыта нужен прозрачный плоскодонный стеклянный цилиндр диаметром 2—2,5 см, высотой 30—35 см. Можно использовать мерный цилиндр на 250 мл без пластмассовой подставки.

Мы рекомендуем провести опыт сначала с дистиллированной водой, а затем с водой из водоёма и сравнить результаты. Установите цилиндр на печатный текст и вливайте исследуемую воду, следя за тем, чтобы можно было читать через воду текст. Отметьте, на какой высоте вы не будете видеть шрифт. Измерьте высоты столбиков воды линейкой. Сделайте выводы.

Опыт 4

Определение интенсивности запаха воды

Коническую колбу наполните на $\frac{2}{3}$ объёма исследуемой водой, плотно закройте пробкой (желательно стеклянной) и сильно встряхните. Затем откройте колбу и отметьте характер и интенсивность запаха. Дайте оценку интенсивности запаха воды в баллах, пользуясь таблицей 8.

| Характеристика запаха | Интенсивность запаха (балл) |
|---|-----------------------------|
| Отсутствие ощутимого запаха | 0 |
| Очень слабый запах — не замечается потребителями, но обнаруживается специалистами | 1 |
| Слабый запах — обнаруживается потребителями, если обратить на это внимание | 2 |
| Запах легко обнаруживается | 3 |
| Отчётливый запах — неприятный и может быть причиной отказа от питья | 4 |
| Очень сильный запах — делает воду непригодной для питья | 5 |

Практическая работа № 4

Признаки химических реакций

Практическая работа включает четыре опыта.

Опыт 1

Прокаливание медной проволоки и взаимодействие оксида меди (II) с серной кислотой

Зажгите спиртовку (газовую горелку). Возьмите тигельными щипцами медную проволоку и внесите её в пламя. Через некоторое время выньте проволоку из пламени и счистите с неё образовавшийся чёрный налёт на лист бумаги. Опыт повторите несколько раз. Поместите полученный чёрный налёт в пробирку и прилейте в неё раствор серной кислоты. Подогрейте смесь. Что наблюдаете?

Образовалось ли новое вещество при накаливании меди? Запишите уравнение химической реакции и определите её тип по признаку числа и состава исходных

веществ и продуктов реакции. Какие признаки химической реакции вы наблюдали? Образовалось ли новое вещество при взаимодействии оксида меди (II) с серной кислотой? Определите тип реакции по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции и запишите её уравнение.

Опыт 2

Взаимодействие мрамора с кислотой

Положите в небольшой стакан 1—2 кусочка мрамора. Прилейте в стакан столько соляной кислоты, чтобы ею покрылись кусочки. Зажгите лучинку и внесите её в стакан.

Образовались ли новые вещества при взаимодействии мрамора с кислотой? Какие признаки химических реакций вы наблюдали? Запишите уравнение химической реакции и укажите её тип по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции.

Опыт 3

Взаимодействие хлорида железа (III) с роданидом калия

В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида железа (III), а затем несколько капель раствора роданида калия $KSCN$ — соли кислоты $HSCN$, с кислотным остатком SCN^- .

Какими признаками сопровождается эта реакция? Запишите её уравнение и тип реакции по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции.

Опыт 4

Взаимодействие карбоната натрия с хлоридом кальция

В пробирку налейте 2 мл раствора карбоната натрия. Затем добавьте несколько капель раствора хлорида кальция. Что наблюдаете? Запишите уравнение химической реакции и укажите её тип по признаку числа и состава исходных веществ и продуктов реакции.

Приготовление раствора сахара и расчёт его массовой доли в растворе

Отмерьте мерным цилиндром 50 мл дистиллированной воды и влейте её в коническую колбочку ёмкостью 100 мл.

Чайную ложку сахарного песка (или два кусочка) взвесьте на лабораторных весах, затем поместите его в колбочку с водой и перемешивайте стеклянной палочкой до полного растворения.

Теперь приступайте к расчётной части. Вначале рассчитайте массовую долю сахара в растворе. Необходимые данные у вас есть: масса сахара, объём воды, плотность воды примите равной 1 г/мл.

$$w(\text{сах.}) = \frac{m(\text{сах.})}{m(\text{р-р})},$$

$$m(\text{р-р}) = m(\text{сах.}) + m(\text{вода}),$$

$$m(\text{вода}) = V(\text{вода}) \cdot \rho(\text{вода}).$$

Вы также сможете рассчитать, сколько молекул сахара содержится в полученном растворе, используя известные вам соотношения:

$$N(\text{мол. сах.}) = N_A \cdot n(\text{сах.}),$$

$$n(\text{сах.}) = \frac{m(\text{сах.})}{M(\text{сах.})}.$$

Поскольку сахар состоит на 99,9% из сахарозы, имеющей формулу $C_{12}H_{22}O_{11}$, вы легко рассчитаете молярную массу сахара и затем найдёте число молекул сахара в полученном вами растворе.

Растворение. Растворы. Реакции ионного обмена и окислительно- восстановительные реакции

§ 35 Растворение. Растворимость веществ в воде

Растворы играют очень важную роль в природе, науке и технике. Вода, столь широко распространённая в природе, всегда содержит растворённые вещества. В пресной воде рек и озёр их мало, в то время как в морской воде содержится около 3,5% растворённых солей.

В первичном океане (во время появления жизни на Земле) массовая доля солей, по предположениям, была низка, около 1%.

«Именно в этом растворе впервые развились живые организмы, и из этого раствора они получили ионы и молекулы, необходимые для их роста и жизни... С течением времени живые организмы развивались и изменялись, что позволило им покинуть водную среду и перейти на сушу и затем подняться в воздух. Они приобрели эту способность, сохранив в своих организмах водный раствор в виде жидкостей, содержащих необходимый запас ионов и молекул» — вот так оценивает роль растворов в возникновении и развитии жизни на Земле известный американский химик, лауреат Нобелевской премии Лайнус Полинг. Внутри нас, в каждой нашей клеточке — напоминание о первичном океане, в котором зародилась жизнь, — водном растворе, обеспечивающем саму жизнь.

В каждом живом организме бесконечно течёт по сосудам — артериям, венам и капиллярам — волшебный

раствор, составляющий основу крови, массовая доля солей в нём такая же, как в первичном океане, — 0,9%. Сложные физико-химические процессы, происходящие в организмах человека и животных, также протекают в растворах. Усвоение пищи связано с переводом питательных веществ в раствор. Природные водные растворы участвуют в процессах почвообразования и снабжают растения питательными веществами. Многие технологические процессы в химической и других отраслях промышленности, например получение соды, удобрений, кислот, металлов, бумаги, протекают в растворах. Изучение свойств растворов занимает очень важное место в современной науке. Так что же такое раствор?

Отличие раствора от других смесей в том, что частицы составных частей распределяются в нём равномерно, и в любом микрообъёме такой смеси состав одинаков.

Поэтому под *растворами* понимали однородные смеси, состоящие из двух или более однородных частей. Это представление исходило из *физической теории растворов*.

Сторонники физической теории растворов, которую развивали Вант-Гофф, Аррениус и Оствальд, считали, что процесс растворения является результатом диффузии, т. е. проникновения растворённого вещества в промежутки между молекулами воды.

В противоположность представлениям физической теории растворов Д. И. Менделеев и сторонники химической теории растворов доказывали, что растворение является результатом *химического взаимодействия* растворённого вещества с молекулами воды. Поэтому правильнее (точнее) определять *раствор* как *однородную систему, состоящую из частиц растворённого вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия*.

В результате химического взаимодействия растворённого вещества с водой образуются соединения — *гидраты*. О химическом взаимодействии говорят такие признаки химических реакций, как *тепловые явления* при растворении. Например, вспомните, что растворение серной кислоты в воде протекает с выделением такого большого количества теплоты, что раствор может закипеть, а потому льют кислоту в воду (а не наоборот).

Растворение других веществ, например хлорида натрия, нитрата аммония, сопровождается поглощением теплоты.

М. В. Ломоносов установил, что растворы замерзают при более низкой температуре, чем растворитель. В 1764 г. он писал: «Морозы солёного рассолу не могут в лёд превратить удобно, как одолевают пресного».

Гидраты — это непрочные соединения веществ с водой, существующие в растворе. Косвенным доказательством гидратации является существование твёрдых *кристаллогидратов* — солей, в состав которых входит вода. Её в этом случае называют кристаллизационной. Например, к кристаллогидратам относится хорошо известная соль голубого цвета — медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Безводный сульфат меди (II) — кристаллы белого цвета. Изменение цвета сульфата меди (II) на голубой при растворении его в воде и существование голубых кристаллов медного купороса является ещё одним доказательством гидратной теории Д. И. Менделеева.

В настоящее время принята теория, которая объединяет обе точки зрения, — физико-химическая теория растворов. Её предсказывал ещё в 1906 г. Д. И. Менделеев в своём замечательном учебнике «Основы химии»: «Две указанные стороны растворения и гипотезы, до сих пор приложенные к рассмотрению растворов, хотя имеют отчасти различные исходные точки, но без всякого сомнения, по всей вероятности, приведут к общей теории растворов, потому что одни общие законы управляют как физическими, так и химическими явлениями».

Растворимость веществ в воде зависит от температуры. Как правило, растворимость твёрдых веществ в воде увеличивается с повышением температуры (рис. 126), а растворимость газов — уменьшается, поэтому воду можно почти полностью освободить от растворённых в ней газов кипячением. Если растворять в воде хлорид калия KCl , применяющийся как удобрение, то при комнатной температуре (20 °C) может раствориться только 34,4 г соли в 100 г воды; сколько бы ни перемешивали

раствор с остатком нерастворившейся соли, больше соли не растворится — раствор будет насыщен этой солью при данной температуре.



Насыщенным называют такой раствор, в котором при данной температуре вещество больше не растворяется.

Если же при этой температуре в 100 г воды растворить хлорида калия меньше чем 34,4 г, то раствор будет ненасыщенным.



Ненасыщенным называют такой раствор, в котором при данной температуре находится меньше растворяемого вещества, чем в его насыщенном растворе.

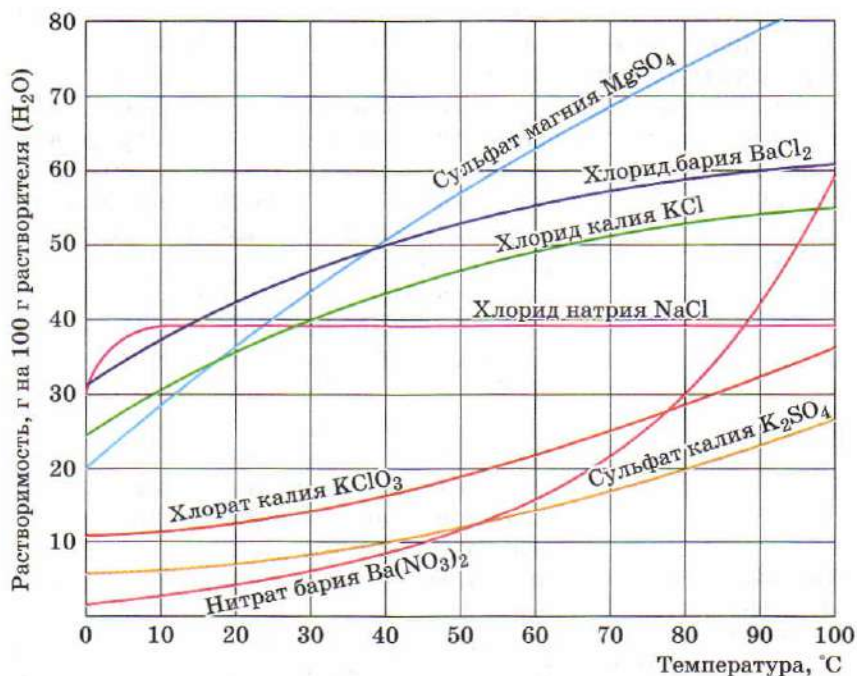


Рис. 126. Растворимость веществ в зависимости от температуры

При охлаждении насыщенного раствора возникает избыток растворённого вещества, если оно не выпадет в осадок, то образуется пересыщенный раствор.



Пересыщенным называют такой раствор, в котором при данной температуре находится в растворённом состоянии больше вещества, чем в его насыщенном растворе при тех же условиях.

Из некоторых веществ сравнительно легко получить пересыщенные растворы. К ним относятся, например, кристаллогидраты — глауберова соль ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) и медный купорос ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).

Пересыщенные растворы готовят так. Приготавливают насыщенный раствор соли при высокой температуре, например при температуре кипения. Избыток соли отфильтровывают, накрывают колбу с горячим фильтратом ватой и осторожно, избегая сотрясений, медленно охлаждают при комнатной температуре. Приготовленный таким образом раствор, предохраняемый от толчков и попадания пыли, может храниться довольно долго. Но стоит только в такой пересыщенный раствор внести стеклянную палочку, на кончике которой имеется несколько крупинок этой соли, как немедленно начнётся её кристаллизация из раствора (рис. 127).



Рис. 127. Мгновенная кристаллизация вещества из пересыщенного раствора

Глауберова соль широко используется в качестве сырья на химических заводах. Добывают её зимой в заливе Кара-Богаз-Гол, который сравнительно изолирован от Каспийского моря. Летом из-за высокой скорости испарения воды залив заполняется сильно концентрированным раствором соли. Зимой, в связи с понижением температуры, растворимость её уменьшается и соль кристаллизуется, что и лежит в основе её добычи. Летом кристаллы соли растворяются, и добыча её прекращается.



Рис. 128. В воде Мёртвого моря из растворённых в ней солей вырастают красивые причудливые кристаллы

В самом солёном из морей мира — Мёртвом море — концентрация солей так велика, что на любом помещённом в воду этого моря предмете нарастают причудливые кристаллы (рис. 128).

При работе с веществами важно знать их растворимость в воде. Вещество считают *хорошо растворимым*, если при комнатной температуре в 100 г воды растворяется больше 1 г этого вещества. Если при таких условиях растворяется меньше 1 г вещества в 100 г воды, то такое вещество считается *малорастворимым*. К практически *нерастворимым* веществам относятся такие, растворимость которых меньше 0,01 г в 100 г воды (табл. 9).

РАСТВОРИМОСТЬ НЕКОТОРЫХ СОЛЕЙ
В ВОДЕ ПРИ 20 °С

Т а б л и ц а 9

| Название соли | Формула | Растворимость (г/100 г воды) |
|--------------------|--------------------------|---------------------------------|
| Хорошо растворимые | | |
| Сульфат меди (II) | CuSO_4 | 22,2 |
| Нитрат калия | KNO_3 | 31,6 |
| Иодид натрия | NaI | 179,10 |
| Малорастворимые | | |
| Сульфат серебра | Ag_2SO_4 | 0,79 |
| Сульфат кальция | CaSO_4 | 0,20 |
| Иодид свинца (II) | PbI_2 | 0,07 |

| Название соли | Формула | Растворимость (г/100 г воды) |
|---------------------------|---------|---------------------------------|
| Практически нерастворимые | | |
| Бромид серебра | AgBr | 0,0037 |
| Хлорид серебра | AgCl | 0,00009 |
| Иодид серебра | AgI | 0,000003 |

Совершенно нерастворимых веществ в природе не существует. Например, даже атомы серебра чуть-чуть переходят в раствор из изделий, помещённых в воду. Как известно, раствор серебра в воде убивает микробов.

1. Растворы. 2. Физическая и химическая теории растворов. 3. Тепловые явления при растворении. 4. Гидраты и кристаллогидраты; кристаллизационная вода. 5. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. 6. Хорошо растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые вещества.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Почему в горячем чае кусочек сахара растворяется быстрее, чем в холодном?
- 2 Приведите примеры хорошо растворимых, малорастворимых и практически нерастворимых в воде веществ различных классов, пользуясь таблицей растворимости.
- 3 Почему аквариумы нельзя заполнять быстро охлаждённой прокипячённой водой (она должна постоять несколько дней)?

- 4 Почему ранки, промытые водой, в которую были помещены серебряные изделия, заживают быстрее?
- 5 Пользуясь рисунком 126, определите массовую долю хлорида калия, содержащегося в насыщенном растворе при 20 °С.
- 6 Может ли разбавленный раствор быть одновременно и насыщенным?
- 7 К 500 г насыщенного при 20 °С раствора сульфата магния (см. рис. 126) прилили достаточный для проведения реакции объём раствора хлорида бария. Найдите массу выпавшего осадка.

§ 36 Электролитическая диссоциация

Как вы знаете из уроков физики, растворы одних веществ способны проводить электрический ток, а других — нет. Чтобы опытным путём проверить эту способность у растворов различных веществ, воспользуемся следующим прибором (рис. 129).

Он состоит из стакана, в который наливают раствор исследуемого вещества. На стакан ставят пластинку

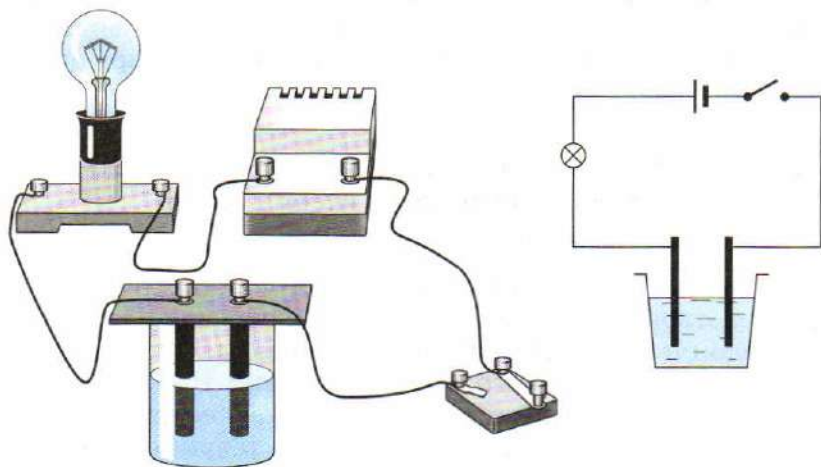


Рис. 129. Прибор для определения электропроводности

из эбонита с вмонтированными в неё двумя угольными электродами, к клеммам которых присоединены провода. Один из них соединён с лампочкой. Выходной контакт от лампочки и провод от другой клеммы идут к источнику тока. Если раствор, налитый в стакан, проводит электрический ток, то лампочка загорается, и чем лучше эта способность, тем ярче горит лампочка. Проводят электрический ток растворы солей, щелочей, кислот.



Вещества, растворы которых проводят электрический ток, называют **электролитами**.

Растворы сахара, спирта, глюкозы и некоторых других веществ не проводят электрический ток.



Вещества, растворы которых не проводят электрический ток, называют **неэлектролитами**.

Почему же растворы электролитов проводят электрический ток?

Шведский учёный Сванте Аррениус, изучая электропроводность растворов различных веществ, пришёл в 1877 г. к выводу, что причиной электропроводности является наличие в растворе ионов, которые образуются при растворении электролита в воде.

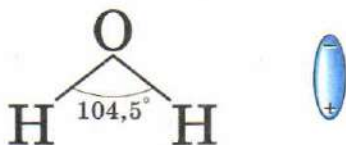


Процесс распада электролита на ионы называют **электролитической диссоциацией**.

С. Аррениус, который придерживался физической теории растворов, не учитывал взаимодействия электролита с водой и считал, что в растворах находятся свободные ионы. В отличие от него русские химики И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский применили к объяснению электролитической диссоциации химическую теорию Д. И. Менделеева и доказали, что при растворении электролита происходит химическое взаимодействие растворённого

вещества с водой, которое приводит к образованию гидратов, а затем они диссоциируют на ионы. Они считали, что в растворах находятся не свободные, не «голые» ионы, а гидратированные, т. е. «одетые в шубку» из молекул воды.

Молекулы воды представляют собой *диполи* (два полюса), так как атомы водорода расположены под углом $104,5^\circ$, благодаря чему молекула имеет угловую форму. Молекула воды схематически представлена ниже.



Как правило, легче всего диссоциируют вещества с ионной связью и соответственно с ионной кристаллической решёткой, так как они уже состоят из готовых ионов. При их растворении диполи воды ориентируются противоположно заряженными концами вокруг положительных и отрицательных ионов электролита (рис. 130).

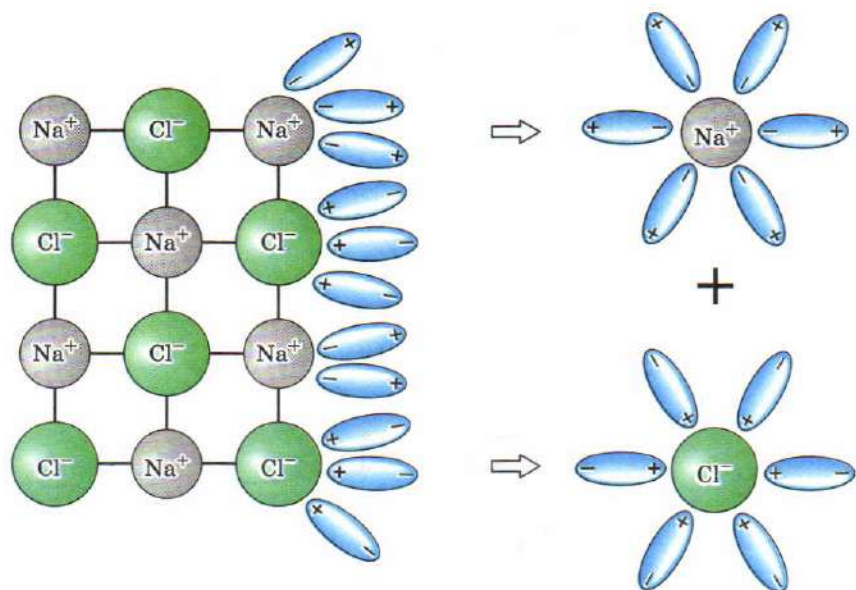


Рис. 130. Схема электролитической диссоциации хлорида натрия на гидратированные ионы

Между ионами электролита и диполями воды возникают силы взаимного притяжения. В результате химическая связь между ионами ослабевает, и происходит переход ионов из кристалла в раствор. Очевидно, что последовательность процессов, происходящих при диссоциации веществ с ионной связью (солей и щелочей), будет такой:

1) ориентация молекул — диполей воды около ионов кристалла;

2) гидратация (взаимодействие) молекул воды с противоположно заряженными ионами поверхностного слоя кристалла;

3) диссоциация (распад) кристалла электролита на гидратированные ионы.

Упрощённо происходящие процессы можно отразить с помощью следующего уравнения:



Аналогично диссоциируют и электролиты, в молекулах которых ковалентная полярная связь (например, молекулы хлороводорода HCl , рис. 131), только в этом случае

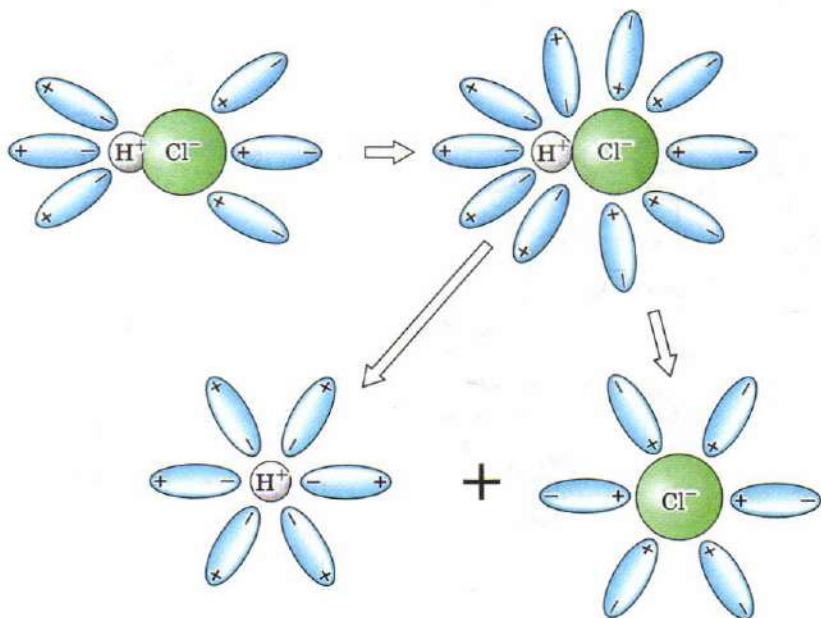


Рис. 131. Схема электролитической диссоциации полярной молекулы хлороводорода на гидратированные ионы

под влиянием диполей воды происходит превращение ковалентной полярной связи в ионную, и последовательность процессов, происходящих при этом, будет такая:

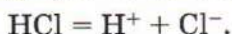
1) ориентация молекул воды вокруг полюсов молекулы электролита;

2) гидратация (взаимодействие) молекул воды с молекулами электролита;

3) ионизация молекул электролита (превращение ковалентной полярной связи в ионную);

4) диссоциация (распад) молекул электролита на гидратированные ионы.

Уравнение диссоциации соляной кислоты:



В растворах электролитов хаотически движущиеся гидратированные ионы могут столкнуться и объединиться. Этот обратный процесс называют *ассоциацией*.

Свойства гидратированных и негидратированных ионов различаются. Например, негидратированный ион меди Cu^{2+} — бесцветный в безводных кристаллах сульфата меди (II) CuSO_4 и имеет голубой цвет, когда гидратирован, т. е. связан с молекулами воды $\text{Cu}^{2+} \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Гидратированные ионы имеют как постоянное, так и переменное число молекул воды.

В растворах электролитов наряду с ионами присутствуют и молекулы. Поэтому растворы электролитов характеризуются *степенью диссоциации*, которую обозначают греческой буквой α («альфа»).



Степень диссоциации — это отношение количества вещества электролита, распавшегося на ионы (n_d), к общему количеству растворённого вещества (n_p):

$$\alpha = \frac{n_d}{n_p}.$$

Степень диссоциации электролита определяют опытным путём и выражают в долях или в процентах. Если $\alpha = 0$, то диссоциация отсутствует, а если $\alpha = 1$, или 100%, то электролит полностью распадается на ионы. Электролиты имеют различную степень диссоциации,

т. е. степень диссоциации зависит от природы электролита. Она также зависит и от концентрации: с разбавлением раствора степень диссоциации увеличивается.

По степени электролитической диссоциации электролиты разделяют на сильные и слабые.

Сильные электролиты при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы. У таких электролитов значение степени диссоциации стремится к единице в разбавленных растворах.

К сильным электролитам относят:

- 1) практически все соли;
- 2) сильные кислоты, например: H_2SO_4 , HCl , HNO_3 ;
- 3) все щёлочи, например: NaOH , KOH .

Слабые электролиты при растворении в воде почти не диссоциируют на ионы. У таких электролитов значение степени диссоциации стремится к нулю.

К слабым электролитам относят:

- 1) слабые кислоты, например: H_2S , H_2CO_3 , HNO_2 ;
- 2) водный раствор аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

1. Электролиты и неэлектролиты. 2. Электролитическая диссоциация и ассоциация. 3. Механизм диссоциации веществ с различным типом связи. 4. Степень электролитической диссоциации. 5. Сильные и слабые электролиты.



1

Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

2

Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



1

Объясните, почему раствор гидроксида калия проводит электрический ток, а раствор глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ — нет.

2

Почему при разбавлении раствора электролита степень его диссоциации увеличивается?

- 3 Докажите, что деление химических связей на ковалентную полярную и ионную условно.
- 4 Как отличается по своей природе электропроводность металлов и электролитов?
- 5 Как объяснить электрическую проводимость водных растворов электролитов?

§ 37 Основные положения теории электролитической диссоциации

Обобщим сведения об электролитической диссоциации в виде основных положений ныне общепризнанной теории. Она заключается в следующем.



1. При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на положительные и отрицательные ионы.

Ионы — это одна из форм существования химического элемента. Свойства ионов совершенно не похожи на свойства атомов, которые их образовали. Например, атомы металла натрия Na^0 энергично взаимодействуют с водой, образуя при этом щёлочь (NaOH) и водород H_2 , в то время как ионы натрия Na^+ таких продуктов не образуют. Хлор Cl_2 имеет жёлто-зелёный цвет и резкий запах, ядовит, а ионы хлора Cl^- бесцветны, неядовиты, лишены запаха. Никому не придёт в голову использовать в пищу металлический натрий и газообразный хлор, в то время как без хлорида натрия, состоящего из ионов натрия и хлора, невозможно приготовление пищи. Напомним:



ионы — это положительно или отрицательно заряженные частицы, в которые превращаются атомы или группы атомов в результате отдачи или присоединения электронов.

Слово *ион* в переводе с греческого означает «странствующий». В растворах ионы беспорядочно передвигаются («странствуют») в различных направлениях.

По составу ионы делят на *простые* — Cl^- , Na^+ и *сложные* — NH_4^+ , SO_4^{2-} .



2. Причиной диссоциации электролита в водном растворе является его гидратация, т. е. взаимодействие электролита с молекулами воды и разрыв химической связи в нём.

В результате взаимодействия электролита с молекулами воды образуются гидратированные, т. е. связанные с молекулами воды, ионы.

Следовательно, по наличию водной оболочки ионы делят на *гидратированные* (в растворах и кристаллогидратах) и *негидратированные* (в безводных солях).

Свойства гидратированных и негидратированных ионов отличаются, как вы смогли уже убедиться на примере ионов меди.



3. Под действием электрического тока положительно заряженные ионы движутся к отрицательному полюсу источника тока — катоду, поэтому их называют катионами, а отрицательно заряженные ионы движутся к положительному полюсу источника тока — аноду, поэтому их называют анионами.

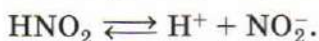
Следовательно, существует ещё одна классификация ионов — по знаку их заряда.

В растворах электролитов сумма зарядов катионов равна сумме зарядов анионов, вследствие чего эти растворы электронейтральны.



4. Электролитическая диссоциация — процесс обратимый для слабых электролитов.

Наряду с процессом диссоциации (распад электролита на ионы) протекает и обратный процесс — *ассоциация* (соединение ионов). Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации слабых электролитов вместо знака равенства ставят знак обратимости, например:



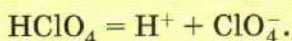
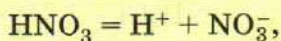
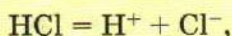
5. Не все электролиты в одинаковой мере диссоциируют на ионы.

Степень диссоциации зависит от природы электролита и его концентрации. По степени диссоциации электролиты делят на *сильные* и *слабые*.

6. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.

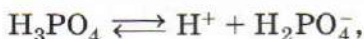
По характеру образующихся при диссоциации электролитов ионов различают три типа электролитов: *кислоты*, *основания* и *соли*.

Кислотами называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка:



Для многоосновных кислот протекает ступенчатая диссоциация. Например, для фосфорной кислоты H_3PO_4 :

1-я ступень — образование дигидрофосфат-ионов:



2-я ступень — образование гидрофосфат-ионов:

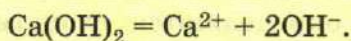
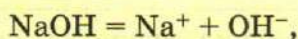


Следует учитывать, что диссоциация электролитов по второй ступени происходит намного слабее, чем по первой. Диссоциация по третьей ступени при обычных условиях почти не происходит.

Все кислоты объединяет то, что они при диссоциации обязательно образуют катионы водорода. Поэтому логично предположить, что общие характерные свойства кислот — кислый вкус, изменение окраски индикаторов и др. — обусловлены именно катионами водорода.



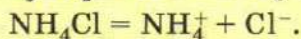
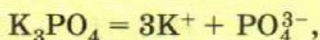
Основаниями называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла и гидроксид-анионы OH^- :



Все общие свойства оснований — мылкость на ощупь, изменение окраски индикаторов и др. — обусловлены общими для всех оснований гидроксид-ионами OH^- .



Солями называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла (или аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков:



Очевидно, что свойства солей определяются как катионами металла, так и анионами кислотного остатка. Так, соли аммония имеют как общие свойства, обусловленные ионами NH_4^+ , так и специфические, обусловленные различными анионами. Аналогично, общие свойства сульфатов — солей серной кислоты — определяются ионами SO_4^{2-} , а различные — разными катионами. В отличие от многоосновных кислот и оснований, содержащих несколько гидроксид-ионов, такие соли, как K_2SO_4 ,

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и т. д., диссоциируют сразу полностью, а не ступенчато:



1. Основные положения теории электролитической диссоциации. 2. Ионы простые и сложные, гидратированные и негидратированные, катионы и анионы. 3. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации.

- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

- ?
- 1 Сравните по строению и свойствам:
а) Ca^0 и Ca^{2+} ; б) $\text{Cu}^{2+}_{(\text{гидр})}$ и $\text{Cu}^{2+}_{(\text{негидр})}$; в) H_2^0 и H^+ .
 - 2 Используя таблицу растворимости, приведите примеры пяти веществ, которые в растворах образуют сульфат-ионы SO_4^{2-} . Запишите уравнения электролитической диссоциации этих веществ.

- 3 Какую информацию несёт в себе следующее уравнение:



Дайте названия вещества и ионов.

- 4 Запишите уравнения диссоциации: сульфата железа (III), карбоната калия, фосфата аммония, нитрата меди (II), гидроксида бария, соляной кислоты, гидроксида калия, хлорида железа (II). Дайте названия ионов.
- 5 Какие из перечисленных ниже веществ будут диссоциировать: гидроксид железа (II), гидроксид калия, кремниевая кислота, азотная кислота, оксид серы (IV), оксид кремния (IV), сульфид натрия, сульфид железа (II), серная кис-

лота? Почему? Запишите возможные уравнения диссоциации.

6

В записи уравнений ступенчатой диссоциации серной кислоты для первой ступени используют знак равенства, а для второй — знак обратимости. Почему?

§ 38 Ионные уравнения

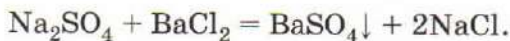
Большинство химических реакций протекает в растворах. Растворы электролитов содержат ионы, поэтому реакции в растворах электролитов фактически сводятся к реакциям между ионами.



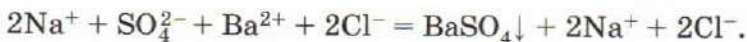
Реакции между ионами называют **ионными реакциями**, а уравнения таких реакций — **ионными уравнениями**.

При составлении ионных уравнений следует руководствоваться тем, что формулы веществ малодиссоциирующих, нерастворимых и газообразных записывают в молекулярном виде. Если вещество выпадает в осадок, то, как вы уже знаете, рядом с его формулой ставят стрелку, направленную вниз (\downarrow), а если в ходе реакции выделяется газообразное вещество, то рядом с его формулой ставят стрелку, направленную вверх (\uparrow).

Например, если к раствору сульфата натрия Na_2SO_4 прилить раствор хлорида бария BaCl_2 (рис. 132), то в результате реакции образуется белый осадок сульфата бария BaSO_4 . Запишем молекулярное уравнение реакции:



Перепишем это уравнение, изобразив сильные электролиты в виде ионов, а уходящие из сферы реакции — в виде молекул:



Мы записали, таким образом, полное *ионное уравнение реакции*. Если исключить из обеих частей равенства

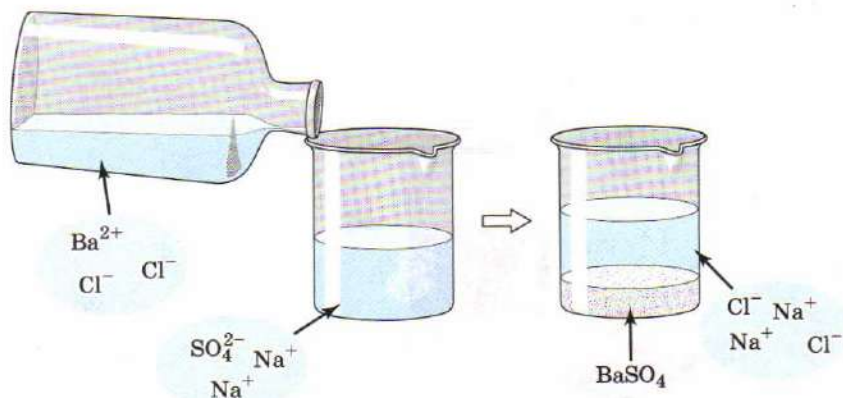
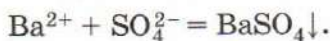


Рис. 132. Взаимодействие сульфата натрия и хлорида бария

одинаковые ионы, т. е. ионы, не участвующие в реакции (2Na^+ и 2Cl^- в левой и правой частях уравнения), то получим *сокращённое ионное уравнение реакции*:



Это уравнение показывает, что сущность реакции сводится к взаимодействию ионов бария Ba^{2+} и сульфат-ионов SO_4^{2-} , в результате которого образуется осадок BaSO_4 . При этом совершенно не имеет значения, в состав каких электролитов входили эти ионы до реакции. Аналогичное взаимодействие можно наблюдать и между K_2SO_4 и $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, H_2SO_4 и BaCl_2 .



Лабораторный опыт № 17

Взаимодействие растворов хлорида натрия и нитрата серебра

К 1 мл раствора хлорида натрия в пробирке добавьте с помощью пипетки несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Запишите молекулярное и ионное уравнения реакции. Согласно сокращённому ионному уравнению предложите несколько вариантов проведения такой реакции с другими электролитами. Запишите молекулярные уравнения проделанных реакций.

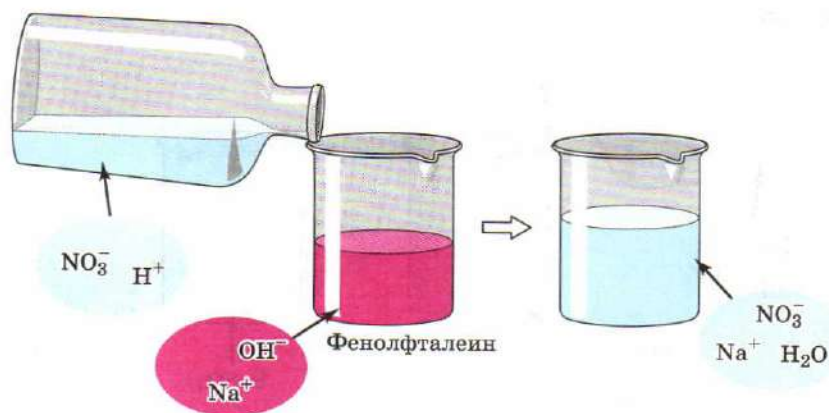


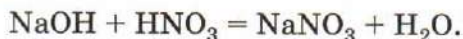
Рис. 133. Взаимодействие азотной кислоты и гидроксида натрия

Таким образом, сокращённые ионные уравнения представляют собой уравнения в общем виде, которые характеризуют сущность химической реакции и показывают, какие ионы реагируют и какое вещество образуется в результате.

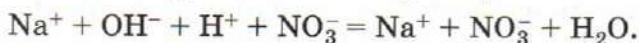


Реакции ионного обмена протекают до конца в тех случаях, когда образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество, например вода.

Если к раствору гидроксида натрия, окрашенного фенолфталеином в малиновый цвет, прилить избыток раствора азотной кислоты (рис. 133), то *раствор обесцветится*, что послужит сигналом протекания химической реакции:



Полное ионное уравнение этой реакции:



Но поскольку ионы Na^+ и NO_3^- в растворе остаются в неизменном виде, то их можно не писать, и в конечном итоге сокращённое ионное уравнение реакции записывают так:



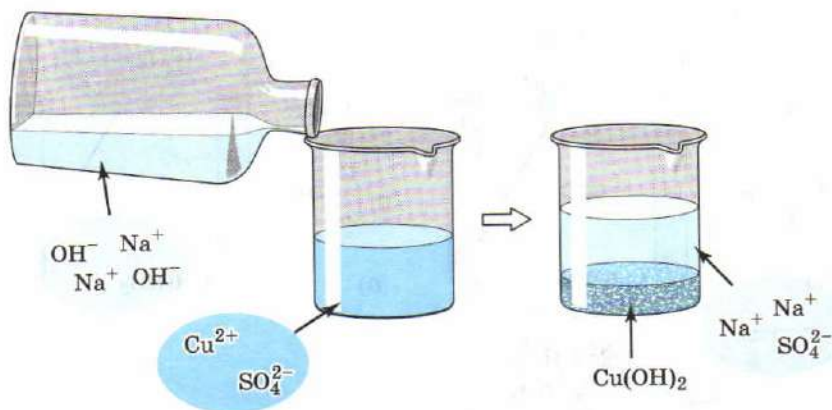


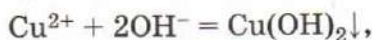
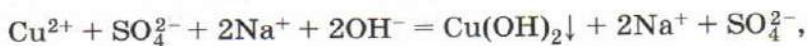
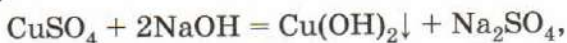
Рис. 134. Взаимодействие сульфата меди (II) с гидроксидом натрия

Оно показывает, что взаимодействие сильной кислоты и щёлочи сводится к взаимодействию ионов H^+ и ионов OH^- , в результате которого образуется малодиссоциирующее вещество — вода.



Реакцию взаимодействия сильной кислоты с щёлочью называют **реакцией нейтрализации**. Это частный случай реакции обмена.

Подобная реакция обмена может протекать не только между кислотами и щелочами, но и между кислотами и нерастворимыми основаниями. Например, если получить голубой осадок нерастворимого гидроксида меди (II) взаимодействием сульфата меди (II) с щёлочью (рис. 134):



а затем поделить полученный осадок на три части и прилить к осадку в первой пробирке раствор серной кислоты, к осадку во второй пробирке — соляной кислоты, а к осадку в третьей пробирке раствор азотной кислоты,

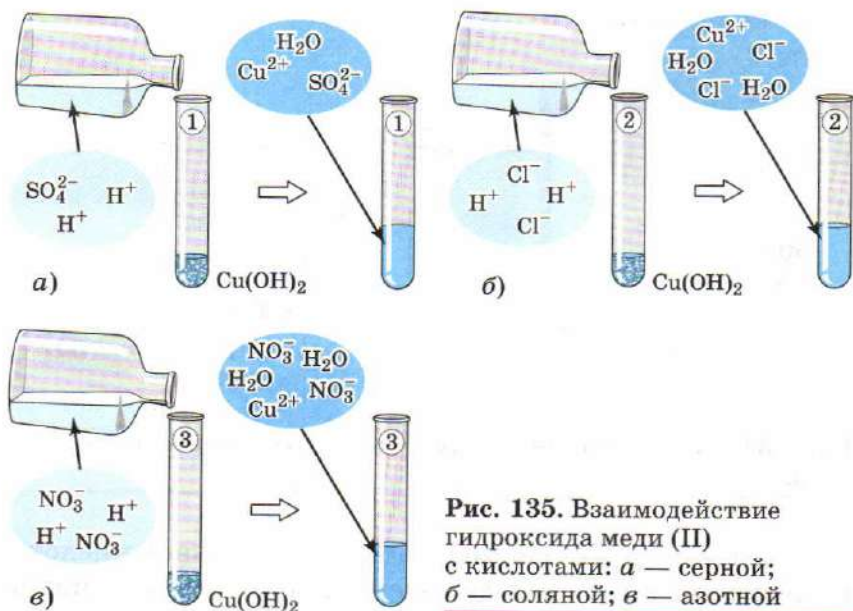


Рис. 135. Взаимодействие гидроксида меди (II) с кислотами: а — серной; б — соляной; в — азотной

то во всех трёх пробирках осадок растворится (рис. 135). Это будет означать, что во всех случаях прошла химическая реакция, суть которой и отражена с помощью одного и того же ионного уравнения.



Чтобы в этом убедиться, запишите молекулярные, полные и сокращённые ионные уравнения приведённых реакций.

Лабораторный опыт № 18

Получение нерастворимого гидроксида и взаимодействие его с кислотами

В три пробирки налейте по 1 мл раствора хлорида или сульфата железа (III). Прилейте в каждую пробирку по 1 мл раствора щёлочи. Что наблюдаете? Затем добавьте в пробирки соответственно растворы серной, азотной и соляной кислот до исчезновения осадка. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакции.

Предложите несколько вариантов проведения такой реакции с другими электролитами. Запишите молекулярные уравнения предложенных реакций.

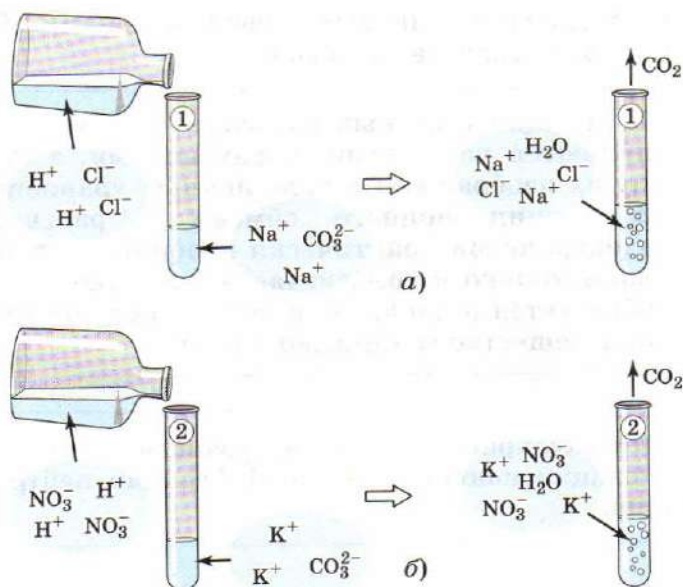
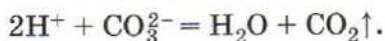
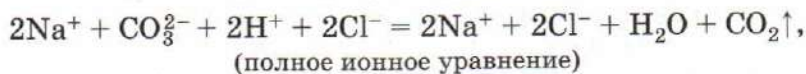
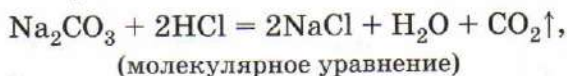


Рис. 136. Взаимодействие растворимых карбонатов:
 а — с соляной кислотой; б — с азотной кислотой

Рассмотрим ионные реакции, которые протекают с образованием газа.

В две пробирки нальём по 2 мл растворов карбоната натрия и карбоната калия. Затем в первую прильём соляной, а во вторую — раствор азотной кислоты (рис. 136). В обоих случаях мы заметим характерное «вскипание» из-за выделяющегося углекислого газа.

Запишем молекулярное и ионные уравнения реакции для первого случая:



(сокращённое ионное уравнение)

Реакции, протекающие в растворах электролитов, записывают с помощью ионных уравнений. Эти реакции называют реакциями ионного обмена, так как в раство-

рах электролиты обмениваются своими ионами. Таким образом, можно сделать два вывода.



1. Реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами, а потому их изображают в виде ионных уравнений.
2. Реакции ионного обмена в растворах электролитов практически необратимо протекают только в том случае, если в результате образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество (например, вода).

1. Молекулярное и ионное уравнения реакций.
2. Реакции ионного обмена.
3. Реакции нейтрализации.



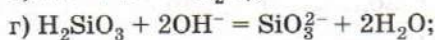
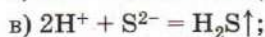
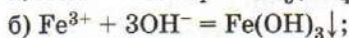
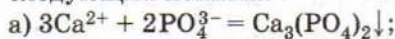
- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, о которых говорилось в первой части параграфа, — между сульфатом калия и нитратом бария, между серной кислотой и хлоридом бария. В чём суть обеих реакций?
- 2 Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, о которых говорилось во второй части параграфа, — между гидроксидом меди (II) и соляной кислотой, между гидроксидом меди (II) и азотной кислотой. В чём суть обеих реакций?
- 3 Запишите молекулярное и ионное уравнения реакций между карбонатом калия и фосфорной кислотой. Что объединяет эту реакцию и те реакции, о которых говорилось в конце параграфа?
- 4 Предложите примеры реакций, протекающих с образованием осадков, пользуясь таблицей растворимости. Уравнения реакций запишите в молекулярной и ионной формах.

5

Приведите по два молекулярных уравнения реакций для следующих ионных:



§ 39

Кислоты, их классификация и свойства

Разделение кислот на группы по различным признакам представлено в таблице 10.

КЛАССИФИКАЦИЯ КИСЛОТ

Т а б л и ц а 10

| Признак классификации | Группы кислот | Примеры |
|---------------------------------------|--------------------|--|
| Наличие кислорода в кислотном остатке | Кислородсодержащие | H_3PO_4 , HNO_3 |
| | Бескислородные | H_2S , HCl , HBr |
| Основность | Одноосновные | HCl , HNO_3 |
| | Двухосновные | H_2S , H_2SO_4 |
| | Трёхосновные | H_3PO_4 |
| Растворимость в воде | Растворимые | H_2SO_4 , H_2S , HNO_3 |
| | Нерастворимые | H_2SiO_3 |
| Летучесть | Летучие | H_2S , HCl , HNO_3 |
| | Нелетучие | H_2SO_4 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 |
| Степень электролитической диссоциации | Сильные | H_2SO_4 , HCl , HNO_3 |
| | Слабые | H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3 |
| Стабильность | Стабильные | H_2SO_4 , H_3PO_4 , HCl |
| | Нестабильные | H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 |

При обычных условиях кислоты могут быть твёрдыми (фосфорная H_3PO_4 , кремниевая H_2SiO_3) и жидкими (в чистом виде жидкостью будет серная кислота H_2SO_4).

Такие газы, как хлороводород HCl , бромоводород HBr , сероводород H_2S , в водных растворах образуют соответствующие кислоты.

Вы уже знаете, что угольная H_2CO_3 и сернистая H_2SO_3 кислоты существуют только в водных растворах, так как являются слабыми и нестойкими. Они легко разлагаются на оксиды углерода (IV) и серы (IV) — CO_2 и SO_2 соответственно — и воду. Поэтому выделить эти кислоты в чистом виде невозможно.

Часто путают понятия «летучесть» и «устойчивость» (стабильность). Летучими называют кислоты, молекулы которых легко переходят в газообразное состояние, т. е. испаряются. Например, соляная кислота является летучей, но устойчивой, стабильной кислотой; нелетучая нерастворимая кремниевая кислота при стоянии разлагается на воду и оксид кремния (IV) SiO_2 .

Водные растворы соляной, азотной, серной, фосфорной и ряда других кислот не имеют окраски. Водные растворы хромовой кислоты H_2CrO_4 имеют жёлтую окраску, марганцевой кислоты $HMnO_4$ — малиновую.

Однако, какими бы разными ни были кислоты, все они образуют при диссоциации катионы водорода, которые и обуславливают ряд общих свойств: кислый вкус, изменение окраски индикаторов (лакмуса и метилового оранжевого), взаимодействие с другими веществами.

Типичные реакции кислот

1. Кислота + основание \longrightarrow соль + вода.
(реакция обмена)
2. Кислота + оксид металла \longrightarrow соль + вода.
(реакция обмена)
3. Кислота + металл \longrightarrow соль + водород.
(реакция замещения)
4. Кислота + соль \longrightarrow новая кислота + новая соль.
(реакция обмена)

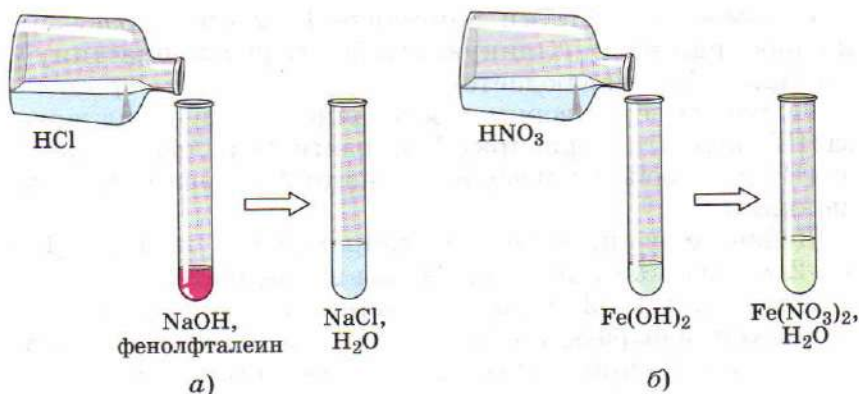
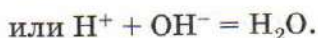
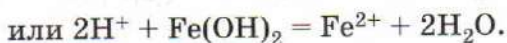


Рис. 137. Взаимодействие кислот с основаниями:
а — растворимыми; *б* — нерастворимыми

Первая реакция протекает между любыми кислотами и основаниями (как с растворимыми, так и с нерастворимыми). Например, реакция кислоты с щёлочью (реакция нейтрализации):



Аналогично протекает эта реакция и с нерастворимыми основаниями, например:



Лабораторный опыт № 19

Взаимодействие кислот с основаниями

Налейте в пробирку 2 мл раствора гидроксида натрия и добавьте к нему 1—2 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? Объясните, какие частицы в растворе гидроксида натрия вызвали изменение окраски индикатора.

К раствору щёлочи с фенолфталеином добавляйте по каплям соляную кислоту, перемешивая содержимое пробирки. Что вы наблюдаете? Объясните, образование какого вещества привело к изменению окраски индикатора. Потрогайте пробирку, в которой проводили реакцию. Сделайте вывод о её тепловом эффекте.

С помощью пипетки поместите 1—2 капли раствора из пробирки на стеклянную или фарфоровую пластину и выпарьте. Что наблюдаете?

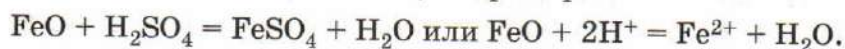
Получите нерастворимое основание — гидроксид железа (III): налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата железа (III) и добавьте к нему 3—4 капли раствора гидроксида калия.

Добавьте в пробирку с гидроксидом железа (III) 1—2 мл соляной кислоты. Что вы наблюдаете?

Поместите 1—2 капли полученного раствора на стеклянную или фарфоровую пластину и выпарьте. Рассмотрите образовавшиеся кристаллы. Отметьте их цвет.

Составьте молекулярные и ионные уравнения проделанных реакций.

Вторая реакция протекает между оксидами металлов и большинством кислот, например:



Лабораторный опыт № 20

Взаимодействие кислот

с оксидами металлов (рис. 138)



Рис. 138. Взаимодействие серной кислоты с оксидом меди (II)

В пробирку поместите немного (объёмом со спичечную головку) порошка оксида меди (II). Отметьте цвет вещества.

Налейте в пробирку с оксидом меди (II) 1—2 мл раствора серной кислоты. Для ускорения реакции слегка нагрейте (не доводя до кипения) содержимое пробирки. Что наблюдаете?

Поместите на стеклянную пластину 1—2 капли полученного раствора, используя стеклянную палочку или пипетку, и выпарьте его. Что наблюдаете?

Напишите молекулярное и ионные уравнения реакции оксида меди (II) с серной кислотой.

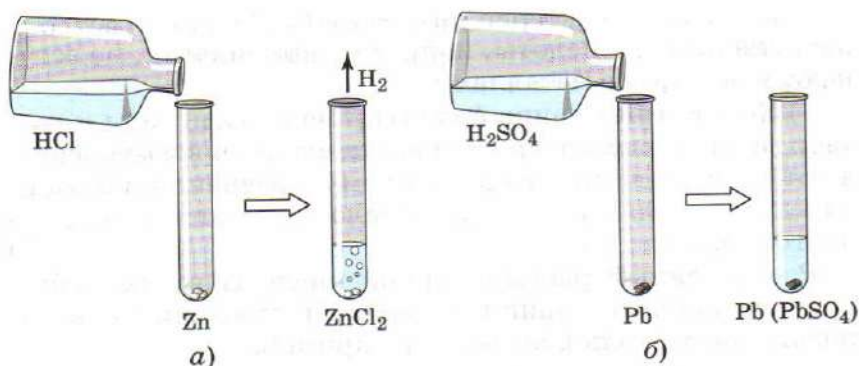
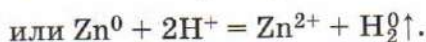
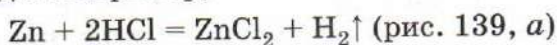


Рис. 139. Взаимодействие кислот с металлами:
а — цинка с соляной кислотой; *б* — свинца с серной кислотой

Чтобы прошла **третья реакция**, необходимо выполнить несколько условий.

1) Металл должен находиться в ряду напряжений (с ним вы уже знакомы в § 32):

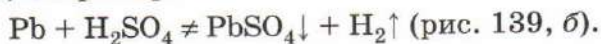
K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Au
до водорода. Например,



А вот реакция между соляной кислотой и медью невозможна, так как медь стоит в ряду напряжений после водорода.



2) Должна получиться растворимая соль. Во многих случаях взаимодействие металла с кислотой практически не происходит потому, что образующаяся соль нерастворима и покрывает поверхность металла защитной плёнкой, например:

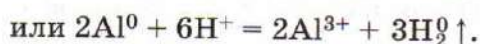


Нерастворимый сульфат свинца (II) прекращает доступ кислоты к металлу, и реакция прекращается, едва успев начаться. По данной причине большинство тяжёлых металлов практически не взаимодействуют с фосфорной, угольной и сероводородной кислотами.

3) Реакция характерна для растворов кислот, поэтому нерастворимые кислоты, например кремниевая, не вступают в реакции с металлами.

4) Концентрированный раствор серной кислоты и раствор азотной кислоты любой концентрации взаимодействуют с металлами иначе, поэтому уравнения реакций между металлами и этими кислотами записывают по другой схеме.

Разбавленный раствор серной кислоты взаимодействует с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода, образуя соль и водород. Например,



Лабораторный опыт № 21

Взаимодействие кислот с металлами

Поместите в четыре пробирки металлы (гранулы или кусочки проволоки): в 1-ю — цинк, во 2-ю — алюминий, в 3-ю — свинец, в 4-ю — медь.

Налейте в 1-ю и 3-ю пробирки по 2 мл раствора серной кислоты, а во 2-ю и 4-ю — по 2 мл соляной кислоты.

Сделайте вывод о том, в каких пробирках произошли химические реакции.

Сформулируйте вывод о возможности взаимодействия кислот с металлами.

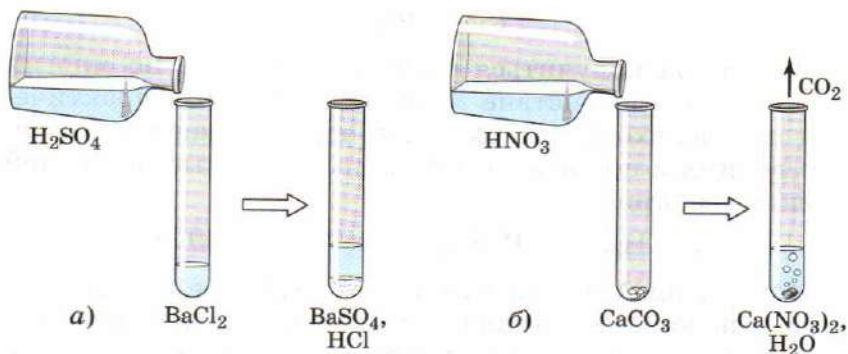


Рис. 140. Взаимодействие кислот с солями:

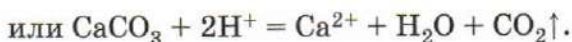
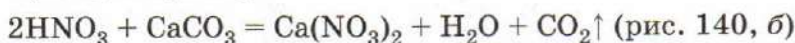
а — с образованием осадка; б — с образованием газа

Четвёртая реакция — типичная реакция ионного обмена, протекающая только в случае, если образуется:

1) осадок, например:



2) газ, например:



Лабораторный опыт № 22

Взаимодействие кислот с солями

В трёх пробирках слейте попарно по 1—2 мл растворов веществ: 1-я пробирка — соляной кислоты и силиката натрия; 2-я пробирка — серной кислоты и карбоната калия; 3-я пробирка — соляной кислоты и хлорида или нитрата бария.

Сформулируйте вывод о возможности взаимодействия кислот с солями, вписав пропущенные слова в предложение: «Кислоты взаимодействуют с солями, если в результате реакции образуется ... или ...».

1. Классификация кислот.
2. Типичные свойства кислот: взаимодействие их с металлами, оксидами металлов, гидроксидами металлов и солями.
3. Условия протекания типичных реакций кислот.
4. Ряд напряжений металлов.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Выберите формулу сильной кислоты: а) H_2S ; б) HNO_3 ; в) H_2SiO_3 . Запишите уравнение диссоциации кислоты.
- 2 Дайте характеристику азотистой кислоты, используя различные признаки классификации кислот.
- 3 Определите степени окисления элементов в следующих кислотах: хлорной HClO_4 , хромовой H_2CrO_4 , двуххромовой $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, азотистой HNO_2 , пиррофосфорной $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.
- 4 Закончите молекулярные уравнения возможных реакций и запишите соответствующие им ионные уравнения:
 - а) $\text{ZnO} + \text{HNO}_3 \longrightarrow$
 - б) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})} \longrightarrow$
 - в) $\text{HNO}_3 + \text{CuSO}_4 \longrightarrow$
 - г) $\text{HCl} + \text{FeS} \longrightarrow$
 - д) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \longrightarrow$Если реакция не может быть осуществлена, объясните почему.
- 5 Рассчитайте объём водорода (н. у.), который выделится при растворении в соляной кислоте 120 г магния, содержащего 2,5% примесей.
- 6 Запишите формулы оксидов, соответствующих следующим кислотам: HNO_2 , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2SiO_3 .

§ 40 Основания, их классификация и свойства

Разделение оснований на группы по различным признакам представлено в таблице 11.

Все основания, кроме раствора аммиака в воде, представляют собой твёрдые вещества, имеющие различную окраску. Например, гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ белого цвета, гидроксид меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ голубого цвета, гидроксид никеля (II) $\text{Ni}(\text{OH})_2$ зелёного цвета, гидроксид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ красно-бурого цвета и т. д.

Водный раствор аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, в отличие от других оснований, содержит не катионы металла, а слож-

| Признак классификации | Группы оснований | Примеры |
|---------------------------------------|------------------------------------|---|
| Растворимость в воде | Растворимые основания (щёлочи) | NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ |
| | Нерастворимые основания | Cu(OH) ₂ , Fe(OH) ₂ |
| Степень электролитической диссоциации | Сильные ($\alpha \rightarrow 1$) | Щёлочи |
| | Слабые ($\alpha \rightarrow 0$) | Водный раствор аммиака NH ₃ · H ₂ O |
| Кислотность (число гидроксогрупп) | Однокислотные | NaOH, KOH |
| | Двухкислотные | Fe(OH) ₂ , Cu(OH) ₂ |

ный однозарядный катион аммония NH₄⁺ и существует только в растворе (этот раствор вам известен под названием нашатырного спирта). Он легко разлагается на аммиак и воду:



Однако, какими бы разными ни были основания, все они состоят из ионов металла и гидроксогрупп, число которых равно степени окисления металла.

Все основания, и в первую очередь щёлочи (сильные электролиты), образуют при диссоциации гидроксид-ионы OH⁻, которые и обуславливают ряд общих свойств: мылкость на ощупь, изменение окраски индикаторов (лакмуса, метилового оранжевого и фенолфталеина), взаимодействие с другими веществами.

Типичные реакции оснований

1. Основание + кислота \rightarrow соль + вода.
(реакция обмена)
2. Щёлочь + оксид неметалла \rightarrow соль + вода.
(реакция обмена)
3. Щёлочь + соль \rightarrow новое основание + новая соль.
(реакция обмена)

Первая реакция (универсальная) была рассмотрена в § 38.



Лабораторный опыт № 23

Взаимодействие щелочей с кислотами

Запишите два молекулярных уравнения реакций, сущность которых выражается следующим ионным уравнением:



Проведите реакции, уравнения которых вы составили. Вспомните, какие вещества (кроме кислоты и щёлочи) необходимы для наблюдения за этими химическими реакциями.

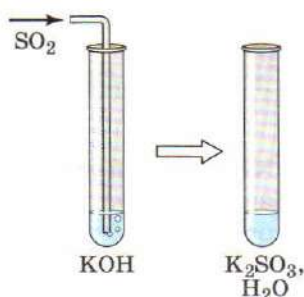
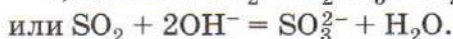
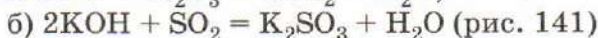
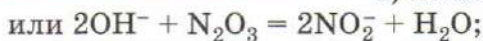
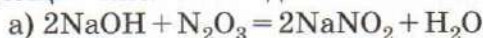


Рис. 141. Взаимодействие щёлочи с оксидом неметалла

Вторая реакция протекает между щелочами и оксидами неметаллов, которым соответствуют кислоты, например, $\overset{+3}{\text{N}}_2\text{O}_3$ соответствует $\overset{+3}{\text{HNO}}_2$, $\overset{+5}{\text{N}}_2\text{O}_5$ — $\overset{+5}{\text{HNO}}_3$, $\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2$ — $\overset{+4}{\text{H}}_2\text{SO}_3$, $\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_3$ — $\overset{+6}{\text{H}}_2\text{SO}_4$ и т. д. При взаимодействии оксидов с основаниями образуются соли соответствующих кислот и вода:



Лабораторный опыт № 24

Взаимодействие щелочей с оксидами неметаллов

Повторите опыт, который вы проделывали раньше. В пробирку налейте 2—3 мл прозрачного раствора известковой воды.

Поместите в неё соломинку для сока, которая выполняет роль газоотводной трубки. Осторожно пропускайте через раствор выдыхаемый воздух. Что наблюдаете?

Запишите молекулярное и ионное уравнения реакции.

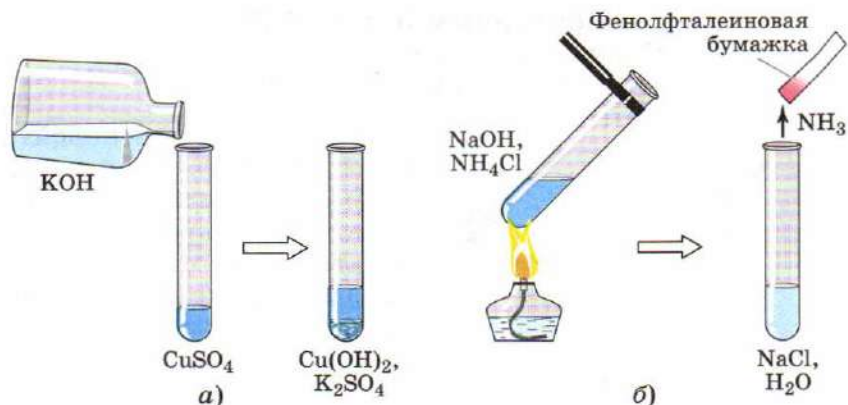
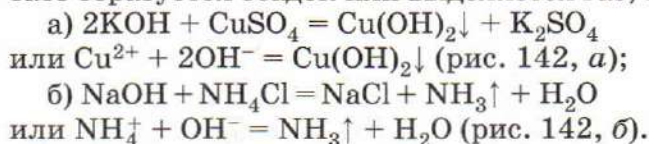


Рис. 142. Взаимодействие щелочей с солями:
 а — с образованием осадка; б — с образованием газа

Третья реакция является типичной реакцией ионного обмена и протекает только в том случае, если в результате образуется осадок или выделяется газ, например:



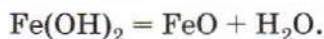
Лабораторный опыт № 25 Взаимодействие щелочей с солями

В трёх пробирках слейте попарно по 1—2 мл растворов веществ: 1-я пробирка — гидроксида натрия и хлорида аммония; 2-я пробирка — гидроксида калия и сульфата железа (III); 3-я пробирка — гидроксида натрия и хлорида бария.

Нагрейте содержимое 1-й пробирки и определите по запаху один из продуктов реакции.

Сформулируйте вывод о возможности взаимодействия щелочей с солями.

Нерастворимые основания разлагаются при нагревании на оксид металла и воду, что нехарактерно для щелочей, например:



Лабораторный опыт № 26

Получение и свойства нерастворимых оснований

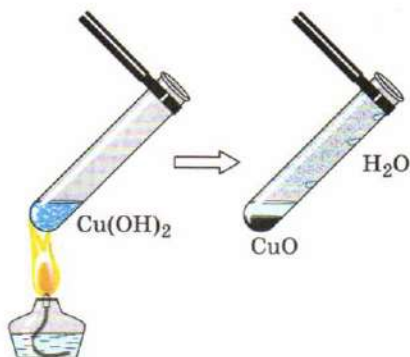


Рис. 143. Разложение гидроксида меди (II) при нагревании

В две пробирки налейте по 1 мл раствора сульфата или хлорида меди (II). В каждую пробирку добавьте по 3—4 капли раствора гидроксида натрия. Опишите образовавшийся гидроксид меди (II).

Примечание. Оставьте пробирки с полученным гидроксидом меди (II) для проведения следующих опытов.

Составьте молекулярное и ионные уравнения проведённой реакции. Укажите

тип реакции по признаку «число и состав исходных веществ и продуктов реакции».

Добавьте в одну из пробирок с полученным в предыдущем опыте гидроксидом меди (II) 1—2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете?

Используя пипетку, поместите 1—2 капли полученного раствора на стеклянную или фарфоровую пластину и, используя тигельные щипцы, осторожно выпарьте его. Рассмотрите образующиеся кристаллы. Отметьте их цвет.

Составьте молекулярное и ионные уравнения проведённой реакции. Укажите тип реакции по признаку «число и состав исходных веществ и продуктов реакции», «участие катализатора» и «обратимость химической реакции».

Нагрейте одну из пробирок с полученным ранее или выданным учителем гидроксидом меди (II) (рис. 143). Что наблюдаете?

Составьте уравнение проведённой реакции, укажите условие её протекания и тип реакции по признакам «число и состав исходных веществ и продуктов реакции», «выделение или поглощение теплоты» и «обратимость химической реакции».

1. Классификация оснований. 2. Типичные свойства оснований: взаимодействие их с кислотами, оксидами неметаллов, солями. 3. Типичное свойство нерастворимых оснований: разложение при нагревании. 4. Условия протекания типичных реакций оснований.

1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.

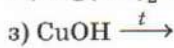
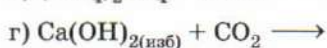
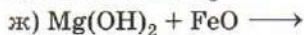
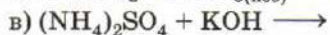
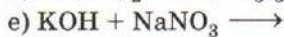
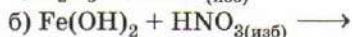
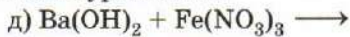
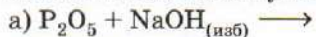
2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

?

1 Выберите сильное основание: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, KOH .

2 Дайте характеристику гидроксида бария, используя различные признаки классификации оснований.

3 Закончите молекулярные уравнения возможных реакций, запишите соответствующие им ионные уравнения:



Если реакция не будет протекать, укажите причину этого.

4 Вычислите объём аммиака (н. у.), который выделится при взаимодействии 890 г нитрата аммония, содержащего 20% примесей, с раствором гидроксида натрия. Сколько граммов 20%-го раствора щёлочи потребуется для реакции?

5 Запишите формулы оксидов, которые соответствуют гидроксидам: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CuOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NaOH . Назовите все вещества.

6 Составьте уравнения реакций, характеризующих химические свойства:

а) гидроксида калия; б) гидроксида железа (II).

§ 41 Оксиды, их классификация и свойства

Понятие «*оксиды*» включает бесконечное разнообразие веществ: *жидкие*, например оксид водорода, или вода; *твёрдые*, например оксид кремния (IV) — песок и множество разновидностей кварца, среди которых халцедон и аметист, горный хрусталь и морион; *газообразные*, например оксиды углерода (IV) и (II) — углекислый и угарный газы.

По своим химическим свойствам все оксиды подразделяют на *солеобразующие* и *несолеобразующие*.



Несолеобразующими оксидами называют такие оксиды, которые не взаимодействуют ни с кислотами, ни с щелочами и не образуют солей.

Несолеобразующих оксидов немного. В их состав входят элементы-неметаллы, например: оксиды азота (I) и (II) — N_2O и NO , оксид углерода (II) — CO и некоторые другие.



Солеобразующими оксидами называют такие оксиды, которые взаимодействуют с кислотами или основаниями и образуют при этом соль и воду.

Среди солеобразующих оксидов различают оксиды *основные*, *кислотные* и *амфотерные*. С последними вы будете знакомиться в 9 классе.



Основные оксиды — это такие оксиды, которым соответствуют основания.

Например,

MgO соответствует $Mg(OH)_2$,

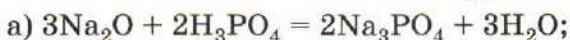
Na_2O — $NaOH$,

BaO — $Ba(OH)_2$ и т. д.

К основным оксидам относят оксиды металлов с небольшими степенями окисления (+1 и +2), т. е. оксиды металлов IA и IIA группы Периодической системы Д. И. Менделеева, HgO, MnO и некоторые другие. Все основные оксиды представляют собой твёрдые вещества.

Типичные реакции основных оксидов

1. Основной оксид + кислота \longrightarrow соль + вода.
(реакция обмена)



Лабораторный опыт № 27

**Взаимодействие основных оксидов
с кислотами**

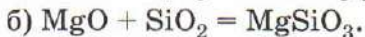
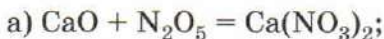
В пробирку поместите немного (объёмом со спичечную головку) порошка оксида меди (II). Отметьте его цвет.

Налейте в пробирку с оксидом меди (II) 1—2 мл раствора серной кислоты. Для ускорения реакции слегка нагрейте содержимое пробирки. Что наблюдаете?

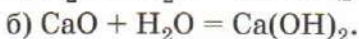
Поместите на стеклянную или фарфоровую пластину 1—2 капли полученного раствора, используя стеклянную палочку или пипетку, и выпарьте его. Что образовалось на стеклянной пластине?

Напишите молекулярное и ионные уравнения реакций между оксидом меди (II) и серной кислотой.

2. Основной оксид + кислотный оксид \longrightarrow соль.
(реакция соединения)



3. Основной оксид + вода \longrightarrow щёлочь.
(реакция соединения)



Эта реакция протекает только в том случае, если образуется растворимое основание — щёлочь, поэтому $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \neq$, так как $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — нерастворим.

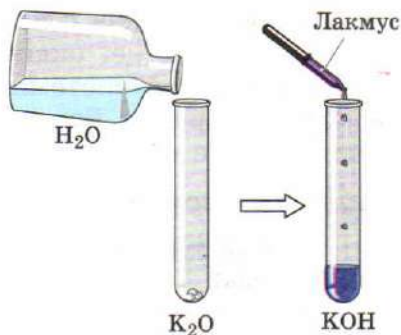


Рис. 144. Взаимодействие основного оксида с водой

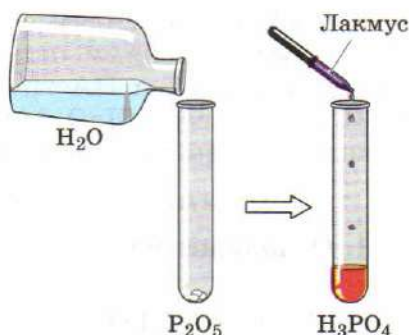


Рис. 145. Взаимодействие кислотного оксида с водой



Лабораторный опыт № 28

Взаимодействие основных оксидов с водой

Налейте в две пробирки по 2—3 мл дистиллированной воды. Добавьте в каждую пробирку по 2—3 капли раствора фенолфталеина.

Поместите в 1-ю пробирку немного (не более половины спичечной головки) оксида кальция, а во 2-ю — оксида меди (II).

Перемешайте содержимое пробирок. Что наблюдаете?

Составьте молекулярные и ионные уравнения проведённых реакций.

Сформулируйте вывод о взаимодействии основных оксидов с водой.



Кислотные оксиды — это такие оксиды, которым соответствуют кислоты.

К кислотным оксидам относят оксиды неметаллов:

| | | |
|----------|---------------|--------------|
| N_2O_3 | соответствует | HNO_2 , |
| N_2O_5 | — | HNO_3 , |
| SO_2 | — | H_2SO_3 , |
| SO_3 | — | H_2SO_4 , |
| SiO_2 | — | H_2SiO_3 , |
| CO_2 | — | H_2CO_3 , |
| P_2O_5 | — | H_3PO_4 , |

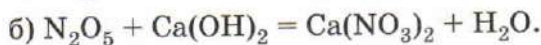
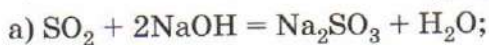
а также оксиды металлов с большим значением степени окисления, например:

CrO_3 соответствуют хромовая H_2CrO_4 и дихромовая $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ кислоты,

Mn_2O_7 — марганцевая кислота HMnO_4 .

Типичные реакции кислотных оксидов

1. Кислотный оксид + основание \longrightarrow соль + вода.
(реакция обмена)



Лабораторный опыт № 29

Взаимодействие кислотных оксидов с щелочами

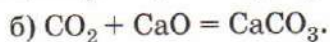
Налейте в пробирку 2 мл известковой воды. Опишите раствор.

Используя трубку с тонко оттянутым концом, продуйте через известковую воду в пробирке выдыхаемый вами воздух. Что наблюдаете?

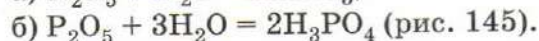
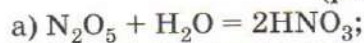
Составьте молекулярные и ионные уравнения реакции.

В чём сущность реакции щёлочи с кислотным оксидом?

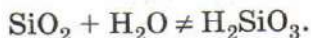
2. Кислотный оксид + основной оксид \longrightarrow соль.
(реакция соединения)



3. Кислотный оксид + вода \longrightarrow кислота.
(реакция соединения)



Однако эта реакция возможна только в том случае, если кислотный оксид растворим в воде. А если взять оксид кремния (IV), то реакция практически не пойдёт:





Лабораторный опыт № 30

Взаимодействие кислотных оксидов с водой

Налейте в 1-ю пробирку 2—3 мл дистиллированной воды, а во 2-ю — газированную воду (раствор оксида углерода (IV) в воде).

Поместите в 1-ю пробирку немного (на кончике шпателя) оксида кремния (IV). Добавьте в каждую пробирку по 2—3 капли раствора лакмуса. Перемешайте содержимое пробирок. Что наблюдаете?

Составьте молекулярные уравнения проведённых реакций.

Сформулируйте вывод о взаимодействии кислотных оксидов с водой.

1. Оксиды несолеобразующие и солеобразующие.
2. Оксиды основные и кислотные.
3. Типичные свойства основных оксидов: взаимодействие их с кислотами, кислотными оксидами и водой.
4. Типичные свойства кислотных оксидов: взаимодействие их с основаниями, основными оксидами и водой.
5. Условия протекания реакций кислотных и основных оксидов с водой.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Из перечня формул выпишите отдельно формулы основных и кислотных оксидов и запишите соответствующие им формулы оснований и кислот: SiO_2 , CrO_3 , MgO , Mn_2O_7 , Cu_2O , SO_2 , FeO , N_2O_3 , K_2O , NiO , Na_2O , NO , BaO . Назовите все вещества.
- 2 Дайте характеристику химических свойств оксида серы (IV). Запишите уравнения характерных реакций.

- 3 Допишите уравнения возможных химических реакций:
- | | |
|---|---|
| а) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ | г) $\text{CaO} + \text{SiO}_2 \longrightarrow$ |
| б) $\text{KOH}_{(\text{изб})} + \text{P}_2\text{O}_5 \longrightarrow$ | д) $\text{Na}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5 \longrightarrow$ |
| в) $\text{BaO} + \text{HNO}_3 \longrightarrow$ | е) $\text{N}_2\text{O} + \text{NaOH} \longrightarrow$ |

Если реакция не протекает, укажите причину.

- 4 В 420 мл воды растворили 40 г оксида серы (VI). Вычислите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

- 5 Вычислите объём углекислого газа (н. у.), который образуется при обжиге 500 г известняка, содержащего 20% примесей. Вычислите количество вещества оксида кальция, образующегося при этом.

§ 42 Соли, их классификация и свойства

Из всех неорганических соединений соли являются наиболее многочисленным классом веществ. Это твёрдые вещества, они отличаются друг от друга по цвету и растворимости в воде.



Соли — это класс химических соединений, состоящих из ионов металла и ионов кислотного остатка.

В начале XIX в. шведский химик Й. Берцелиус сформулировал определение солей как продуктов реакций кислот с основаниями, или соединений, полученных заменой атомов водорода в кислоте металлом. По этому признаку различают соли *средние, кислые и основные*.



Средние соли — это продукты полного замещения атомов водорода в кислоте на металл.

Именно с этими солями вы уже знакомы и знаете их номенклатуру. Например:

Na_2CO_3 — карбонат натрия,

$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ — нитрат алюминия,

CuSO_4 — сульфат меди (II) и т. д.

Диссоциируют такие соли на катионы металла и анионы кислотного остатка:

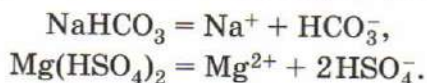


Кислые соли — это продукты неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл.

К кислым солям относят, например, питьевую соду NaHCO_3 , состоящую из катиона металла Na^+ и кислотного однозарядного остатка HCO_3^- . Для аналогичной кислотной соли кальция формулу записывают так: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Названия этих солей складывают из названий средних солей с прибавлением слова *гидро-*, например: $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$ — гидросульфат магния.

Диссоциируют кислые соли следующим образом:



Основные соли — это продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток.

Например, к таким солям относится знаменитый малахит $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, о котором вы читали в сказах П. Бажова. Он состоит из двух гидроксокатионов CuOH^+ и двухзарядного аниона кислотного остатка CO_3^{2-} .

Катион CuOH^+ имеет заряд $1+$, поэтому в молекуле два таких катиона и один двухзарядный анион CO_3^{2-} объединены в электронейтральную соль.

Названия таких солей будут такими же, как и у средних солей, но с прибавлением слова *гидроксо-*, например $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — гидроксокарбонат меди (II) или AlOHCl_2 — гидроксохлорид алюминия. Подавляющее большинство основных солей нерастворимы или малорастворимы. Последние диссоциируют так:



Типичные реакции средних солей

1. Соль + кислота \longrightarrow другая соль + другая кислота.
(реакция обмена)

2. Соль + щёлочь \longrightarrow другая соль + другое основание.
(реакция обмена)

3. Соль₁ + соль₂ \longrightarrow соль₃ + соль₄.

(реакция обмена: в реакцию вступают две соли,
в результате получаются две другие соли)

4. Соль + металл \longrightarrow другая соль + другой металл.
(реакция замещения)

Первые две реакции обмена уже были подробно рассмотрены в § 38 и 39.



Лабораторный опыт № 31

Взаимодействие солей
с кислотами

В трёх пробирках слейте попарно по 1—2 мл растворов: 1-я пробирка — силиката натрия и серной кислоты; 2-я пробирка — карбоната натрия и азотной кислоты; 3-я пробирка — нитрата натрия и серной кислоты.

Составьте молекулярные и ионные уравнения проведённых реакций.

Ответьте на вопрос: при каких условиях соли взаимодействуют с кислотами?



Лабораторный опыт № 32

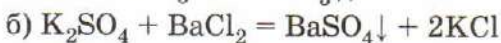
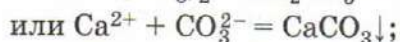
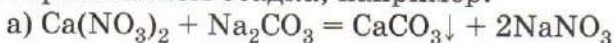
Взаимодействие солей
с щелочами

В трёх пробирках слейте попарно по 1—2 мл растворов веществ: 1-я пробирка — сульфата железа (III) и гидроксида натрия; 2-я пробирка — сульфата аммония и гидроксида калия; 3-я пробирка — нитрата бария и гидроксида калия.

Немного нагрейте содержимое 2-й пробирки и определите по запаху один из продуктов реакции.

Ответьте на вопрос: при каких условиях соли взаимодействуют с щелочами?

Третья реакция также является реакцией обмена. Она протекает между растворами солей и сопровождается образованием осадка, например:



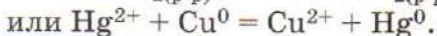
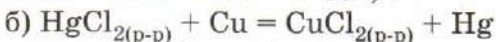
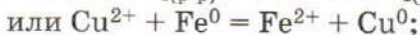
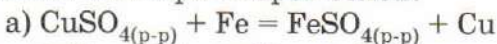
Лабораторный опыт № 33

Взаимодействие солей с солями

Проведите качественные реакции, подтверждающие состав хлорида железа (III), используя в качестве реактивов только соли.

Составьте молекулярные и ионные уравнения проведённых реакций.

Четвёртая реакция солей связана с именем крупнейшего русского химика Н. Н. Бекетова, который в 1865 г. изучал способность металлов вытеснять из растворов солей другие металлы. Например, медь из растворов её солей можно вытеснить такими металлами, как магний Mg, алюминий Al, цинк Zn, и некоторыми другими. А вот ртутью Hg, серебром Ag, золотом Au медь не вытесняется, и поэтому эти металлы в ряду напряжений расположены правее, чем медь. Зато медь вытесняет их из растворов солей:



Н. Н. Бекетов, действуя газообразным водородом под давлением на растворы солей ртути и серебра, установил, что при этом водород, так же как и некоторые другие металлы, вытесняет ртуть и серебро из их солей.

Располагая металлы, а также водород по их способности вытеснять друг друга из растворов солей, Н. Н. Бекетов составил ряд, который он назвал **вытеснительным рядом металлов**. Позднее (1892 г., В. Нернст) было доказано, что вытеснительный ряд Н. Н. Бекетова практически совпадает с рядом, в кото-

ром металлы и водород расположены (слева направо) в порядке уменьшения их восстановительной способности (см. § 43) при $t = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$, $p = 101,3\text{ кПа}$ (1 атм) и молярной концентрации ионов металла, равной 1 моль/л. Этот ряд называют **электрохимическим рядом напряжений металлов**. Вы уже знакомы с этим рядом, когда рассматривали взаимодействие кислот с металлами (§ 37 и 38) и выяснили, что с растворами кислот взаимодействуют металлы, которые расположены левее водорода. Это **первое правило ряда напряжений (активности)**. Оно выполняется с соблюдением некоторых условий, о которых мы говорили ранее.

Второе правило ряда напряжений заключается в следующем: каждый металл вытесняет из растворов солей все другие металлы, расположенные правее его в ряду напряжений. Это правило также соблюдается при выполнении условий:

а) обе соли (и реагирующая, и образующаяся в результате реакции) должны быть растворимыми;

б) металлы не должны взаимодействовать с водой, поэтому металлы главных подгрупп I и II групп Периодической системы Д. И. Менделеева — щелочные и щелочноземельные — не вытесняют другие металлы из растворов солей.



Лабораторный опыт № 34

Взаимодействие растворов солей с металлами

Возьмите три пробирки. В 1-ю пробирку поместите кусочек железной проволоки (скрепку), во 2-ю — свинцовую пластину, а в 3-ю — медную проволоку.

Налейте в 1-ю и во 2-ю пробирки по 2—3 мл раствора сульфата меди (II), а в 3-ю — раствор сульфата железа (II).

Через 5 мин извлеките с помощью пинцета металлические предметы из растворов и рассмотрите их.

Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Сделайте вывод о том, в какой из пробирок произошла химическая реакция.

Сделайте вывод об условиях, при которых растворы солей взаимодействуют с металлами.

1. Соли средние, кислые и основные. 2. Диссоциация различных групп солей. 3. Типичные свойства средних солей: взаимодействие их с кислотами, щелочами, другими солями и металлами. 4. Два правила ряда напряжений (активности) металлов. 5. Условия протекания реакций солей с металлами.

- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.



- 1 Из перечня формул выпишите отдельно формулы средних, кислых и основных солей, дайте их названия и запишите уравнения их диссоциации: $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$, $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NaH_2PO_4 , Na_3PO_4 , MgOHNO_3 .
- 2 Закончите молекулярные уравнения возможных реакций, протекающих в растворах, и запишите соответствующие им ионные уравнения:

| | |
|--|--|
| а) $\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$ | е) $\text{KOH} + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \longrightarrow$ |
| б) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{CaCl}_2 \longrightarrow$ | ж) $\text{Ca} + \text{CuCl}_2 \longrightarrow$ |
| в) $\text{FeCl}_3 + \text{AgNO}_3 \longrightarrow$ | з) $\text{Cu} + \text{AgNO}_3 \longrightarrow$ |
| г) $\text{KNO}_3 + \text{NaCl} \longrightarrow$ | и) $\text{Mg} + \text{ZnS} \longrightarrow$ |
| д) $\text{NaOH} + \text{FeS} \longrightarrow$ | к) $\text{Cu} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow$ |

Если реакция не может быть осуществлена, объясните почему.

- 3 К 980 г 5%-го раствора серной кислоты прилили избыток раствора нитрата бария. Найдите массу выпавшего осадка.
- 4 Запишите уравнения реакций всех возможных способов получения сульфата железа (II).
- 5 Определите степени окисления элементов в солях, формулы которых: Na_2SO_4 , K_2SO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, NaHSO_4 , CuOHNO_3 .
Дайте названия солей.

§ 43

Генетическая связь между классами веществ



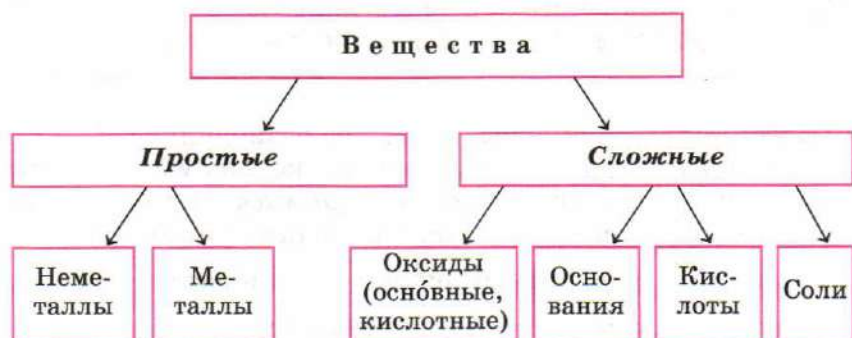
Генетической называют связь между веществами разных классов, основанную на их взаимопревращениях и отражающую единство их происхождения, т. е. генезис веществ.

Вначале наши сведения о классификации веществ представим в виде схемы (схема 1).

Зная классы простых веществ, можно составить два генетических ряда: *генетический ряд металлов* и *генетический ряд неметаллов*.

КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Схема 1



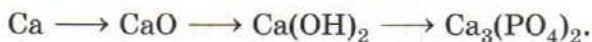
Генетический ряд металлов отражает взаимосвязь веществ разных классов, в основу которой положен один и тот же металл.

Различают две разновидности генетического ряда металлов.

1. Генетический ряд металлов, которым в качестве гидроксида соответствует *щёлочь*. В общем виде такой ряд может быть представлен следующей цепочкой превращений:



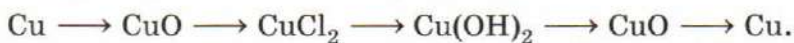
Например, генетический ряд кальция:



2. Генетический ряд металлов, которым соответствует **нерастворимое основание**. Этот ряд богаче генетическими связями, так как полнее отражает идею *взаимных* превращений (прямых и обратных). В общем виде такой ряд может быть представлен следующей цепочкой превращений:



Например, генетический ряд меди:



Генетический ряд неметаллов отражает взаимосвязь веществ разных классов, в основу которой положен один и тот же неметалл.

Здесь также можно выделить две разновидности.

1. Генетический ряд неметаллов, которым в качестве гидроксида соответствует **растворимая кислота**, может быть отражён в виде такой цепочки превращений:



Например, генетический ряд фосфора:



2. Генетический ряд неметаллов, которым соответствует **нерастворимая кислота**, может быть представлен с помощью такой цепочки превращений:



Так как из изученных нами кислот нерастворимой является только кремниевая кислота, в качестве примера последнего генетического ряда рассмотрим генетический ряд кремния:



1. Генетическая связь. 2. Генетический ряд металлов и его разновидности. 3. Генетический ряд неметаллов и его разновидности.

- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа. Предложите учителю свою помощь в подготовке нового урока — сделайте сообщение по ключевым словам и словосочетаниям следующего параграфа.

- ?
- 1 Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения, лежащие в основе приведённых генетических рядов металлов и неметаллов. Дайте названия веществ, уравнения реакций с участием электролитов запишите также и в ионной форме.
- 2 Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
- а) $\text{Li} \xrightarrow{1} \text{Li}_2\text{O} \xrightarrow{2} \text{LiOH} \xrightarrow{3} \text{LiNO}_3$;
- б) $\text{S} \xrightarrow{1} \text{SO}_2 \xrightarrow{2} \text{H}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{3} \text{Na}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{4} \text{SO}_2 \xrightarrow{5} \text{CaSO}_3$.
- Уравнения реакций с участием электролитов запишите также и в ионной форме.

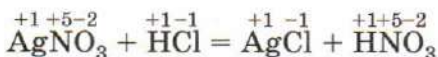
- 3 Какие из перечисленных ниже веществ взаимодействуют с соляной кислотой: магний, оксид меди (II), гидроксид меди (II), медь, нитрат магния, гидроксид железа (III), оксид кремния (IV), нитрат серебра, сульфид железа (II)? Запишите уравнения возможных реакций в молекулярной и ионной формах. Если реакции не могут быть осуществлены, объясните почему.
- 4 Какие из перечисленных ниже веществ взаимодействуют с гидроксидом натрия: оксид углерода (IV), гидроксид кальция, оксид меди (II), нитрат меди (II), хлорид аммония, кремниевая кислота, сульфат калия? Запишите уравнения возможных реакций в молекулярной и ионной формах. Если реакции не протекают, объясните почему.

5

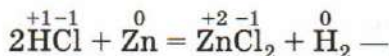
Дайте определения всех классов веществ, приведённых в схеме на с. 259. На какие группы делится каждый класс веществ?

§ 44 Окислительно-восстановительные реакции

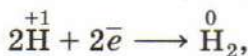
Многообразие классификаций химических реакций по различным признакам (направлению, числу и составу реагирующих и образующих веществ, использованию катализатора, тепловому эффекту) можно дополнить ещё одним признаком. Этот признак — изменение степени окисления атомов химических элементов, образующих реагирующие вещества. Например, в реакции



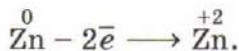
степени окисления атомов химических элементов после реакции не изменились. А вот в другой реакции — взаимодействие соляной кислоты с цинком



атомы двух элементов, водорода и цинка, изменили свои степени окисления: водород с +1 на 0, а цинк — с 0 на +2. Следовательно, в этой реакции каждый атом водорода получил по одному электрону



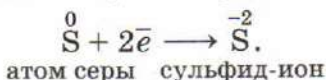
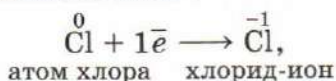
а каждый атом цинка отдал два электрона



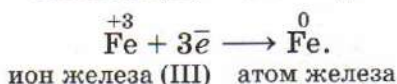
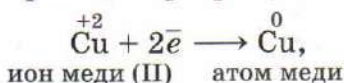
Химические реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов химических элементов или ионов, образующих реагирующие вещества, называют окислительно-восстановительными реакциями.

Под **восстановлением** понимают процесс присоединения электронов атомами, ионами или молекулами. Степень окисления при этом понижается.

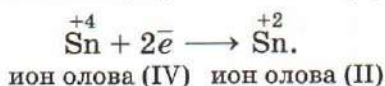
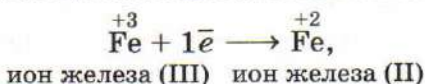
Например, атомы неметаллов могут присоединять электроны, превращаясь при этом в отрицательные ионы, т. е. восстанавливаясь¹:



Электроны могут присоединяться и к положительным ионам, которые при этом превращаются в атомы:

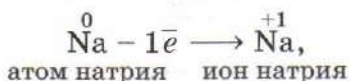


Принимать электроны могут и положительные ионы, у которых при этом степень окисления понижается:

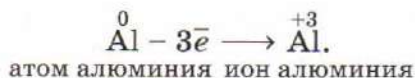


Атомы, ионы или молекулы, принимающие электроны, называют **окислителями**.

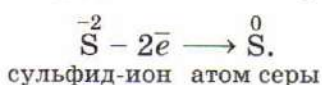
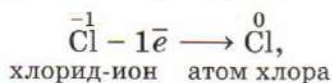
Под **окислением** понимают процесс отдачи электронов атомами, ионами или молекулами. Например, атомы металлов, теряя электроны, превращаются в положительные ионы, т. е. окисляются:



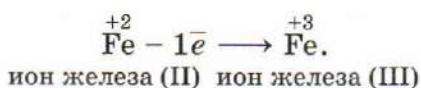
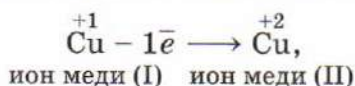
¹ Далее мы будем указывать степень окисления, а не заряды ионов, так как их численные значения совпадают.



Отдавать электроны могут отрицательные ионы:



Терять электроны могут и некоторые положительные ионы с низшими степенями окисления:



Можно отметить, что при этом степень окисления повышается.



Атомы, ионы или молекулы, отдающие электроны, называют **восстановителями**.

Окисление всегда сопровождается восстановлением и наоборот, т. е. окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов — окисления и восстановления. Схема взаимосвязи изменения степеней окисления с процессами окисления и восстановления может быть представлена так, как это изображено на схеме 2.

ПРОЦЕССЫ ОКИСЛЕНИЯ И ВОССТАНОВЛЕНИЯ

Схема 2





Рис. 146. Схема окислительно-восстановительной реакции

В окислительно-восстановительных реакциях число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, принимаемых окислителем, т. е. соблюдается *электронный баланс*. Метод электронного баланса применяют для записей электронных уравнений процессов окисления и восстановления.

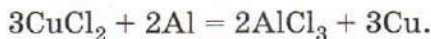
Например, реакцию алюминия с хлоридом меди (II) описывают схемой (рис. 146):



а электронные уравнения будут иметь вид:

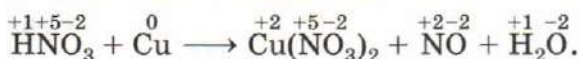


Молекулярное уравнение этой реакции написать уже несложно, так как коэффициенты для него будут взяты из электронных уравнений:

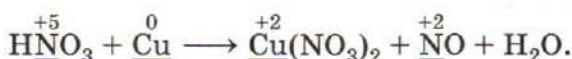


Покажем, как с помощью метода электронного баланса можно расставить коэффициенты в уравнении сложной окислительно-восстановительной реакции. Как вы помните, первое правило ряда напряжений металлов о взаимодействии металлов с растворами кислот не распространялось на серную кислоту концентрированную и азотную кислоту любой концентрации.

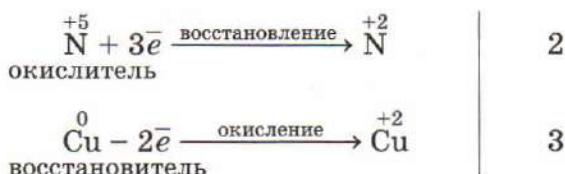
В отличие от соляной кислоты, в которой окислителем атомов металла были катионы водорода, в концентрированной серной и азотной кислотах окислителями являются атомы серы и азота из сульфат-ионов и нитрат-ионов. Поэтому концентрированная H_2SO_4 и HNO_3 любой концентрации взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений как до водорода, так и после него, восстанавливаясь при этом до SO_2 , NO и т. д. Например, при взаимодействии разбавленной азотной кислоты с медью получается нитрат меди (II), оксид азота (II) и вода. Запишем формулы исходных веществ и продуктов реакции с указанием степеней окисления:



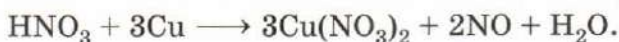
Подчеркнём знаки химических элементов, изменивших свои степени окисления:



Составим электронные уравнения, т. е. отразим процессы отдачи и присоединения электронов:



Запишем коэффициент 3 перед $\overset{0}{\text{Cu}}$ и перед формулой нитрата меди (II), в котором $\overset{+2}{\text{Cu}}$, так как с такими значениями степеней окисления медь встречается по одному разу. Коэффициент 2 запишем только перед формулой вещества с $\overset{+2}{\text{N}}$, так как это значение степени окисления для азота в схеме реакции встречается только один раз, а вот перед HNO_3 коэффициент 2 не запишем, ибо $\overset{+5}{\text{N}}$ встречается ещё раз в формуле $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Наша запись примет вид:



Теперь уравнием число атомов азота. После реакции оно равно $3 \cdot 2 = 6$ из $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и ещё 2 атома из 2NO , всего 8.

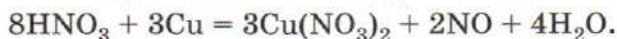
Поэтому перед HNO_3 запишем коэффициент 8:



и уравнием число атомов водорода:



Проверим правильность расстановки коэффициентов, подсчитав число атомов кислорода до и после реакции: до реакции — 24 атома и после реакции — 24 атома. Коэффициенты расставлены правильно, поэтому заменим в уравнении стрелку на знак равенства:



Зная формулу вещества и определив степени окисления атомов химических элементов в нём, нетрудно предсказать, какие свойства будет проявлять каждый элемент и вещество в целом: окислительные или восстановительные. Например, азот в азотной кислоте имеет максимальное значение степени окисления +5, т. е. он

«потерял» все электроны, поэтому $\overset{+5}{\text{N}}$ в азотной кислоте будет проявлять только окислительные свойства. Азот в

аммиаке $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3$ имеет минимальное значение степени окисления -3, т. е. он не сможет принять больше ни одного электрона, и поэтому аммиак будет проявлять только восстановительные свойства.

Другой пример — оксид азота (II) $\overset{+2}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}$. Азот в этом соединении имеет промежуточное значение степени окисления и поэтому может проявлять как окислительные

(например: $\overset{+2}{\text{N}} + 2\bar{e} \longrightarrow \overset{0}{\text{N}}$ или $\overset{+2}{\text{N}} + 5\bar{e} \longrightarrow \overset{-3}{\text{N}}$), так и восстановительные (например: $\overset{+2}{\text{N}} - 2\bar{e} \longrightarrow \overset{+4}{\text{N}}$) свойства.

Приведём примеры важнейших восстановителей и окислителей.

Восстановители: активные металлы, водород, уголь, оксид углерода (II) CO , сероводород H_2S , аммиак NH_3 и т. д.

Окислители: кислород, галогены; азотная HNO_3 и серная H_2SO_4 кислоты, перманганат калия KMnO_4 и др.

1. Окислительно-восстановительные реакции.
2. Окислитель и восстановитель; окисление и восстановление.
3. Метод электронного баланса.



- 1 Обратитесь к электронному приложению. Изучите материал урока и выполните предложенные задания.
- 2 Найдите в Интернете электронные адреса, которые могут служить дополнительными источниками, раскрывающими содержание ключевых слов и словосочетаний параграфа.



- 1 Какие из реакций, уравнения которых записаны ниже, относят к окислительно-восстановительным?
 - а) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$;
 - б) $\text{CO}_2 + 2\text{Mg} \xrightarrow{t} 2\text{MgO} + \text{C}$;
 - в) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaNO}_3 + \text{BaSO}_4$;
 - г) $2\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$.

Для окислительно-восстановительных реакций укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления, составьте электронные уравнения.

- 2 Дайте характеристику реакции синтеза аммиака по всем изученным вами признакам классификации химических реакций.
- 3 Из следующих утверждений выберите истинные:
 - а) к окислительно-восстановительным будут относиться все реакции ионного обмена;
 - б) все реакции ионного обмена не будут являться окислительно-восстановительными;
 - в) все реакции замещения являются окислительно-восстановительными;
 - г) только некоторые реакции замещения являются окислительно-восстановительными реакциями;
 - д) к окислительно-восстановительным реакциям относят те реакции соединения и разложения, в которых участвует хотя бы одно простое вещество;

е) все реакции разложения и соединения не являются окислительно-восстановительными.

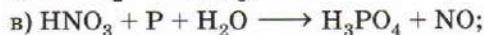
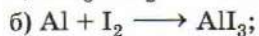
Обоснуйте свою точку зрения, докажите её примерами уравнений реакций.

4) Согласны ли вы с утверждением, что HNO_3 проявляет только окислительные свойства, а NH_3 — только восстановительные? Ответ обоснуйте.

5) Какое из веществ — сероводород H_2S и серная кислота H_2SO_4 — проявляет только окислительные или только восстановительные свойства? Почему?

6) Обоснуйте тезис, что SO_2 может быть и окислителем, и восстановителем.

7) Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в следующих схемах реакций:



8) Назовите окислитель в реакциях взаимодействия цинка с соляной и азотной кислотами. Для последней реакции используйте аналогию взаимодействия азотной кислоты с медью.

Практическая работа №6

Ионные реакции

Опыт 1

Обнаружение сульфат-ионов SO_4^{2-}

В одну пробирку налейте 1—2 мл раствора сульфата натрия, а в другую — 1—2 мл раствора сульфата калия. В обе пробирки по каплям добавьте раствор хлорида бария. Объясните наблюдаемое.

Составьте уравнения электролитической диссоциации взятых солей и уравнение реакции обмена. Запишите полное и сокращённое ионные уравнения реакции.

Какие соединения могут служить реактивом на ионы бария Ba^{2+} ?

В чём сущность обнаружения ионов с помощью реактива?

Опыт 2

Обнаружение хлорид-ионов Cl^-

По таблице растворимости выясните, какие соли, содержащие хлорид-ион Cl^- , нерастворимы (малорастворимы). При помощи имеющихся у вас реактивов докажите, что в растворе хлорида натрия присутствуют хлорид-ионы.

Составьте уравнения диссоциации солей, реакции обмена и полные и сокращённые ионные уравнения проведённых реакций.

Опыт 3

Обнаружение сульфат-ионов SO_4^{2-} и хлорид-ионов Cl^-

В двух пробирках содержатся растворы хлорида калия и сульфата магния. С помощью каких реакций можно доказать, что в одной пробирке находится раствор хлорида калия, а в другой — раствор сульфата магния?

Раствор из первой пробирки разделите пополам и перелейте в две пробирки. Прилейте в одну пробирку раствор нитрата свинца (II), в другую — раствор хлорида бария. В какой из пробирок выпал осадок? Какая из солей — KCl или MgSO_4 — содержится в первой пробирке?

Раствор из второй пробирки испытайте на присутствие аниона, не обнаруженного в первой пробирке. Для этого к испытуемому раствору прилейте раствор нитрата свинца (II). Объясните наблюдаемое.

Составьте уравнения реакций обмена проведённых вами реакций и полные и сокращённые ионные уравнения реакций обнаружения ионов.

Опыт 4

Прodelайте реакции, подтверждающие качественный состав следующих веществ: а) хлорида бария; б) сульфата магния; в) карбоната аммония. Для выполнения этого опыта используйте таблицу 12.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ИОНОВ

Таблица 12

| Определяемый ион | Ион, используемый для определения | Результаты качественной реакции |
|------------------|-----------------------------------|---|
| H^+ | Индикаторы | Изменение окраски |
| Ag^+ | Cl^- | Белый осадок |
| Cu^{2+} | OH^- | Голубой осадок |
| Cu^{2+} | S^{2-} | Чёрный осадок |
| Fe^{2+} | OH^- | Зеленоватый осадок, который с течением времени буреет |

| Определяемый ион | Ион, используемый для определения | Результаты качественной реакции |
|--------------------|--|--|
| Fe^{3+} | OH^- | Осадок бурого цвета |
| Zn^{2+} | OH^- | Белый осадок, при избытке щёлочи растворяется |
| Al^{3+} | OH^- | Белый желеобразный осадок, который при избытке OH^- растворяется |
| NH_4^+ | OH^- | Запах аммиака |
| Ba^{2+} | SO_4^{2-} | Белый осадок |
| | | Окрашивание пламени в жёлто-зелёный цвет |
| Ca^{2+} | CO_3^{2-} | Белый осадок |
| | | Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет |
| Na^+ | | Окрашивание пламени в жёлтый цвет |
| K^+ | | Окрашивание пламени в фиолетовый цвет (через кобальтовое стекло) |
| Cl^- | Ag^+ | Белый осадок |
| Br^- | Ag^+ | Желтоватый осадок |
| I^- | Ag^+ | Жёлтый осадок |
| SO_3^{2-} | H^+ | Выделение SO_2 — газа с резким запахом, обесцвечивающим раствор фуксина и фиолетовых чернил |
| CO_3^{2-} | H^+ | Выделение газа без запаха, вызывающего помутнение известковой воды |
| NO_3^- | H_2SO_4 (конц) и Cu | Выделение бурого газа |
| SO_4^{2-} | Ba^{2+} | Белый осадок |
| PO_4^{3-} | Ag^+ | Жёлтый осадок |
| OH^- | Индикаторы | Изменение окраски |

Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца

Опыт 1

Возьмите три пробирки и налейте в каждую по 2—3 мл раствора: в 1-ю — сульфата меди (II), во 2-ю — хлорида калия, в 3-ю — сульфата алюминия. Затем в каждую пробирку добавьте: в 1-ю — немного раствора гидроксида натрия, во 2-ю — раствора фосфата натрия, а в 3-ю — раствора хлорида бария. Что наблюдаете?

Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 2

В две пробирки налейте по 2—3 мл растворов сульфата натрия и карбоната натрия соответственно. Затем прилейте в каждую из них раствор азотной кислоты. Что наблюдаете?

Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 3

В одну пробирку налейте 3—4 мл раствора гидроксида натрия и добавьте две-три капли фенолфталеина. Раствор приобретает малиновый цвет. Затем прилейте соляную кислоту или раствор серной кислоты до обесцвечивания.

В другую пробирку налейте примерно 2—3 мл сульфата меди (II) и добавьте немного раствора гидроксида натрия. Образуется голубой осадок гидроксида меди (II). Прилейте в пробирку серную кислоту до растворения осадка.

Составьте уравнения происходящих реакций в молекулярном и ионном виде. Поясните, почему в первой пробирке произошло обесцвечивание, а во второй — растворение осадка. Каким общим свойством обладают растворимые и нерастворимые основания?

Свойства кислот, оснований, оксидов и солей

Задание 1

Осуществите реакции, характеризующие химические свойства:

вариант 1 — соляной кислоты;

вариант 2 — раствора серной кислоты.

Запишите уравнения проделанных вами реакций в молекулярной и ионной формах. Реакцию с металлом рассмотрите как окислительно-восстановительную.

Задание 2

Вариант 1. Прделайте реакции, характеризующие химические свойства раствора гидроксида натрия.

Вариант 2. Получите гидроксид железа (III) реакцией обмена и осуществите реакции, характеризующие его химические свойства.

Запишите уравнения проделанных вами реакций в молекулярной и ионной формах.

Задание 3

Вариант 1. Получите оксид серы (IV) и проделайте реакции, характеризующие его химические свойства.

Вариант 2. Прделайте реакции, характеризующие химические свойства оксида кальция.

Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, если это возможно.

Задание 4

Прделайте реакции, характеризующие химические свойства:

вариант 1 — хлорида железа (II);

вариант 2 — хлорида меди (II).

Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Реакции с участием металла рассмотрите как окислительно-восстановительные.

Решение экспериментальных задач

1. Налейте в пробирку 1—2 мл концентрированного раствора серной кислоты и опустите в неё гранулу цинка. Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах, покажите переход электронов. Что в этой реакции является окислителем?

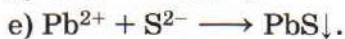
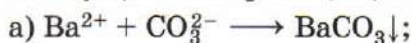
2. В шести пробирках находятся растворы хлорида магния. В каждую из пробирок последовательно прилейте следующие растворы: а) гидроксид натрия; б) сульфат калия; в) карбонат натрия; г) нитрат цинка; д) фосфат калия; е) сульфид натрия.

Составьте уравнения реакций, протекающих до конца, в молекулярном и ионном видах.

3. Даны растворы: а) карбоната калия и соляной кислоты; б) сульфида натрия и серной кислоты; в) хлорида цинка и азотной кислоты; г) сульфита натрия и серной кислоты; д) сульфата меди (II) и азотной кислоты.

Слейте попарно эти растворы, немного нагрейте и осторожно определите по запаху, в каких случаях реакции протекают до конца и почему. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

4. Осуществите реакции, схемы которых:



5. Проведите реакции между следующими веществами:

а) сероводородной и хлорной водой;

б) раствором иодида калия и хлорной водой;

в) соляной кислотой и алюминием;

г) концентрированной серной кислотой и медью (при нагревании).

Составьте уравнения реакций, покажите переход электронов. Что является окислителем и что — восстановителем?

6. Пользуясь растворами и веществами, находящимися на столе, получите:

- а) гидроксид железа (III);
- б) сульфид меди (II);
- в) оксид серы (IV);
- г) карбонат магния;
- д) свинец.

Составьте молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

Приложения

1. Плотность, твёрдость, теплопроводность, температуры плавления и кипения некоторых веществ

| Название вещества | Плотность, г/см ³ | Температура | | Твёрдость (по шкале Мооса) | Теплопроводность, Вт/(м·К) |
|-------------------|------------------------------|-------------------------|-------------|----------------------------|----------------------------|
| | | плавления, °С | кипения, °С | | |
| Азот | 1,25 | -210 | -195,8 | — | 0,026 |
| Алюминий | 2,69 | 660 | 2500 | 3,0 | 237 |
| Водород | 0,019 | -259,34 | -252,87 | — | 0,182 |
| Графит | 2,27 | Возгоняется при 3700 °С | — | 1,5 | 278,4 |
| Железо | 7,87 | 1539 | 2870 | 4,5 | 80,4 |
| Кислород | 1,43 | -218,8 | -182,9 | — | 0,027 |
| Медь | 8,96 | 1083 | 2543 | 3,0 | 401 |
| Магний | 1,74 | 651 | 1107 | 2,0 | 156 |
| Цинк | 7,13 | 419 | 906 | 2,5 | 116 |
| Свинец | 11,34 | 327 | 1745 | 1,5 | 35,3 |
| Сера | 2,07 | 112,8 | 444,6 | 2,0 | 0,27 |

2. Определение твёрдости вещества по шкале Мооса

Шкала твёрдости была разработана австрийским минералогом Фредериком Моосом в 1820 г. для измерения твёрдости минералов. В основу её положено определение твёрдости как сопротивления, оказываемого минералом при его царапании. В качестве эталонных, с помощью которых определяют относительную твёрдость, выбрано 10 распространённых минералов, расположенных в порядке возрастания их твёрдости (см. рис. 5). Минерал меньшей твёрдости царапается последующим минералом, обладающим большей твёрдостью.

Твёрдость любого испытуемого материала характеризуется по его сопротивлению царапанию этими минералами.

3. Дата и приоритет открытия химических элементов

| Символ и название элемента | | Год открытия | Авторы открытия |
|----------------------------|----------|--------------|---------------------------------------|
| Ac | Актиний | 1899 | А. Дебьерн (Франция) |
| Ag | Серебро | * | — |
| Al | Алюминий | 1825 | Х. Эрстед (Дания) |
| Ar | Аргон | 1894 | Д. Рэлей, У. Рамзай (Англия) |
| As | Мышьяк | * | — |
| At | Астат | 1940 | Э. Сегре, Д. Корсон, К. Макензи (США) |
| Au | Золото | * | — |
| B | Бор | 1808 | Л. Гей-Люссак, Л. Тенар (Франция) |
| Ba | Барий | 1774 | К. Шееле (Швеция) |

| Символ и название элемента | | Год открытия | Авторы открытия |
|----------------------------|------------------|--------------|---|
| Be | Бериллий | 1798 | Л. Воклен (Франция) |
| Bi | Висмут | * | — |
| Br | Бром | 1826 | А. Балар (Франция) |
| C | Углерод | * | — |
| Ca | Кальций | 1808 | Г. Дэви (Англия) |
| Cd | Кадмий | 1817 | Ф. Штроемейер (Германия) |
| Cl | Хлор | 1774 | К. Шееле (Швеция) |
| Co | Кобальт | 1735 | Г. Брандт (Швеция) |
| Cr | Хром | 1797 | Л. Воклен (Франция) |
| Cs | Цезий | 1860 | Р. Бунзен, Г. Кирхгоф (Германия) |
| Cu | Медь | * | — |
| Db | Дубний | 1970 | Г. Н. Флёрв, И. Звара и др. (СССР); А. Гиорсо и др. (США) |
| Ds | Дармштадт ий | 1988 | Ю. Ц. Оганесян и др. (СССР); П. Армбрустер и др. (ФРГ) |
| Es | Эйнштейн- ний | 1952 | Г. Сиборг, А. Гиорсо и др. (США) |
| Eu | Европий | 1901 | Э. Демарсе (Франция) |
| F | Фтор | 1886 | А. Муассан (Франция) |
| Fe | Железо | * | — |
| Fr | Франций | 1939 | М. Пере (Франция) |
| Ge | Германий | 1886 | К. Винклер (Германия) |

| Символ и название элемента | | Год открытия | Авторы открытия |
|----------------------------|------------|---------------|---|
| H | Водород | 1766 | Г. Кавендиш (Англия) |
| He | Гелий | 1868 | Ж. Жансен (Франция); Н. Локьер, Э. Франкланд (Англия) |
| Hg | Ртуть | * | — |
| Hs | Хассий | 1984 | Г. Н. Флёрв, И. Звара и др. (СССР); П. Армбрустер и др. (ФРГ) |
| I | Иод | 1811 | Б. Куртуа (Франция) |
| K | Калий | 1807 | Г. Дэви (Англия) |
| Li | Литий | 1817 | А. Арфведсон (Швеция) |
| Md | Меңделевий | 1955 | Г. Сиборг, А. Гиорсо и др. (США) |
| Mg | Магний | 1808 | Г. Дэви (Англия) |
| Mn | Марганец | 1774 | Ю. Ган (Швеция) |
| Mo | Молибден | 1778 | К. Шееле (Швеция) |
| N | Азот | 1772 | Д. Резерфорд (Англия) |
| Na | Натрий | 1807 | Г. Дэви (Англия) |
| Ne | Неон | 1898 | У. Рамзай, М. Траверс (Англия) |
| Ni | Никель | 1751 | А. Кронстедт (Швеция) |
| O | Кислород | 1771— 1774 | К. Шееле (Швеция); Дж. Пристли (Англия) |
| P | Фосфор | 1669 | Х. Брандт (Германия) |
| Pb | Свинец | * | — |

| Символ и название элемента | | Год открытия | Авторы открытия |
|----------------------------|----------|---------------|--|
| Po | Полоний | 1898 | М. Склодовская-Кюри, П. Кюри (Франция) |
| Pt | Платина | * | — |
| Ra | Радий | 1898 | М. Склодовская-Кюри, П. Кюри (Франция) |
| Rb | Рубидий | 1861 | Р. Бунзен, Г. Кирхгоф (Германия) |
| Rn | Радон | 1900 | Ф. Дорн (Германия) |
| Ru | Рутений | 1844 | К. К. Клаус (Россия) |
| S | Сера | * | — |
| Sb | Сурьма | * | — |
| Sc | Скандий | 1879 | Л. Нильсон (Швеция) |
| Se | Селен | 1817 | Й. Берцелиус (Швеция) |
| Si | Кремний | 1824 | Й. Берцелиус (Швеция) |
| Sm | Самарий | 1879 | П. Лекок де Буабодран (Франция) |
| Sn | Олово | * | — |
| Sr | Стронций | 1787 | А. Крофорд и У. Крукшенк (Англия) |
| Tc | Технеций | 1937 | Э. Сегре, К. Перриер (Италия) |
| Te | Теллур | 1782 | Ф. Мюллер фон Рейхенштейн (Венгрия) |
| Ti | Титан | 1795— 1797 | М. Клапрот (Германия) |
| Tl | Таллий | 1861 | У. Крукс (Англия) |

| Символ и название элемента | | Год открытия | Авторы открытия |
|----------------------------|----------|---------------|--------------------------------|
| U | Уран | 1789 | М. Клапрот (Германия) |
| V | Ванадий | 1830 | Н. Г. Сефстрём (Швеция) |
| W | Вольфрам | 1781 | К. Шееле (Швеция) |
| Xe | Ксенон | 1898 | У. Рамзай, М. Траверс (Англия) |
| Yb | Иттербий | 1878 | Ш. Мариньяк (Швейцария) |
| Zn | Цинк | * | — |
| Zr | Цирконий | 1789 | М. Клапрот (Германия) |
| 111 | ** | 1994— 1996 | П. Армбрустер и др. (ФРГ) |
| 112 | ** | 1994— 1996 | П. Армбрустер и др. (ФРГ) |
| 114 | ** | 1998 | Ю. Ц. Оганесян и др. (Россия) |

* Элемент в свободном виде, его сплавы или соединения известны с древних времен или с эпохи Средневековья.

** Принято решение не присваивать элементу никакого названия, ограничившись только его номером.

Предметный указатель

- Аллотропия** 88
Аллотропные видоизменения 88
- Бинарные соединения** 100
- Валентность** 73
Вещества аморфные 133
— кристаллические 133
— простые 9
— свойства 10
— сложные 9
Вещество 8
Возгонка 153
Восстановитель 264, 267
Восстановление 263
- Генетическая связь** 259
Генетический ряд металлов 259
— — неметаллов 260
Гидроксиды 194
Гидроксогруппа 115
Гидролиз 195
Группа 34
— А, *см.* Подгруппа главная
— В, *см.* Подгруппа побочная
- Дистилляция** 151
- Закон постоянства состава** 139
— сохранения массы веществ 27, 160
- Изотопы** 51
Индексы 39, 65
Индикаторы 118
Ионы 63, 223
— простые 115, 121, 224
— сложные 115, 121, 224
- Катализаторы** 175
Кислоты 120, 225
— бескислородные 119
— кислородсодержащие 119
— классификация 119, 121, 235, 236
— свойства 236—241
Количество вещества 92—94
Коэффициенты 39, 65
Кристаллизация 152
Кристаллические решётки 134
— атомные 137
— ионные 134
— металлические 139
— молекулярные 137
- Лакмус** 118
Летучие водородные соединения 112, 113
- Массовая доля растворённого вещества** 145
Массовое число 46
Металлы 61, 81
Моделирование 4
Моль 92, 93
Молярная масса 93, 94
Молярный объём 97
- Наблюдение** 3
Нейтроны 45, 46
Неметаллы 62, 85
Неэлектролиты 218
Нормальные условия 97
- Объёмная доля** 147
Окисление 263
Окислитель 263, 268
Оксиды 107
— кислотные 250
— классификация 248

— несолеобразующие 248
— основные 248, 249
— свойства 249—252
— солеобразующие 248
Орбиталь 58
Основания 115, 226
— классификация 115, 243
— нерастворимые 116
— растворимые, *см.* Щёлочи
— свойства 243—246
Относительная атомная масса 41
Относительная молекулярная масса 41
Период 33
Пластичность 82
Подгруппа
— главная 34
— побочная 34
Постоянная Авогадро 93
Протоны 45
Раствор 211
— насыщенный 213
— ненасыщенный 213
— пересыщенный 214
Реакции горения 157
— замещения 186
— ионные 228
— каталитические 180
— качественные 117, 271, 272
— нейтрализации 190, 231
— некаталитические 179
— необратимые 179
— обмена 188
— обратимые 180
— окислительно-восстановительные 262
— разложения 177
— соединения 178
— ферментативные 180
— экзотермические 157
— эндотермические 157
Ряд активности металлов 184, 239, 257

Скорость реакции 175
Смеси 141—143
Соли 126, 226, 253
— кислые 254
— основные 254
— свойства 255—257
— средние 253
Степень диссоциации 221
— окисления 101
Фенолфталеин 118
Ферменты 175
Формула структурная 68, 74
Фотосинтез 193
Химическая связь ионная 64
— — ковалентная 67
— — ковалентная неполярная 70
— — ковалентная полярная 72
— — металлическая 78
Химическая формула 39
Химические реакции, см. Явления химические
Химический знак 30
Химический элемент 8, 52
Химическое уравнение 162
Химия 7
Центрифугирование 154
Шкала твёрдости 10, 301
Щёлочи 115
Эксперимент 4
Электролиз 193
Электролитическая диссоциация 218
Электролиты 218
— сильные 222
— слабые 222
Электронное облако 58
Электронные слои 54
Электроны 45, 46
Электроотрицательность 71
Энергетические уровни 54
Явления физические 15
— химические 15, 156

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ

| | |
|--|----|
| § 1. Химия — часть естествознания | 3 |
| § 2. Предмет химии. Вещества | 7 |
| § 3. Превращения веществ. Роль химии в жизни человека | 14 |
| § 4. Краткий очерк истории развития химии | 22 |
| § 5. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Знаки химических элементов | 29 |
| § 6. Химические формулы. Относительная атомная и молекулярная массы | 39 |

ГЛАВА ПЕРВАЯ. Атомы химических элементов

| | |
|---|----|
| § 7. Основные сведения о строении атомов | 44 |
| § 8. Изменения в составе ядер атомов химических элементов. Изотопы | 50 |
| § 9. Строение электронных оболочек атомов | 53 |
| § 10. Изменение числа электронов на внешнем энергетическом уровне атомов химических элементов | 61 |
| § 11. Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой | 66 |
| § 12. Ковалентная полярная химическая связь | 70 |
| § 13. Металлическая химическая связь | 77 |

ГЛАВА ВТОРАЯ. Простые вещества

| | |
|--|----|
| § 14. Простые вещества — металлы | 81 |
| § 15. Простые вещества — неметаллы | 85 |
| § 16. Количество вещества | 92 |
| § 17. Молярный объём газов | 96 |

ГЛАВА ТРЕТЬЯ. Соединения химических элементов

| | |
|--|-----|
| § 18. Степень окисления | 100 |
| § 19. Важнейшие классы бинарных соединений — оксиды и летучие водородные соединения | 107 |

| | |
|--|-----|
| § 20. Основания | 115 |
| § 21. Кислоты | 119 |
| § 22. Соли | 126 |
| § 23. Кристаллические решётки | 133 |
| § 24. Чистые вещества и смеси | 141 |
| § 25. Массовая и объёмная доли компонентов смеси (раствора) | 145 |

**ГЛАВА ЧЕТВЁРТАЯ. Изменения,
происходящие с веществами**

| | |
|--|-----|
| § 26. Физические явления в химии | 150 |
| § 27. Химические реакции | 156 |
| § 28. Химические уравнения | 160 |
| § 29. Расчёты по химическим уравнениям | 167 |
| § 30. Реакции разложения | 172 |
| § 31. Реакции соединения | 178 |
| § 32. Реакции замещения | 183 |
| § 33. Реакции обмена | 188 |
| § 34. Типы химических реакций на примере свойств воды | 192 |

**ХИМИЧЕСКИЙ ПРАКТИКУМ № 1.
Простейшие операции с веществом**

| | |
|---|-----|
| Практическая работа № 1. Приёмы обращения с лабораторным оборудованием | 198 |
| Практическая работа № 2. Наблюдение за изменениями, происходящими с горячей свечой, и их описание | 204 |
| Практическая работа № 3. Анализ почвы и воды | 205 |
| Практическая работа № 4. Признаки химических реакций | 207 |
| Практическая работа № 5. Приготовление раствора сахара и расчёт его массовой доли в растворе | 209 |

**ГЛАВА ПЯТАЯ. Растворение. Растворы.
Реакции ионного обмена
и окислительно-восстановительные реакции**

| | |
|---|-----|
| § 35. Растворение. Растворимость веществ в воде | 210 |
| § 36. Электролитическая диссоциация | 217 |

| | |
|--|-----|
| § 37. Основные положения теории электролитической диссоциации. | 223 |
| § 38. Ионные уравнения. | 228 |
| § 39. Кислоты, их классификация и свойства | 235 |
| § 40. Основания, их классификация и свойства. | 242 |
| § 41. Оксиды, их классификация и свойства | 248 |
| § 42. Соли, их классификация и свойства | 253 |
| § 43. Генетическая связь между классами веществ | 259 |
| § 44. Окислительно-восстановительные реакции. | 262 |

ХИМИЧЕСКИЙ ПРАКТИКУМ № 2.

Свойства электролитов

| | |
|---|-----|
| Практическая работа № 6. Ионные реакции | 270 |
| Практическая работа № 7. Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца | 273 |
| Практическая работа № 8. Свойства кислот, оснований, оксидов и солей | 274 |
| Практическая работа № 9. Решение экспериментальных задач | 275 |

ПРИЛОЖЕНИЯ

| | |
|--|-----|
| 1. Плотность, твёрдость, теплопроводность, температуры плавления и кипения некоторых веществ | 277 |
| 2. Определение твёрдости вещества по шкале Мооса | 278 |
| 3. Дата и приоритет открытия химических элементов | 278 |
| Предметный указатель | 283 |

Учебное издание

Габриелян Олег Сергеевич

ХИМИЯ

8 класс

Учебник

для общеобразовательных учреждений

Зав. редакцией *Т. Д. Гамбурцева*
Ответственный редактор *А. В. Купцова*
Художественный редактор *О. А. Новотоцких*
Художественное оформление *А. В. Копалин*
Технический редактор *И. В. Грибкова*
Компьютерная верстка *Г. А. Фетисова*
Корректор *Е. Е. Никулина*

В соответствии с Федеральным законом от 29.12.2010 г. № 436-ФЗ
знак информационной продукции на данное издание не ставится

Сертификат соответствия
№ РОСС RU. АЕ51. Н 16238.



Подписано к печати 20.11.12. Формат 60 × 90^{1/16}.

Бумага офсетная. Гарнитура «Школьная». Печать офсетная.

Усл. печ. л. 18,0. Тираж 30 000 экз. Заказ 33556 (К-8m).

ООО «Дрофа». 127018, Москва, Суцеский вал, 49.

Предложения и замечания по содержанию и оформлению книги
просим направлять в редакцию общего образования издательства «Дрофа»:
127018, Москва, а/я 79. Тел.: (495) 795-05-41. E-mail: chief@drofa.ru

По вопросам приобретения продукции издательства «Дрофа»
обращаться по адресу: 127018, Москва, Суцеский вал, 49.

Тел.: (495) 795-05-50, 795-05-51. Факс: (495) 795-05-52.

Сайт ООО «Дрофа»: www.drofa.ru

Электронная почта: sales@drofa.ru

Тел.: 8-800-200-05-50 (звонок по России бесплатный)

Отпечатано в ОАО «Смоленский полиграфический комбинат».
214020, г. Смоленск, ул. Смольянинова, д. 1.