

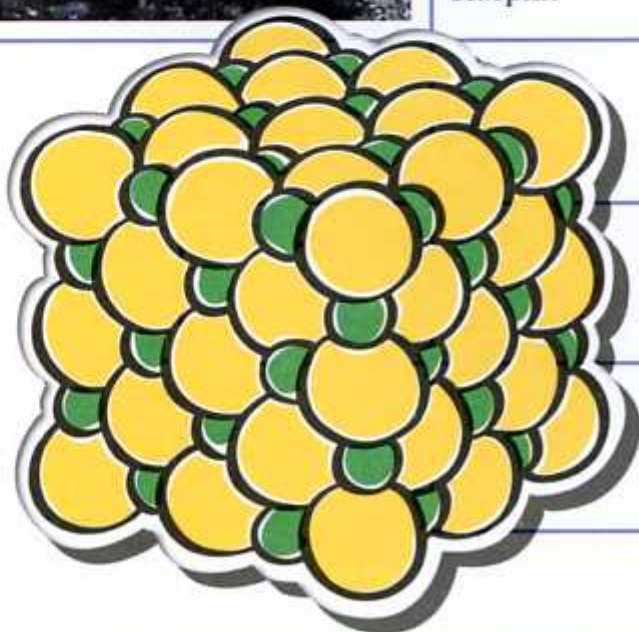


О. С. Габриелян
И. Г. Остроумов
С. А. Сладков

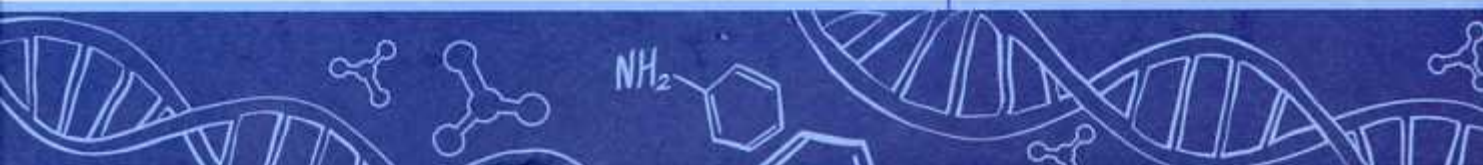
ХИМИЯ



Na ¹¹ _{22,9898} Натрий		Cl ¹⁷ _{35,453} Хлор



8



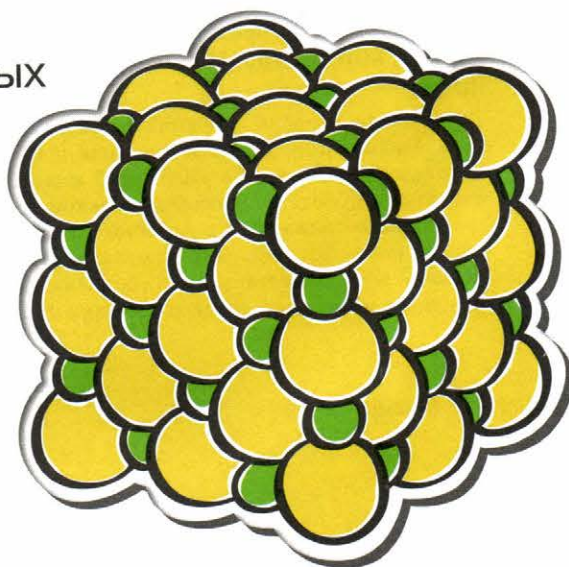
О. С. Габриелян
И. Г. Остроумов
С. А. Сладков

ХИМИЯ

8

класс

Учебное пособие
для общеобразовательных
организаций



Москва
«Просвещение»
2018

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72
Г12

6+

Получены положительные заключения по результатам научной (заключение РАО № 1153 от 28.11.16), педагогической (заключение РАО № 1044 от 21.11.16) и общественной (заключение РКС № 553-ОЭ от 19.12.16) экспертиз.

Габриелян О. С.

Г12 **Химия. 8 класс : учеб. пособие для общеобразоват. организаций / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, С. А. Сладков. — М. : Просвещение, 2018. — 175 с. : ил. — ISBN 978-5-09-051289-3.**

Учебное пособие «Химия. 8 класс» может считаться второй частью полного курса химии О. С. Габриеляна, И. Г. Остроумова и С. А. Сладкова для основной школы, если в 7 классе использовалось пособие «Химия. 7 класс» этих авторов, а может быть самостоятельной учебной книгой, которая открывает такой курс.

Большое внимание в пособии уделено не только развитию универсальных учебных действий, но и формированию экспериментальных и расчётных умений и навыков. Пособие создано в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта основного общего образования.

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72

ISBN 978-5-09-051289-3

© Издательство «Просвещение», 2018
© Художественное оформление.
Издательство «Просвещение», 2018
Все права защищены

ПРЕДИСЛОВИЕ

Дорогие восьмиклассники!

Вы открыли новое учебное пособие «Химия. 8 класс». Для многих и учебный предмет «Химия» будет новым, хотя некоторые из вас изучали его в 7 классе. Тем не менее учебное пособие для 8 класса является самостоятельным и даёт возможность изучать химию на равных с теми, кто уже знакомился с этим предметом годом ранее.

В пособии предусмотрена система обозначений, которая поможет вам ориентироваться в материале.



Перед каждым параграфом помещён вопрос. Работая с текстом параграфа, вы обязательно найдёте на него ответ.



С помощью этого знака авторы обозначают вопросы, на которые вам нужно попытаться дать обоснованный ответ, а затем сверить его с текстом параграфа.

В рамках приведены определения, которые вам необходимо выучить.

Лабораторный опыт

Под таким знаком в пособии дано описание лабораторного эксперимента, то есть опытов, которые вы будете проводить самостоятельно в кабинете химии.



Таким знаком в книге обозначены ключевые слова и словосочетания, которые встречаются в параграфе.

В каждый параграф включена серия заданий.



В рубрике «Проверьте свои знания» даны вопросы и задания, которые требуют воспроизведения знаний. Вся информация для выполнения этих заданий, как правило, содержится в параграфе пособия.



Для выполнения заданий, отмеченных знаком «Примените свои знания», нужно приложить интеллектуальные усилия.



Выполнение заданий со знаком «Используйте дополнительную информацию и выразите мнение» невозможно без поиска дополнительного материала.

Эту информацию вы можете получить из различных источников: библиотек, во время познавательных экскурсий на объекты, связанные с химией (аптеки, водоочистные сооружения, металлургические и химические заводы и др.), из средств массовой информации и Интернета.

Рекомендуемые интернет-ресурсы

1. <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/> — электронная библиотека учебных материалов по химии. Представляет собой фонд публикаций, подготовленных для информационного обеспечения учебных курсов по химии для студентов и аспирантов химического и ряда других факультетов МГУ, а также абитуриентов и учащихся средней школы.
2. <http://www.alhimik.ru> — представлены следующие рубрики: «Советы абитуриенту, учителю химии», «Справочник» (очень большая подборка таблиц и справочных материалов), «Весёлая химия», «Новости», «Олимпиады», «Кунсткамера» (масса интересных исторических сведений).
3. <http://xumuk.ru/> — представлена информация по различным разделам химии на основе проверенных источников, ссылки на различные химические энциклопедии, различные сервисы и редакторы, а также много дополнительной информации, особенно по разделам «Лекарства», «Фармацевтика», «Биохимия».
4. <http://www.hij.ru/> — журнал «Химия и жизнь». Понятно и интересно рассказывает обо всём интересном, что происходит в науке и в мире, в котором мы живём. Можно прочитать архив журнала.
5. <http://chemistry-chemists.com/index.html> — электронный журнал «Химики и химия». Представлено множество опытов по химии, занимательной информации, позволяющей заинтересоваться экспериментальной частью предмета.
6. <https://ru.wikipedia.org/wiki/Портал:Химия> — наиболее полная онлайн-энциклопедия в рамках свободной энциклопедии «Википедия».
7. <http://www.astronet.ru/db/msg/1180155> — популярная библиотека химических элементов.
8. <https://olimpiada.ru/> — дана информация об олимпиадах по всем предметам, в том числе и по химии.
9. chemed.chem.purdue.edu — информация об элементах на английском языке, иллюстрированная опытами.
10. <http://www.webelements.com/> — содержит историю открытия и описание свойств всех химических элементов; будет полезен для обучающихся в языковых школах и классах, так как содержит названия элементов и веществ на разных языках.
11. www.periodictable.ru — сборник статей о химических элементах Периодической системы Д. И. Менделеева.
12. <http://www.cnsnb.ru/AKDiL/0048/RM.shtm> — онлайн-энциклопедия на основе книги «Химическая энциклопедия» (М.: Советская энциклопедия, 1988).

В конце каждой главы приведены краткие выводы о самом главном, что следует усвоить из изученных параграфов. Такие выводы позволяют быстро повторить учебный материал.

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

Авторы

I

НАЧАЛЬНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ



§ 1. РОЛЬ ХИМИИ В ЖИЗНИ ЧЕЛОВЕКА



Решите проблему, которую можно сформулировать, перефразируя В. В. Маяковского: «Химия — это хорошо?» или «Химия — это плохо?»

Слово «химия» вызывает у каждого из вас различные эмоции: как положительные, так и отрицательные.

Положительные потому, что средства массовой информации, беседы со взрослыми позволяют вам сделать вывод о том, что без достижений химии немислимо существование современного общества (рис. 1). В любой сфере деятельности человек обязательно использует достижения химии. Это и разнообразные пластмассы, из которых изготавливают многие детали компьютеров, телефонов и автомобилей, предметы быта, различные упаковки и контейнеры и т. д. Это и компоненты средств гигиены и косметики. Современная медицина своими успехами во многом обязана химии, которая предоставляет ей синтетические витамины и лекарственные средства, а также материалы, необходимые для изготовления аппаратуры и приборов, используемых для диагностики, лечения и профилактики заболеваний. Сельское хозяйство немислимо без применения удобрений и средств защиты растений и живот-



Рис. 1. Роль химии в повседневной жизни человека: а — посуда; б — косметика; в — удобрения; г — синтетические ткани; д — компьютеры; е — лекарства

ных. В информационной сфере роль химии тоже значительна, так как на основе химических технологий создаются материалы для носителей, а также средства хранения и передачи информации.

Очевидно, прав был великий Михаил Васильевич Ломоносов, который ещё в далёком 1747 г. утверждал: «Широко распространяет химия руки свои в дела человеческие...».

А вот что сказал о химии Николай Николаевич Семёнов, учёный XX в., лауреат Нобелевской премии: «Все мы связываем с химической наукой прогресс в познании окружающего мира, новые методы его перестройки и усовершенствования. И не может быть в наши дни специалиста, который мог бы обойтись без знания химии».

Положительное отношение к химии называют одним словом — **хемофилия**. Антоним хемофилии — **хемофобия**. Отрицательное отношение к химии также имеет свою аргументацию. Химическое загрязнение окружающей среды относится к глобальным проблемам человечества.

Рост промышленного производства и сельского хозяйства, развитие энергетики и транспорта, совершенствование современных технологий и средств коммуникации приводят к тому, что из недр Земли ежегодно извлекается более 100 млрд т различных полезных ископаемых, сжигается более 1 млрд т топлива и выбрасывается в атмосферу несколько млрд т угарного и углекислого газа и десятки млн т оксидов азота и серы. Они образуют с атмосферной влагой растворы кислот, которые, выпадая в виде дождя (так называемые кислотные дожди), разрушают



Михаил Васильевич Ломоносов
(1711—1765)



Николай Николаевич Семёнов
(1896—1986)



Рис. 2. Последствия воздействия агрессивной среды: а — некроз листьев растений; б — разрушающаяся мраморная скульптура



Рис. 3. Загрязнённый природный ландшафт

памятники архитектуры и скульптуры, оказывают губительное воздействие на луга, поля и леса (рис. 2).

Разливы нефти представляют собой смертельную опасность для морских и пресноводных организмов. Бытовые отходы загрязняют природные ландшафты, превращая живописные уголки в мусорные свалки (рис. 3). Часто этому способствует элементарная химическая безграмотность и безответственное поведение людей, ведь пластиковые пакеты и бутылки, брошенные в лесу, по берегам рек, обезображивают природу на десятилетия.

Химия зародилась в Древнем Египте, умелые мастера которого плавил металлы, производили краски, владели искусством бальзамирования тел знатных египтян. Древнее название Египта — *Kham*, отсюда и произошло название *khemeia* — химия, египетская наука. Арабы прибавили к этому слову приставку *ал-*, и возникло слово **алхимия**, средневековое название химии. Алхимики занимались поиском способов получения *философского камня*, которому приписывали магические свойства и способность превращать неблагородные металлы в золото, а также обеспечивать бессмертие. Алхимики обогатили химию множеством замечательных достижений: изобрели способы очистки уже известных веществ, открыли множество новых веществ и создали некоторое химическое оборудование.



Хемофилия. Значение химии в жизни современного человека. Хемофобия. Источники химической информации. Алхимия.

Проверьте свои знания

1. Откуда происходит название науки — «химия»?
2. Объясните происхождение терминов «хемофилия» и «хемофобия».
3. Раскройте положительное и отрицательное значение химии в жизни современного общества.

Примените свои знания

1. Объясните происхождение названий естественно-научных предметов: физики, биологии, географии. Как химия связана с этими предметами?
2. Подготовьте сообщение о значении химии в гуманитарной (литература, искусство, история, философия и др.) или производственной (лёгкая и тяжёлая промышленность, автомобилестроение, военное дело, сельское хозяйство и др.) сфере деятельности.
3. Что, по мнению алхимиков, представлял собой философский камень? Назовите литературные произведения, герои которых использовали эту несуществующую субстанцию.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Странником какой позиции — хемофилии или хемофобии — вы являетесь? Аргументируйте свою точку зрения.
2. Какие источники химической информации вам известны? Использовали ли вы их в процессе изучения других естественно-научных предметов?
3. Какой деятельностью вы хотели бы заниматься после окончания школы? Какую роль играет в ней химия?
4. Подготовьте сообщение о достижениях алхимиков. Почему это учение потерпело крах?
5. Подготовьте сообщение о вкладе одного из отечественных химиков в мировую химическую науку.

§ 2. МЕТОДЫ ИЗУЧЕНИЯ ХИМИИ

Можно ли применять в химии методы, которые вы использовали при изучении других естественно-научных предметов?



Химия является важнейшей из естественных наук, к которым также относятся биология, география, физика. Перечисленные учебные дисциплины вы начали изучать раньше. При изучении естественных наук, в том числе и химии, широко используется такой важнейший метод познания, как **наблюдение**.

Наблюдение — это концентрация внимания на познаваемых объектах с целью их изучения.

Этот метод вам хорошо известен ещё из курса начальной школы. Различают:

— *непосредственное наблюдение*, которое ученик проводит, наблюдая за изучаемым химическим объектом (веществом, коллекцией веществ или материалов и явлениями, происходящими с ними);

— *опосредованное наблюдение*, которое ученик проводит, используя результаты наблюдений, подготовленные и зафиксированные одноклассниками или учителем в виде сообщений, видеозаписей и др.;

— *долговременное наблюдение*, которое проводится на протяжении длительного времени — нескольких часов, дней и даже недель (например, так вы будете наблюдать за коррозией металлов в зависимости от условий протекания этого процесса);

— *кратковременное наблюдение*, которое вы будете проводить на уроке при выполнении лабораторных опытов и практических работ.

Каким бы ни было наблюдение, проводимое в процессе изучения химии, оно должно соответствовать ряду условий:

1. Определяется объект наблюдения (вещество или изменения, происходящие с веществом в определённых условиях).

2. Формулируется цель наблюдения.

3. Часто выдвигается **гипотеза** (греч. *hypothesis* — основание) — научное предположение, выдвигаемое для объяснения какого-либо свойства химического объекта и влияния условий на его проявление.

4. Составляется план проверки выдвинутой гипотезы в ходе **химического эксперимента** (лат. *experimentum* — проба, опыт).

Химический эксперимент — исследование, которое проводят с веществами в контролируемых условиях с целью изучения их свойств.

Многочисленное воспроизведение эксперимента в данных условиях позволяет выявить закономерность, которой подчиняются исследуемые химические объекты и явления. Такие условия обеспечивает специально оборудованное помещение — лаборатория (рис. 4).

5. По результатам эксперимента делается **вывод** об истинности выдвинутой гипотезы и оформляется отчёт.

Некоторые эксперименты для вас проведёт учитель. Многие опыты вы будете проводить самостоятельно. Главное, что вам необходимо сделать в том и в другом случае, — это внимательно наблюдать за происходящими химическими



Рис. 4. В химической лаборатории

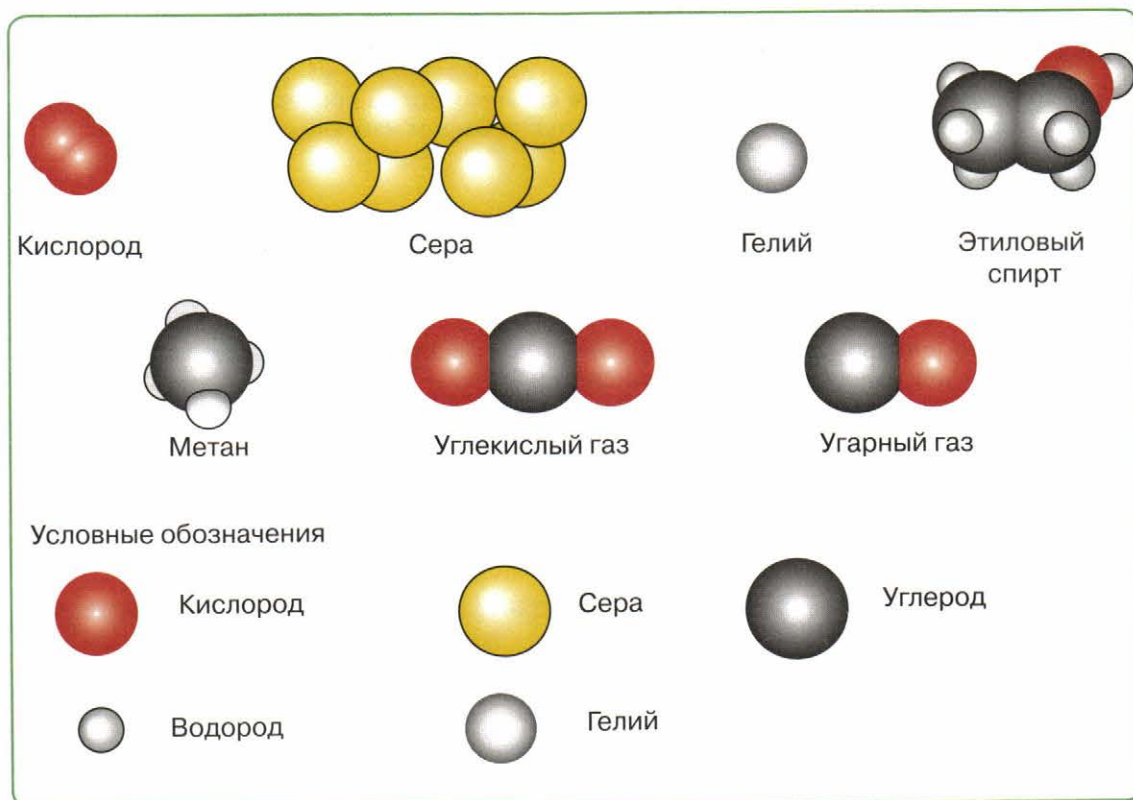


Рис. 5. Модели молекул некоторых веществ

явлениями и на основании наблюдения формулировать выводы, которые позволяют подтвердить или опровергнуть выдвинутую гипотезу.

Не только химический эксперимент необходим для познания мира веществ и реакций. Важную роль играет и моделирование.

Моделирование — это изучение объекта с помощью построения и исследования моделей.

Химическая модель (от лат. *modulus* — мера, образец) — это упрощённый вариант химического объекта (модели строения атома или кристаллических решёток, химических аппаратов или промышленных установок), в котором копируются лишь важнейшие свойства данного объекта с целью его изучения. Это **материальные**, или **вещественные**, модели. Однако не меньшую роль в изучении химии играют и **знаковые**, или **символьные**, модели. К таким моделям можно отнести условно принятые обозначения атомов и молекул — рисунки (рис. 5), а также химические знаки, формулы и уравнения, с которыми вы будете знакомиться далее.

Наблюдение. Эксперимент. Моделирование. Вывод. Гипотеза. Химический эксперимент. Модели материальные, знаковые и символьные.



Проверьте свои знания

1. Что такое наблюдение? Использовали ли вы этот метод в процессе изучения других естественно-научных предметов? Что является объектом наблюдения в химии? Как вы фиксировали результаты наблюдений?
2. Что такое эксперимент?

Примените свои знания

1. Назовите эксперименты по физике, биологии и физической географии, которые вы проводили при изучении этих учебных предметов.
2. Назовите модели, которые вы использовали при изучении физики, биологии и физической географии. Как можно классифицировать такие модели?
3. Изготовьте из пластилина модели молекул метана, сернистого газа, хлора, хлороводорода, сероводорода, сероуглерода. За информацией о составе молекул этих веществ обратитесь к Интернету.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Приведите примеры долговременных и кратковременных наблюдений, которые можно провести в области биологии, химии, физики.
2. В каких известных вам литературных произведениях описаны химические лаборатории и химический эксперимент?

§ 3. ВЕЩЕСТВА И ИХ ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА



Как в физике называются объекты окружающего мира? Что изучает физика? Что изучает химия?

Лабораторный опыт № 1

Ознакомьтесь с коллекцией лабораторной посуды. Соотнесите с образцами коллекции следующие названия: пробирка, колба, химический стакан, мерный цилиндр, воронка (пластиковая и стеклянная). Что общего между всеми образцами посуды, кроме пластиковой воронки? Чем различаются две воронки?

Все образцы лабораторной посуды в рассмотренной вами коллекции, так же как и все окружающие нас объекты, называются **физическими телами**. Вы, несомненно, определили, что все образцы коллекции изготовлены из стекла, а одна воронка — из пластмассы. И стекло, и пластмасса — это материалы, представляющие собой композицию нескольких веществ.

То, из чего состоят физические тела, называется **веществом**.

Предметом химии являются вещества и их свойства.

Признаки, по которым одни вещества отличаются от других, называются **свойствами веществ**.

Каждое вещество характеризуется индивидуальными физическими свойствами, к которым относятся: агрегатное состояние (при определённых условиях), температура плавления, температура кипения, плотность, теплопроводность, электропроводность, цвет, запах и др.

Свойства некоторых наиболее известных человеку веществ могут выступать в роли эталонных (от франц. *etalon* — образец, мерило). Так, шведский астроном и метеоролог Андерс Цельсий предложил температурную шкалу, основанную на свойствах воды, для которой температура замерзания принята за 0°C , а температура кипения — за 100°C . Единица измерения теплоты — 1 калория, это количество теплоты, которое необходимо для нагревания 1 г воды на 1°C .

Немецкий минералог и геолог Карл Моос предложил минералогическую шкалу твёрдости (шкалу Мооса), в которой в качестве эталонов приняты 10 минералов, расположенных в порядке возрастания твёрдости. Значения шкалы от 1 до 10 соответствуют десяти достаточно распространённым минералам, от талька до алмаза (табл. 1).

Измерение атмосферного давления проводят при помощи барометра (рис. 6), в котором оно уравновешивается весом столбика ртути, имеющей очень высокую плотность ($\approx 13600 \text{ кг/м}^3$). Жидкую ртуть также используют и в термометрах.

Одно вещество отличается от другого свойствами. Свойства веществ обуславливают их применение и при изготовлении различных **материалов**.

Материал — вещество или смесь веществ, из которых изготавливается физическое тело (изделие).

Основное отличие материала от вещества состоит в том, что материал очень часто представляет собой композицию нескольких веществ. Например, различные сплавы алюминия — это материал, сам алюминий и отдельные компоненты сплавов — это вещества.

Изучением свойств материалов занимается особый раздел науки — **материаловедение**. Создание материалов с заранее заданными свойствами — одна из целей материаловедения.

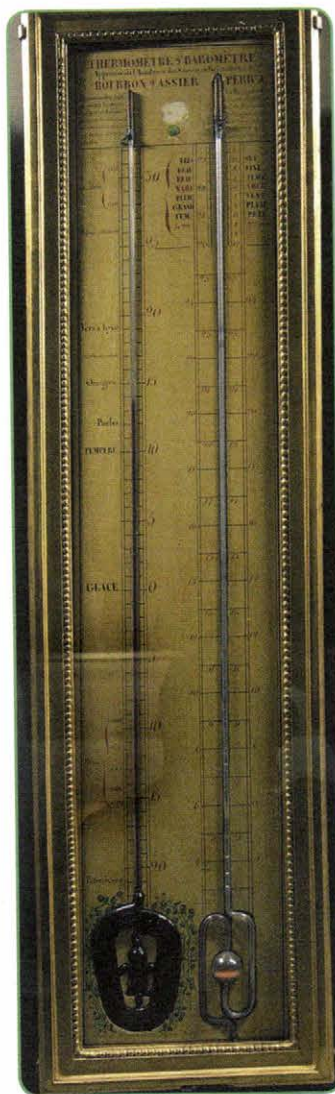


Рис. 6. Прибор на основе ртути — барометр

Шкала твёрдости Мооса

Твёрдость по Моосу	Эталонный минерал	Изображение	Обрабатываемость
1	Тальк		Царапается ногтем
2	Гипс		Царапается ногтем
3	Кальцит		Царапается медью
4	Флюорит		Легко царапается ножом, оконным стеклом
5	Апатит		С усилием царапается ножом, оконным стеклом
6	Ортоклаз		Царапает стекло. Обрабатывается напильником
7	Кварц		Поддаётся обработке алмазом, царапает стекло
8	Топаз		Поддаётся обработке алмазом, царапает стекло
9	Корунд		Поддаётся обработке алмазом, царапает стекло
10	Алмаз		Царапает стекло

Например, такое свойство, как **термопластичность** — способность некоторых веществ или материалов при нагревании легко изменять форму и сохранять её после прекращения нагревания, — лежит в основе изготовления пластмассовых изделий (рис. 7).

Различные физические тела (изделия) изготавливают с учётом свойства материала. Рассмотрим это утверждение на примере физических свойств материалов на основе алюминия.

Такие технические свойства алюминиевых сплавов, как лёгкость и прочность, позволяют использовать их в авиационной технике, транспортном машиностроении и судостроении. А такие технологические свойства сплавов на основе алюминия, как способность к обработке при нормальных и невысоких температурах, способность к прокатке, вытягиванию, штамповке, ковке, прессовке, позволяют изготавливать из них большое количество изделий: деталей машин и приборов, архитектурных сооружений, конструкций мостов, линий электропередачи (ЛЭП), труб, железнодорожных цистерн и т. п. (рис. 8). Нетоксичность, пластичность и теплопроводность материалов на основе алюминия широко используются при изготовлении посуды. Алюминий — незаменимый материал для изготовления упаковочной фольги. Сохранение красивого серебристого цвета алюминия в порошке применяется для изготовления декоративной краски. Используются и химические свойства алюминия:

— он становится неактивным при контакте с концентрированными серной и азотной кислотами, а потому эти кислоты перевозят по железной дороге в алюминиевых цистернах;

— способность алюминия гореть ослепительным пламенем широко используется для изготовления фейерверков, салютов, бенгальских огней, осветительных ракет.



Рис. 7. Пластмассовые изделия

Вещества. Свойства веществ. Эталонные физические свойства веществ. Материалы и материаловедение.



Проверьте свои знания

1. В чём разница между веществом и материалом?
2. Что такое термопластичность? Как это свойство пластмасс используют в промышленности?
3. Приведите примеры физических свойств некоторых веществ, которые используются в качестве эталонных.

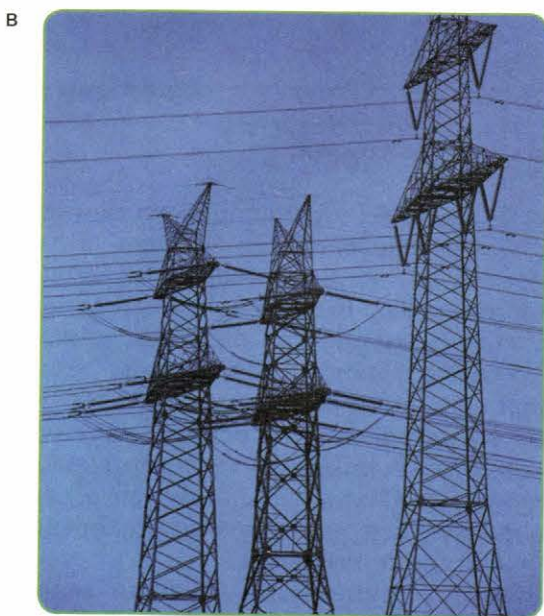
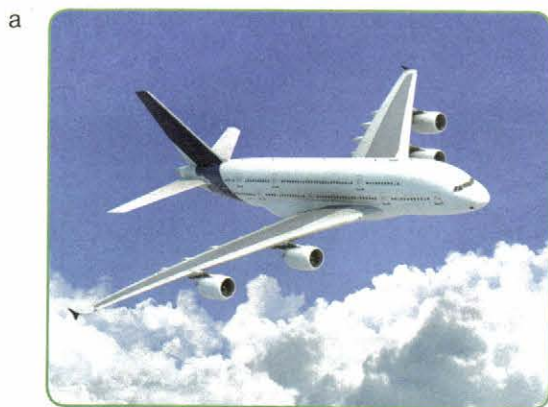


Рис. 8. Применение алюминия на основе его свойств: а — самолётостроение; б — ракетостроение; в — ЛЭП; г — производство фольги

Примените свои знания

1. Изучите физические свойства: а) сахара и соли, б) лимонной кислоты и соды. Результаты проведённого анализа оформите в виде таблицы.
2. Предложите свой вариант иллюстрации зависимости применения конкретных веществ и материалов от их физических свойств для изготовления различных изделий.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение об истории развития приборов для измерения температуры тела человека.

§ 4. АГРЕГАТНЫЕ СОСТОЯНИЯ ВЕЩЕСТВ

Верны ли утверждения, что вода — это жидкость, а кислород — это газ?



Одно и то же вещество в зависимости от условий может находиться в одном из трёх агрегатных состояний: *газообразном, жидком и твёрдом*.

Газообразное состояние. Кислород, водород, азот, углекислый газ при нормальных условиях (н. у.)¹ — это газообразные вещества. Однако при охлаждении или повышении давления газы могут сжижаться, т. е. переходить из газообразного состояния в жидкое, а при дальнейшем охлаждении и повышении давления становиться твёрдыми.

Так, при нормальных условиях кислород — газ без цвета, запаха, плохо растворим в воде. При температуре $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$ кислород переходит в жидкое агрегатное состояние. Жидкий кислород голубого цвета. При температуре $-219\text{ }^{\circ}\text{C}$ кислород затвердевает. Твёрдый кислород — вещество синего цвета (рис. 9).

В газах молекулы слабо притягиваются друг к другу, расстояние между частицами очень велико по сравнению с их размерами. Газы не имеют собственной формы и объёма, они занимают весь объём сосуда, в котором находятся.

Газы сжимаемы. Если уменьшить объём газа, его давление возрастёт, поскольку число столкновений частиц со стенками сосуда увеличивается (рис. 10).

Нагревание газа (при постоянном давлении) ведёт к увеличению его объёма. В этом легко убедиться.

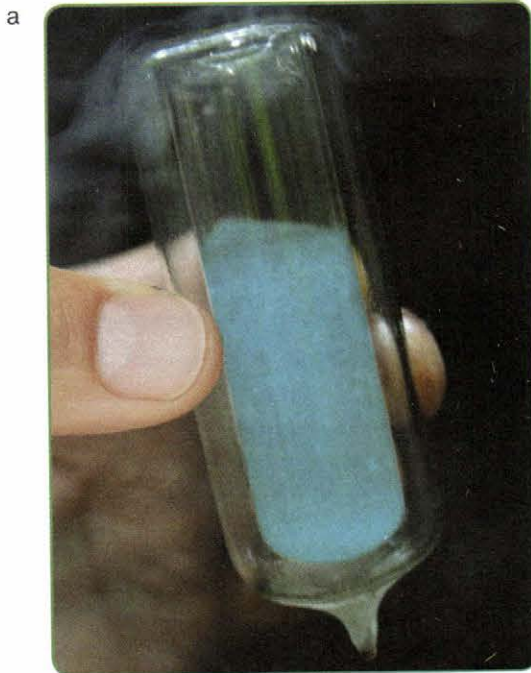


Рис. 9. Кислород: а — твёрдый, б — жидкий

¹ Нормальные условия — это значения давления и температуры, с которыми соотносятся значения других физических величин, зависящих от давления и температуры. Давление 101325 Па (760 мм рт. ст.) и температура $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ определены Международным союзом чистой и прикладной химии (IUPAC).

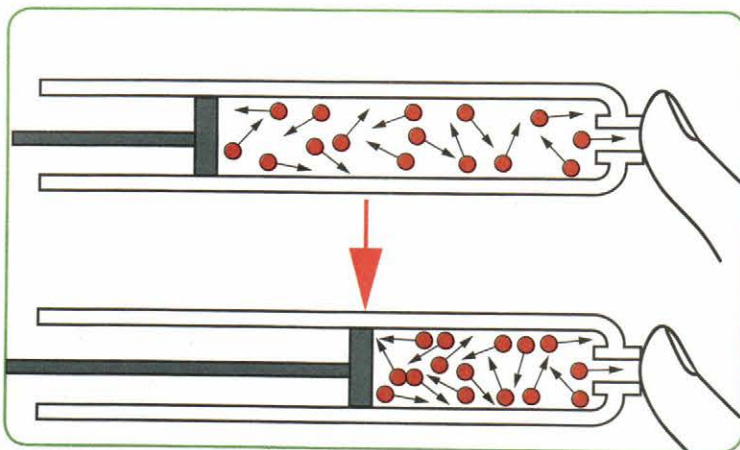


Рис. 10. Сжимаемость газов

Рис. 11. Увеличение объёма газа при нагревании используют для проверки прибора на герметичность



Лабораторный опыт № 2

Пробирку или колбу закройте пробкой с газоотводной трубкой. Переверните пробирку или колбу и поместите газоотводную трубку в стакан с водой. Согрейте стенки сосуда ладонью (рис. 11). Что наблюдаете? Почему?

Жидкое состояние. В жидкостях взаимодействие между молекулами настолько велико, что не позволяет им свободно отрываться друг от друга и удаляться на большие расстояния. При нормальных условиях жидкостями являются ртуть, этиловый спирт, серная кислота, ацетон.

Расстояния между молекулами в жидкостях небольшие, поэтому, в отличие от газов, жидкости практически *несжимаемы*. Жидкость обладает *текучестью* (рис. 12), поэтому принимает форму сосуда, в котором находится.

В состоянии невесомости или свободного падения, а также в виде небольших капелек жидкость стремится принять форму шара (рис. 13).

Некоторые частицы жидкости способны преодолевать силы межмолекулярного притяжения, отрываться от её поверхности и превращаться в газ. Этот процесс называют **испарением**. При увеличении температуры число таких частиц становится всё больше, испарение — интенсивнее. И наконец, при определённой температуре испарение становится настолько интенсивным, что жидкость закипает. Эта температура называется **температурой кипения** вещества.

Каждое вещество имеет свою температуру кипения. Например, вода, как вы знаете, кипит при температуре $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, ацетон — при $56\text{ }^{\circ}\text{C}$, уксусная кислота — при $118\text{ }^{\circ}\text{C}$ (все значения приведены для нормального атмосферного давления).

При охлаждении жидкости образующие её частицы всё меньше перемещаются в пространстве, и при соответствующей температуре они занимают определённые положения относительно друг друга. Этот процесс называют **кристаллизацией**: вещество из жидкого состояния переходит в твёрдое. Например, при охлаждении до $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ вода переходит в твёрдое агрегатное состояние —



Рис. 12. Текущность — важнейшее свойство жидкости



Рис. 13. Капли росы

превращается в лёд. Частицы в твёрдых телах практически перестают перемещаться, а совершают лишь колебательные движения.

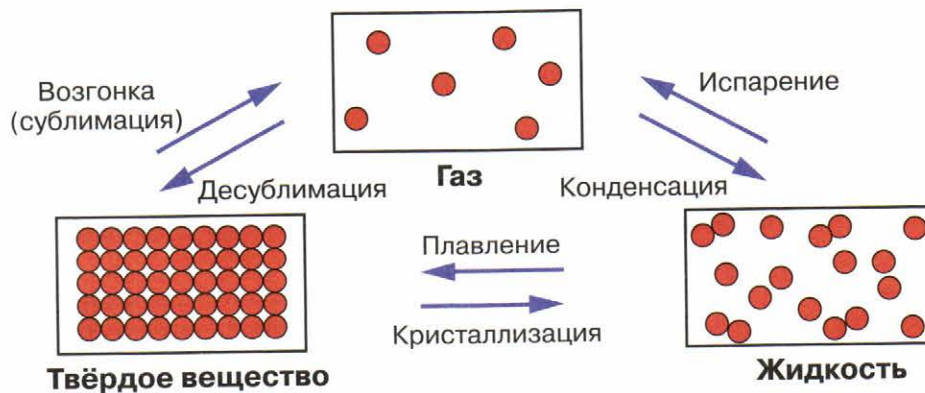
Твёрдое состояние. Тела, изготовленные из твёрдых веществ, сохраняют свою форму и объём. Это объясняется тем, что частицы, образующие твёрдое тело, сохраняют своё взаимное положение относительно друг друга и не могут свободно перемещаться. Частицы твёрдого тела могут совершать лишь небольшие колебания.

При нормальных условиях твёрдыми веществами являются поваренная соль, железо, сахар, сера и др.

При нагревании частицы твёрдого вещества колеблются всё сильнее, и при определённой температуре — **температуре плавления** — наблюдается переход вещества из твёрдого агрегатного состояния в жидкое — **плавление**.

Некоторые вещества способны переходить из твёрдого агрегатного состояния сразу в газообразное, минуя жидкое. Этот процесс называют **сублимацией**, или **возгонкой**. Возгонка характерна, например, для иода, который при н. у. не имеет жидкого агрегатного состояния (медицинский иод — это спиртовой раствор иода). Поддаётся возгонке вода, поэтому бельё после стирки можно высушить и на морозе.

Схема 1



Обратное явление — превращение газообразного вещества в твёрдое — носит название **десублимация**. Примером десублимации можно считать образование инея: водяной пар, содержащийся в атмосфере, превращается в кристаллики льда, которые оседают на холодных ветвях деревьев и проводах.

Сформулируем выводы. Каждое вещество может находиться в любом из трёх агрегатных состояний в зависимости от условий. Вещество из одного агрегатного состояния может переходить в другое: газ (пар) — в жидкость (*конденсация*), жидкость — в газ (*испарение*), жидкость — в твёрдое состояние (*кристаллизация*), твёрдое вещество — в жидкость (*плавление*), твёрдое вещество — в газ (*сублимация*, или *возгонка*), газ — в твёрдое вещество (*десублимация*). Эти переходы показаны на схеме 1.

В этом параграфе вы познакомились с веществами, их физическими свойствами и взаимными переходами из одного агрегатного состояния в другое. С химическими свойствами, т. е. способностью одних веществ превращаться в другие, вы познакомитесь немного позже.

В заключение сформулируем, что является предметом изучения химии.

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



Три агрегатных состояния веществ и их взаимные переходы: конденсация, испарение, кристаллизация, плавление, сублимация, или возгонка, десублимация.

Проверьте свои знания

1. Вам хорошо известны следующие переходы для воды: твёрдое состояние (лёд) — жидкое состояние (вода) — газообразное состояние (пар). Возможен ли другой переход: твёрдое состояние — газообразное состояние?
2. Какое из перечисленных явлений является лишним в следующем перечне: а) плавление льда, б) кипение воды, в) разложение воды на водород и кислород, г) конденсация водяного пара, д) кристаллизация воды? Поясните свой выбор.

Примените свои знания

1. Предложенную в конце параграфа схему взаимных переходов агрегатных состояний веществ проиллюстрируйте конкретными примерами и покажите их значение.
2. Почему во время соревнований фигуристов и хоккейных матчей делают перерывы на заливку льда?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Подготовьте сообщение о сухом льде.
2. Выразите свою точку зрения о количестве агрегатных состояний веществ. Аргументируйте её сведениями, полученными из различных источников информации. Укажите эти источники.

§ 5. ФИЗИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ В ХИМИИ

Каждое вещество характеризуется индивидуальными свойствами. Сохраняются ли эти свойства в смесях веществ?



Материалов на основе чистых веществ гораздо меньше, чем материалов из смесей веществ. Из чистых веществ, например, изготавливают медные провода, кремниевые солнечные батареи и процессоры компьютеров.

Композиции, или смеси, веществ в качестве материалов используются неизмеримо чаще. Индивидуальные вещества в них называют компонентами. По внешним, визуальным признакам различают **гомогенные** и **гетерогенные смеси**.

В гетерогенных смесях частицы образующих их компонентов можно заметить невооружённым глазом, а ещё легче сделать это с помощью увеличительного стекла или микроскопа. К таким смесям, например, относятся горные породы, стиральные порошки, строительные смеси.

В гомогенных смесях границы раздела между частицами компонентов не видны не только невооружённым глазом, но даже с помощью микроскопа. Например, нельзя различить молекулы разных веществ, входящих в состав чистого воздуха или спиртовой настойки йода.

Приведённые примеры позволят вам предложить ещё одну классификацию смесей, основанную на их агрегатных состояниях.

Различают **твёрдые**, **жидкие** и **газообразные смеси**.

К **твёрдым гетерогенным смесям** можно отнести горные породы, компонентами которых являются минералы, например гранит. Своё название эта горная порода получила от латинского слова *granum* — зерно.

Лабораторный опыт № 3

Рассмотрите с помощью лупы кусочек гранита. Вы без труда найдёте основные компоненты этого минерала: кварц, слюду и полевой шпат. Опишите их.

К **твёрдым гомогенным смесям** следует отнести большинство сплавов, в том числе и ювелирные, в которых содержание основного металла, например золота, обозначено с помощью специальной пробы.

К **жидким природным смесям** относится вода морей и океанов. Чистая морская вода является гомогенной смесью, а точнее, раствором солей в воде. Солёный вкус морской воде придаёт хлорид натрия, а горьковатый — соли магния. Если же в морской воде наблюдается взвесь частиц почвы, то она является уже гетерогенной жидкой смесью.

В медицине используется очищенная от примесей вода как растворитель для приготовления лекарственных форм и для инъекций. Одним из способов получения такой воды является **дистилляция**, или **перегонка**, а потому такую воду называют **дистиллированной**. Кроме медицины, она широко применяется

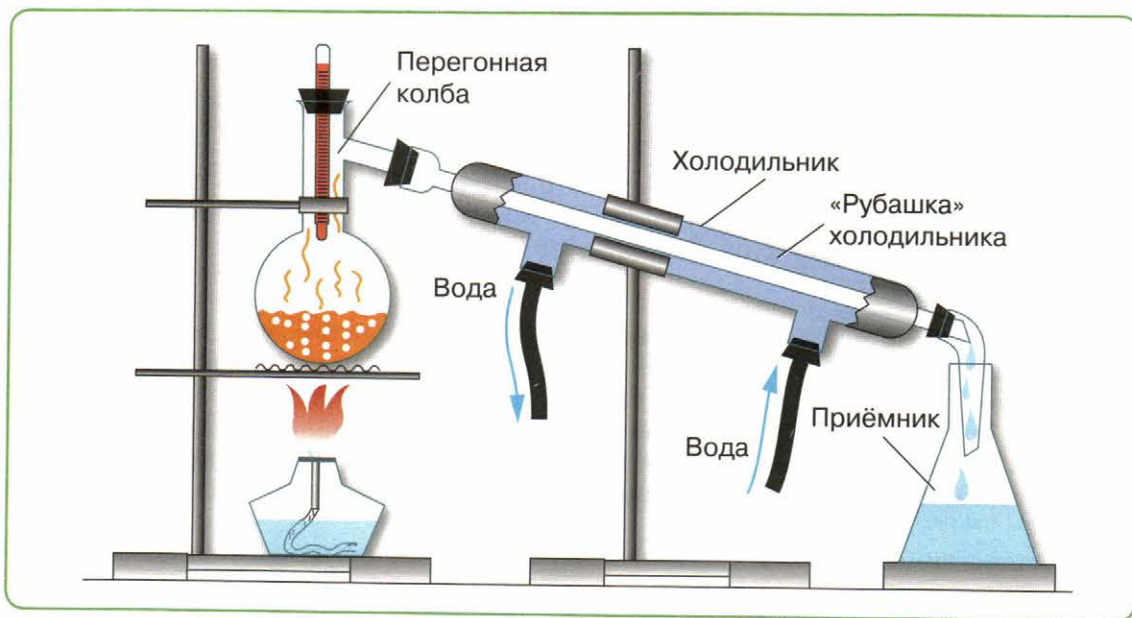


Рис. 14. Лабораторная установка для перегонки жидкостей

в химических лабораториях для приготовления растворов определённого состава. Такую воду рекомендуется также заливать в систему охлаждения автомобиля (радиаторы), так как она не образует накипи. Для того чтобы познакомиться с дистилляцией, обратимся к эксперименту. Установка для лабораторного способа получения дистиллированной воды (рис. 14) состоит из *перегонной колбы* (в неё наливают воду, которую необходимо очистить), соединённой с *холодильником*. Так называют часть установки, в которой образующиеся при кипении в перегонной колбе пары воды охлаждаются, конденсируются в капельки и стекают в *приёмник* (стакан или колбу).

К жидким природным смесям относится и **нефть**. Частицы твёрдых веществ в ней различить очень трудно, поэтому нефть можно считать гомогенной смесью различных веществ, из которых получают столь необходимые современному индустриальному обществу нефтепродукты.

Кроме перегонки, существуют и другие способы разделения смесей, основанные на индивидуальных физических свойствах их компонентов. Познакомимся с некоторыми способами.



В сахарный песок попали частицы почвы (глины и речного песка). Как получить из этой смеси чистый сахар?

С помощью лупы вы можете различить кристаллы сахара и речного песка. Возможно, некоторые из вас предложат использовать для отделения таких кристаллов пинцет, но времени для этого потребуется значительно больше, чем нужно было Золушке для разделения мешка смеси красных и чёрных бобов. Да и от частиц глины таким способом не избавиться.

Мелкие частицы глины из мутного раствора тоже могут отстояться, но для этого потребуется значительное время. Чтобы ускорить процесс, используют

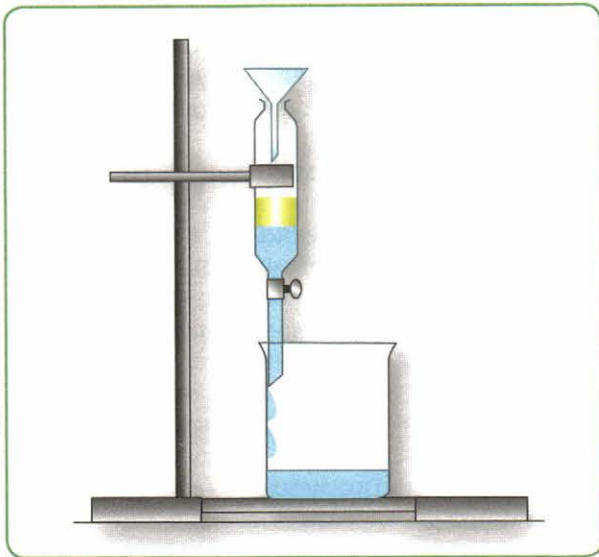


Рис. 15. Разделение двух несмешивающихся жидкостей с помощью делительной воронки

метод *фильтрования*. Готовые лабораторные бумажные фильтры производят на основе специальной пористой бумаги, которую так и называют: *фильтровальная бумага*. Частицы почвы (песка и глины) не проходят через поры бумаги и остаются на фильтре. Прозрачный раствор сахара (*фильтрат*) свободно просачивается через фильтр. Сахар из него можно выделить методом *выпаривания* полученного раствора. С этой целью используются специальные фарфоровые чашки.

В лаборатории, быту и на производстве широко используются рассмотренные выше способы разделения смесей на отдельные компоненты или группы сходных компонентов.

Например, смесь воды и нефтепродуктов легко разделить отстаиванием с помощью особого прибора — *делительной воронки* (рис. 15). Вода, как более тяжёлая жидкость, соберётся внизу, а нефтепродукт образует верхний слой. Открыв кран воронки, можно легко слить воду, а затем, закрыв и снова открыв его, слить нефтепродукт.

Аналогично в быту разделяют смесь воды и масла, если она попала в систему смазки автомобиля.

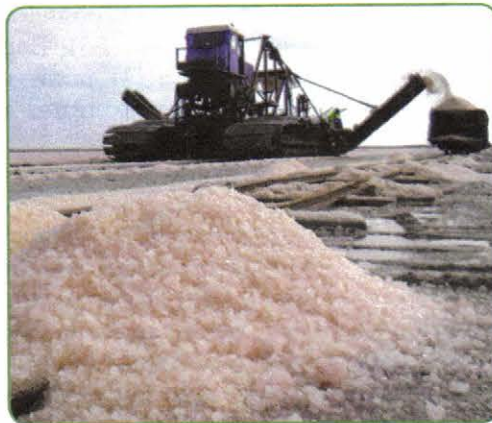


Рис. 16. Добыча соли из морской воды путём выпаривания влаги на солнце



Рис. 17. Органы дыхания защищают медицинскими повязками



Рис. 18. Респиратор защищает органы дыхания от пыли

Выпаривание — основа соледобычи из концентрированных растворов соляных озёр — рассолов (рис. 16). Берега этих озёр представляют собой природные чаши для выпаривания. В роли нагревателя такой природной установки для выпаривания выступает Солнце. За счёт солнечной энергии вода испаряется, а соль кристаллизуется.

Фильтрация также весьма распространена как в промышленности и быту, так и в природе.

Водопроводную воду фильтруют через слой чистого песка на водоочистных станциях. Дополнительно с этой целью дома часто используют бытовые фильтры. Биологическими фильтрами, «поры» которых пропускают необходимые для нормальной жизнедеятельности вещества и задерживают вредные, являются клеточные мембраны, стенки органов желудочно-кишечного тракта.

Фильтровать можно не только жидкие гетерогенные смеси, но и воздух. Так, например, очищают с помощью бумажных или тканевых фильтров воздух в помещениях при использовании пылесоса.

Очистка воздуха с помощью фильтрации широко применяется и в медицине. Марлевые повязки часто используются в период эпидемии в местах скопления людей. Их обязательно надевают врачи, и в первую очередь хирурги во время операции (рис. 17). Строительные и дорожные рабочие защищают лёгкие от пыли с помощью специальных фильтрующих аппаратов — респираторов (рис. 18).



Чистые вещества и смеси. Гомогенные и гетерогенные смеси. Дистилляция, или перегонка. Отстаивание. Фильтрация. Выпаривание.

Проверьте свои знания

1. Назовите, какие типы смесей различают по агрегатному состоянию образующих их веществ. Какой наиболее существенный признак лежит в основе этой классификации?
2. Перечислите известные вам способы разделения смесей. Какие свойства компонентов лежат в основе каждого из способов?

Примените свои знания

1. Предложите способы разделения следующих смесей: а) железные и медные стружки; б) песок и древесные опилки; в) бензин и вода; г) раствор этилового спирта в воде; д) железные опилки и порошок серы.
2. Для отделения пустой горной породы золото «моют». Отсюда и пошло выражение «мыть золото». Какие свойства золота и частиц горной породы используют при этом?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. В период эпидемии гриппа врачи рекомендуют носить медицинские повязки. Аргументируйте, с какой целью это делается. Какие правила необходимо соблюдать при использовании таких повязок?
2. Подготовьте сообщение по одной из тем: а) «Краски в руках художника»; б) «Знаменитые парфюмеры».

§ 6. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ. ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Наименьшую составную часть чего-либо называют элементом. Что представляет собой такая составная часть любого вещества? Очевидно, химический элемент. А что такое химический элемент?



В 1636 г. французский учёный Пьер Гассенди ввёл в науку понятие «молекула» (от лат. *moles* — масса, с уменьшительным суффиксом *-cula*), что означает «чрезвычайно маленькая масса». Как вы уже знаете из курса физики, вещества состоят из молекул, а те, в свою очередь, из атомов, которые также очень малы, ещё меньше молекул. Молекулы разных веществ отличаются друг от друга размерами, массой, строением и свойствами. Несмотря на микроскопические размеры (кончик иглы построен из миллиардов атомов), атомы также различаются массой, размерами и строением. Однако учёным в настоящее время известно 118 видов атомов.

Определённый вид атомов называют **химическим элементом**.

Инертные газы (от лат. *inertis* — неподвижный, бездеятельный) состоят из атомов, которые иногда называют одноатомными молекулами. Своё название они получили потому, что их атомы не соединяются друг с другом и, в большинстве случаев, с атомами других химических элементов. К ним относятся гелий, неон, криптон и ксенон. Тем не менее для некоторых из них получены соединения, поэтому эти газы в настоящее время стали называть благородными.

Каждый химический элемент имеет три формы существования: свободные, или изолированные, атомы, простые вещества и сложные вещества. Например, в атмосфере нашей «звезды по имени Солнце» химический элемент водород существует только в виде атомов (рис. 19, а); Солнце более чем наполовину состоит из водорода. На Земле же два атома водорода соединяются в молекулу (рис. 19, б). Такие молекулы устроены очень просто — они состоят из одного химического элемента, а потому так и называются — **простыми**.

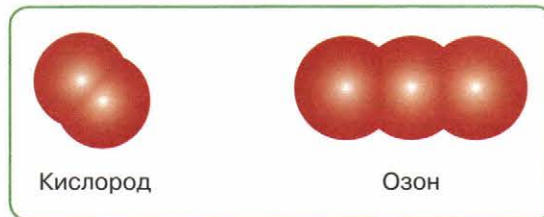
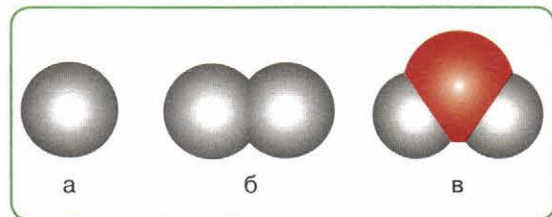


Рис. 19. Модели: а — атом водорода; б — молекула водорода; в — молекула воды

Рис. 20. Модели аллотропных модификаций кислорода

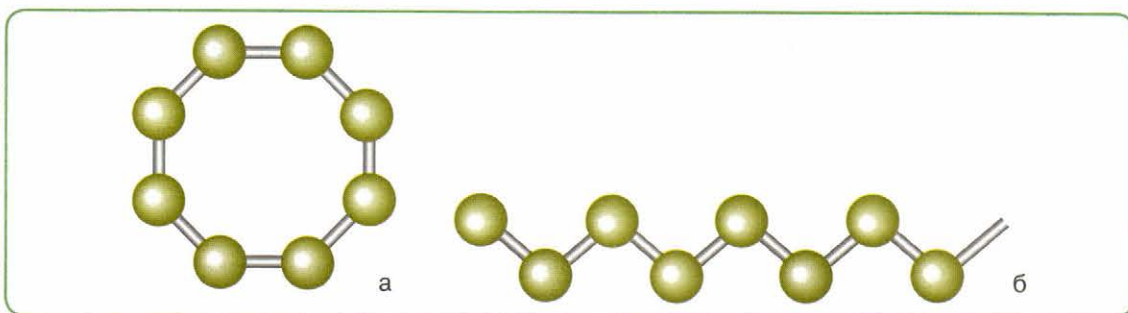


Рис. 21. Модели молекул серы: а — ромбической; б — пластической

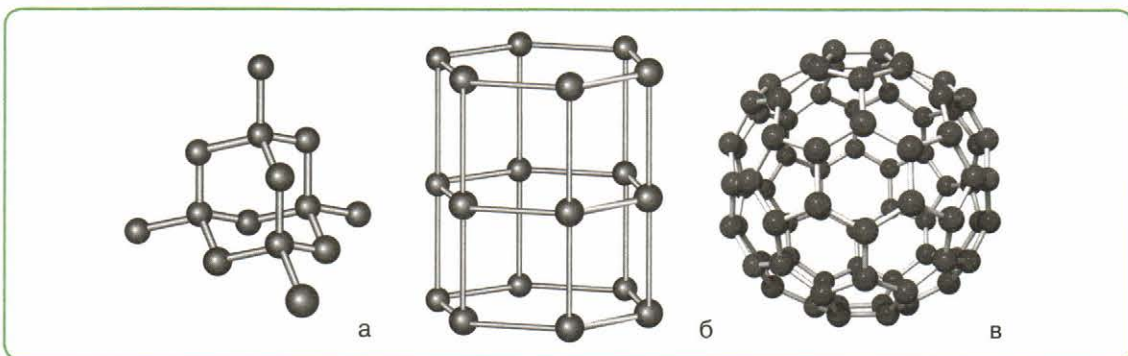


Рис. 22. Модели аллотропных модификаций углерода: а — алмаз; б — графит; в — фуллерен

Вещества, которые образованы атомами одного химического элемента, называют **простыми веществами**.

К ним относятся металлы, кислород, азот, сера, фосфор и др.

Однако атомы водорода могут соединяться и с атомами других химических элементов. Такие молекулы устроены сложнее, а вещества, состоящие из таких молекул, называются **сложными**.

Вещества, построенные из атомов нескольких химических элементов, называют **сложными веществами**.

Например, в молекуле воды два атома водорода соединены с одним атомом кислорода (рис. 19, в). Вода — сложное вещество. Сложными являются углекислый газ, молекулы которого состоят из атомов углерода и кислорода, серная кислота, построенная из атомов водорода, серы и кислорода.

Из известных учёным 118 химических элементов в природе встречается 90. Вы, наверное, обратили внимание на то, что названия химических элементов часто совпадают с названиями простых веществ. Логично предположить, что в природе и простых веществ должно быть 90. Однако это не так. Известно более 200 простых веществ.

В чём причина такого многообразия простых веществ?



Оказывается, атомы одного и того же химического элемента могут соединяться в разные молекулы:

- атомы кислорода образуют как двухатомные молекулы кислорода, так и трёхатомные молекулы озона (рис. 20);
- атомы серы соединяются как в молекулы ромбической серы, состоящие из восьми атомов, так и в большие молекулы пластической серы, образуемые из множества атомов (рис. 21);
- атомы углерода образуют как молекулы фуллерена, напоминающие футбольный мяч, состоящий из 60 атомов, так и кристаллы алмаза и графита, включающие огромное число атомов (рис. 22).

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

Свойства аллотропных модификаций одного химического элемента, как и положено индивидуальным химическим веществам, различны. Например, кислород — газ без цвета и запаха, тогда как озон — газ голубоватого цвета, с запахом свежести.

Следовательно, одной из причин аллотропии может служить разный **количественный состав**, т. е. *разное число атомов в молекулах* простых веществ. Другой причиной является *различное кристаллическое строение* аллотропных модификаций.

Самостоятельно сравните строение алмаза и графита.



Атомы одного химического элемента могут соединяться с атомами других химических элементов, образуя сложные вещества, например воду, углекислый газ, этиловый спирт, глюкозу.

Вещества, которые образованы атомами разных химических элементов, называют **сложными веществами** или **химическими соединениями**.

Сложных веществ гораздо больше, чем простых. Число известных химических соединений превышает 100 миллионов!

Как объяснить такое многообразие химических соединений, если число образующих их химических элементов равно 90?



Подобно тому как 33 буквы русского алфавита образуют различные комбинации — десятки тысяч слов, так и из химических элементов природа и человек создали всё многообразие мира веществ.

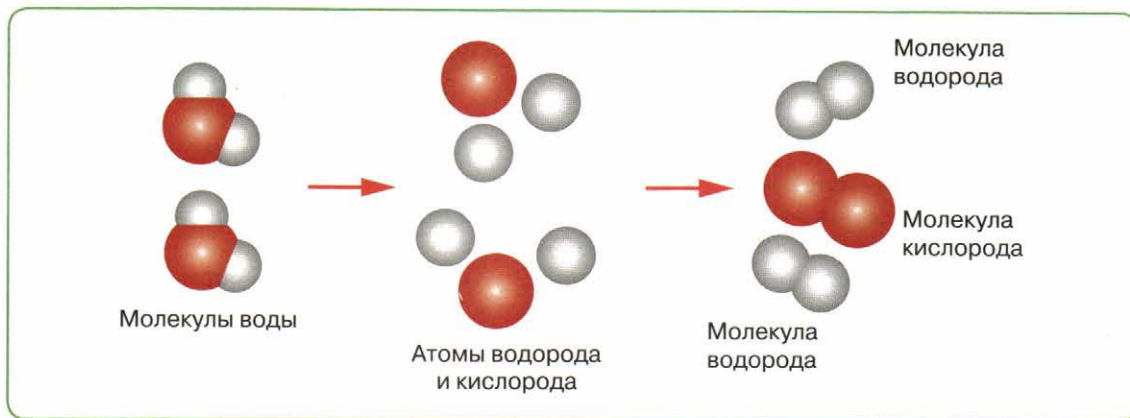


Рис. 23. Схема разложения воды под действием электрического тока на водород и кислород

Изучение состава и строения веществ привело учёных к созданию **атомно-молекулярной теории**. Одно из положений атомно-молекулярной теории определяет сущность химических реакций: одни вещества могут превращаться в другие. Для этого нужно изменить сочетание атомов в молекулах, т. е. осуществить химическое превращение. Сущность химической реакции заключается в разрушении молекул исходных веществ до атомов и образовании из тех же самых атомов молекул новых соединений. Например, при разложении воды электрическим током образуются молекулы новых веществ — водорода и кислорода (рис. 23).

В заключение сформулируем **основные положения атомно-молекулярной теории**.

1. Вещества состоят из молекул, которые находятся в непрерывном движении. Молекулы — это мельчайшие частицы вещества, определяющие его химические свойства.

2. Молекулы состоят из атомов. Атомы — это наименьшие химически неделимые частицы.

3. При химических реакциях молекулы исходных веществ разрушаются до атомов, и из этих атомов образуются молекулы новых веществ.

Истоки атомно-молекулярного учения нужно искать в далёком прошлом. За 400 лет до нашей эры древнегреческие философы Левкипп и Демокрит ввели понятие «атом». Путём одних только умозаключений они пришли к выводу о том, что в результате деления вещества на части можно получить такую мельчайшую частицу, что дальнейшее деление будет уже невозможным. Эти частицы называли **атомами**, что значит «неделимые».

Хотя представления древних греков об атомах и выглядят удивительно современно, их не вспоминали до середины XVIII в. В 1741 г. Михаил Васильевич Ломоносов фактически сформулировал основы атомно-молекулярного учения. Учение об атомах получило дальнейшее развитие в трудах английского учёного, физика и химика Джона Дальтона.

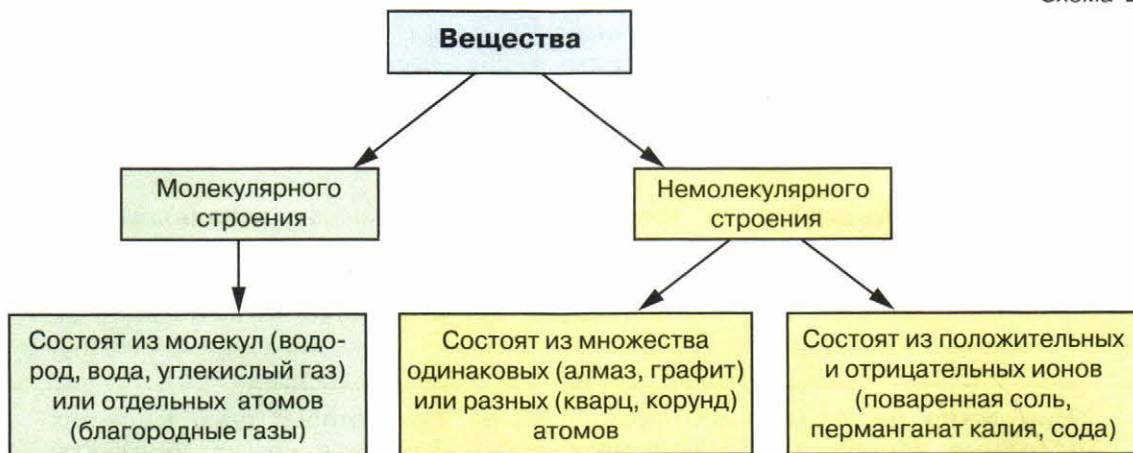
Представления о строении веществ за более чем двухтысячелетнюю историю атомно-молекулярного учения постоянно углублялись и совершенствовались.

Например, из курса физики вам известно, что большое число веществ состоит не из молекул или атомов, а из **ионов**. Это поваренная соль, сода, перманганат калия (марганцовка).

Ионы — это положительно или отрицательно заряженные частицы, которые образуются из атомов или групп атомов.

Таким образом, различают вещества *молекулярного* и *немолекулярного строения* (схема 2).

Схема 2



Химические элементы. Простые и сложные вещества. Аллотропия и её причины. Основные положения атомно-молекулярного учения.



Проверьте свои знания

1. Дайте определение понятию «аллотропия», назовите её причины. Как это явление объясняет многообразие простых веществ?
2. На какие типы делят вещества по элементному составу?
3. Что такое ион? Сформулируйте первое положение атомно-молекулярного учения с учётом этого понятия.

Примените свои знания

1. Вспомните из курса физики, что такое броуновское движение и диффузия. Объясните, как эти явления доказывают реальность существования молекул и иллюстрируют положения атомно-молекулярного учения.
2. Объясните многообразие простых и сложных веществ.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Как можно объяснить тот факт, что известно 118 химических элементов, а вещества образованы только 90 элементами?
2. Подготовьте сообщение о вкладе Дж. Дальтона и М. В. Ломоносова в становление атомно-молекулярного учения.
3. Подготовьте сообщение о биологической роли озона в сохранении жизни на Земле.

§ 7. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ



При физических явлениях состав веществ не изменяется. При химических явлениях из одних веществ образуются другие вещества со свойствами, отличными от свойств исходных веществ: из растворимых веществ могут получиться нерастворимые, из твёрдых — газообразные, из бесцветных — окрашенные и т. д. Какие признаки, наблюдаемые с помощью органов чувств, указывают на протекание химической реакции?

Вещества, вступающие во взаимодействие, называют **исходными веществами**, или **реагентами**, вещества, образующиеся в результате этого взаимодействия, — **продуктами**, а сам процесс — **химической реакцией**.

Проведём несколько опытов, иллюстрирующих признаки химических реакций.

Химические реакции — это такие явления, при которых одни вещества (**исходные вещества**, или **реагенты**) превращаются в другие (**продукты реакции**) с новыми свойствами.

Лабораторный опыт № 4

В одну пробирку налейте 2 мл раствора хлорида натрия, в другую — 2 мл раствора иодида калия. С помощью пипетки в каждую пробирку добавьте 4–5 капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете?

При проведении реакции между хлоридом натрия и нитратом серебра, иодидом калия и нитратом серебра выпадает осадок, только в первом случае образуется осадок белого цвета, а во втором — жёлтого. Образование новых нерастворимых веществ (**выпадение осадка**) другого цвета (**изменение цвета**) — это признаки химической реакции.

Обесцвечивание окрашенного раствора в результате химической реакции тоже сигнализирует о её протекании.

А если наоборот: исходное вещество нерастворимо, а продукт реакции растворим?

Лабораторный опыт № 5

Получите нерастворимый гидроксид меди(II). Для этого в пробирку налейте 2 мл раствора сульфата меди(II) синего цвета, а затем добавьте в неё 2 мл раствора гидроксида натрия. Выпадает студенистый осадок синего цвета. Небольшими порциями прилейте в пробирку раствор серной кислоты до полного растворения осадка. Вновь образуется раствор медного купороса.

Растворение осадка — это тоже признак химической реакции.

Выделение газа — ещё один признак химической реакции.

Лабораторный опыт № 6

Поместите в пробирку немного (на кончике шпателя) питьевой соды. Добавьте к питьевой соде 1—2 мл раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

Какие условия необходимы для того, чтобы химические вещества вступили друг с другом в реакцию?



Химическая реакция возможна лишь при **соприкосновении веществ**. Например, если гранулу цинка поместить в раствор серной кислоты, наблюдается выделение пузырьков газа. Это газ водород. Стоит только вынуть металл из раствора, реакция прекращается. На этом условии протекания химических реакций основано действие приборов для получения газов, например аппарата Киппа (рис. 24).

Принцип действия аппарата Киппа (названного в честь его создателя, голландского аптекаря Петера Якоба Киппа) рассмотрим на примере получения водорода. На решётку, расположенную на дне среднего резервуара, помещают гранулы цинка. В аппарат наливают раствор кислоты (серной или соляной). Когда кран на газоотводной трубке закрыт, кислота находится в верхней воронке и нижнем резервуаре. Как только открывают кран, кислота течёт из воронки и заполняет нижнюю часть второго резервуара, в результате начинается реакция с цинком, выделяется водород. Когда эксперимент окончен, кран закрывают, и водород перестаёт выходить из аппарата Киппа. Давление газа вытесняет кислоту в воронку до тех пор, пока контакт кислоты и цинка не прекратится. Соприкосновение реагирующих веществ прекращается, и водород перестаёт выделяться.

Для протекания некоторых реакций требуется **нагревание**. Например, если мы откроем крышку склянки, в которой хранится сера, несмотря на её соприкосновение с кислородом воздуха, реакция не начинается. Но стоит только поджечь порошок серы, она начнёт гореть бледно-голубым пламенем.

Химические реакции, сопровождающиеся выделением света и теплоты, называются **реакциями горения**.

Выделение теплоты и света — признаки химической реакции.



Рис. 24. Аппарат Киппа

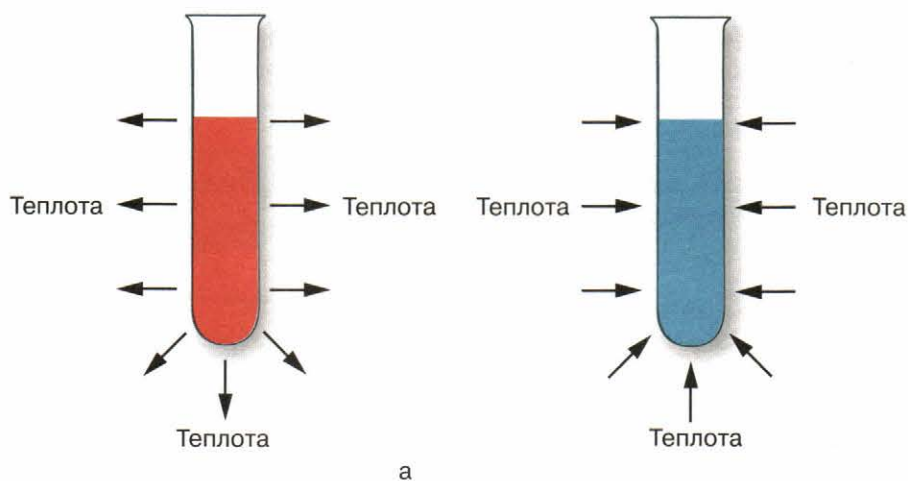


Рис. 25. Экзотермические (а) и эндотермические (б) реакции

Химические реакции, протекающие с выделением теплоты, называют **экзотермическими реакциями**.

Этимология происходит от греческого префикса *exo-*, что означает «за пределы», и греческого слова *thermikós*, что означает «тепловой» (рис. 25).

Из определений понятий «горение» и «экзотермические реакции» следует, что любая реакция горения является экзотермической. Однако не всякая экзотермическая реакция — это горение.

Существуют реакции, при которых теплота поглощается.

Химические реакции, протекающие с поглощением теплоты, называют **эндотермическими реакциями**.



Рис. 26. Разложение бихромата аммония

Например, при нагревании природный минерал известняк разлагается на оксид кальция и углекислый газ. При этом теплота поглощается, поэтому для поддержания реакции обжига известняка приходится постоянно поддерживать необходимую температуру. Стоит только прекратить нагревание, как реакция прекращается.

Знание условий возникновения и протекания химических реакций позволяет управлять ими, например прекращать реакции горения —

тушить пожары. Для того чтобы погасить пламя, необходимо прекратить доступ кислорода к горящему предмету. Для этого пламя накрывают плотной тканью (противопожарным полотном), засыпают песком или используют огне-тушители. Пожарные инспекторы строго следят за соблюдением правил пожарной безопасности.

В заключение этого насыщенного химическими экспериментами урока рассмотрим ещё одну эффектную химическую реакцию. Если на фарфоровую пластинку поместить горкой оранжевые кристаллы бихромата аммония и коснуться её вершины нагретым на пламени спиртовки кончиком стеклянной палочки, то наблюдается изумительная имитация извержения вулкана (рис. 26).

Какие условия были необходимы для начала этой реакции? К какому типу по тепловому эффекту она относится? Какие признаки химических реакций вы наблюдали при этом?



Химические реакции. Реагенты и продукты реакции. Признаки химических реакций. Условия протекания и прекращения химических реакций. Реакции горения. Экзо- и эндотермические реакции.



Проверьте свои знания

1. На какие группы делятся изменения, происходящие с веществами? Какой существенный признак лежит в основе этой классификации?
2. Среди перечисленных явлений укажите физические и химические: а) образование сосулек на крышах; б) образование чёрного налёта на серебряном изделии; в) брожение виноградного сока или варенья; г) гашение соды уксусом; д) испарение уксусной кислоты; е) распространение запаха парфюмерной продукции.
3. Расскажите об устройстве аппарата Киппа. Какие реагенты используются для получения водорода?

Примените свои знания

1. Назовите условия протекания химических реакций. Каким образом эти условия используют при разжигании костров и тушении пожаров? Назовите средства тушения пожара, которые есть в кабинете химии.
2. Назовите исходные вещества и продукты реакции процесса фотосинтеза. Какое значение имеет этот процесс для существования жизни на Земле?
3. Приведите примеры реакций горения, которые применяют в технике и в быту. Являются ли эти реакции экзотермическими? Как используют выделяющуюся теплоту?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Подготовьте сообщение о профилактике и тушении лесных пожаров.
2. Подготовьте сообщение и презентацию о роли огня в истории человечества.

§ 8. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА



В «химической письменности» есть своя символика, в которой роль букв играют особые символные (знаковые) модели. Что представляют собой эти модели?



Йенс Якоб Берцелиус
(1779—1848)

Подобно тому как многие славянские народы пользуются письменностью, созданной болгарскими просветителями Кириллом и Мефодием, так и химики всех стран мира пользуются «химическим алфавитом», который предложил шведский химик Йенс Якоб Берцелиус.

«Буквами» в этом алфавите являются **символы**, или **знаки**, **химических элементов**. Они представляют собой первые буквы латинского названия химического элемента: водород — H (*hydrogenium* — гидрогениум), кислород — O (*oxygenium* — оксигениум), азот — N (*nitrogenium* — нитрогениум), углерод — C (*carboneum* — карбонеум). Однако латинские названия многих химических элементов начинаются с одной и той же буквы, например, азот — *nitrogenium*, натрий — *natrium*, неон — *neon*, никель — *niccolum*. Символы таких элементов состоят из первой и одной из последующих букв названия, чаще всего второй. Так, натрий обозначается Na, неон — Ne, никель — Ni.

Приведём русские названия, символы и их произношение наиболее часто встречающихся в школьном курсе химических элементов, которые разделим на три типа: металлы (табл. 2), неметаллы (табл. 3) и благородные газы.

Назовём два представителя благородных газов: неон — Ne (читается «неон») и аргон — Ar (читается «аргон»).



Если сравнить символы химических элементов с буквами алфавита, то что можно сравнить с самим алфавитом?

В таблицах 2 и 3 перечислены названия и символы только 19 химических элементов. А все известные химические элементы представлены в своеобразном алфавите, роль которого играет **таблица Д. И. Менделеева**. Вариантов этой таблицы очень много. Предлагаем вам познакомиться с двумя: *короткопериодным* (с. 36—37) и *длиннопериодным* (с. 166—167) вариантами. Почему «периодным»? И тот и другой вариант таблицы состоит из горизонтальных рядов — **периодов**. Всего периодов семь.

Таблица 2

Символы некоторых химических элементов-металлов

Название элемента	Символ элемента	Произношение
Алюминий	Al	Алюминий
Барий	Ba	Барий
Железо	Fe	Феррум
Калий	K	Калий
Кальций	Ca	Кальций
Литий	Li	Литий
Магний	Mg	Магний
Марганец	Mn	Марганец
Медь	Cu	Купрум
Натрий	Na	Натрий
Цинк	Zn	Цинк

Таблица 3

Символы некоторых химических элементов-неметаллов

Название элемента	Символ элемента	Произношение
Азот	N	Эн
Водород	H	Аш
Кислород	O	О
Кремний	Si	Силициум
Сера	S	Эс
Углерод	C	Цэ
Фосфор	P	Пэ
Хлор	Cl	Хлор

В короткопериодном варианте таблицы Д. И. Менделеева различают **малые** (1—3-й периоды) и **большие** (4—7-й) периоды. Каждый малый период состоит из одного ряда химических элементов, а каждый большой — из двух рядов: чётного и нечётного; 6-й и 7-й периоды можно назвать сверхбольшими, так как в нижней части таблицы Д. И. Менделеева расположено по 14 химических элементов этих периодов: соответственно **лантаноиды** (6-й период) и **актиноиды** (7-й период). В нижней части таблицы Д. И. Менделеева их помещают для более компактного её представления.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ХИМИЧЕСКИХ

периоды	ряды	Г Р У П П Ы														
		A I B			A II B			A III B			A IV B			A V B		
1	1															
1	1															
2	2															
3	3															
4	4															
	5															
5	6															
	7															
6	8															
	9															
7	10															
	11															
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R_2O			RO			R_2O_3			RO_2			R_2O_5		
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ								RH_4			RH_3					
* ЛАНТАНОИДЫ	La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64								
	ЛАНТАН 138,81 $5d^16s^2$	ЦЕРИЙ 140,9077 $4f^16d^16s^2$	ПРАЗЕОДИМ 140,9077 $4f^5d^06s^2$	НЕОДИМ 144,24 $4f^5d^06s^2$	ПРОМЕТИЙ (145) $4f^5d^06s^2$	САМАРИЙ 150,35 $4f^6d^06s^2$	ЕВРОПИЙ 151,96 $4f^7d^06s^2$	ГАДОЛИНИЙ 157,25 $4f^7d^16s^2$								
** АКТИНОИДЫ	Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96								
АКТИНИЙ (227) $6d^17s^2$	ТОРИЙ 232,0381 $5f^6d^27s^2$	ПРОТАКТИНИЙ 231,04 $5f^6d^17s^2$	УРАН 238,0289 $5f^6d^17s^2$	НЕПТУНИЙ (237) $5f^6d^17s^2$	ПЛУТОНИЙ (244) $5f^6d^07s^2$	АМЕРИЦИЙ (243) $5f^6d^07s^2$	КЮРИЙ (247) $5f^6d^17s^2$									

ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА															
Э Л Е М Е Н Т О В															
А VI Б			А VII Б			А VIII Б									
			(H)			He			2 ГЕЛИЙ 4,002602 $1s^2$						
O КИСЛОРОД 8 15,9994 $2s^2 2p^4$			F ФТОР 9 18,998403 $2s^2 2p^5$			Ne НЕОН 10 20,179 $2s^2 2p^6$			О — Химический символ O — Название 8 — Порядковый номер (число протонов) КИСЛОРОД — Название 15,9994 — Относительная атомная масса $2s^2 2p^4$ — Электронная конфигурация внешнего слоя						
S СЕРА 16 32,066 $3s^2 3p^4$			Cl ХЛОР 17 35,453 $3s^2 3p^5$			Ar АРГОН 18 39,948 $3s^2 3p^6$									
24 51,9961 $3d^5 4s^1$			Cr ХРОМ 24			25 54,9380 $3d^5 4s^2$			Mn МАРГАНЕЦ 25			26 55,847 $3d^6 4s^2$		Fe ЖЕЛЕЗО 26	
27 58,9332 $3d^7 4s^2$			Co КОБАЛЬТ 27			28 58,69 $3d^8 4s^2$			Ni НИКЕЛЬ 28						
34 78,96 $4s^2 4p^4$			Se СЕЛЕН 34			Br БРОМ 35 79,904 $4s^2 4p^5$			Kr КРИПТОН 36 83,80 $4s^2 4p^6$						
42 95,94 $4d^5 5s^1$			Mo МОЛИБДЕН 42			(98) $4d^5 5s^2$			Tc ТЕХНЕЦИЙ 43			44 101,07 $4d^7 5s^1$		Ru РУТЕНИЙ 44	
45 102,9055 $4d^8 5s^1$			Rh РОДИЙ 45			46 106,42 $4d^10 5s^0$			Pd ПАЛЛАДИЙ 46						
52 127,60 $5s^2 5p^4$			Te ТЕЛЛУР 52			53 126,9045 $5s^2 5p^5$			I ИОД 53						
54 131,29 $5s^2 5p^6$			Xe КСЕНОН 54			74 183,85 $4f^{14} 5d^4 6s^2$			W ВОЛЬФРАМ 74			75 186,207 $4f^{14} 5d^6 6s^2$		Re РЕНИЙ 75	
76 190,23 $4f^{14} 5d^6 6s^2$			Os ОСМИЙ 76			77 192,22 $4f^{14} 5d^7 6s^2$			Ir ИРИДИЙ 77			78 195,08 $5d^9 6s^1$		Pt ПЛАТИНА 78	
84 (209) $6s^2 6p^4$			Po ПОЛОНИЙ 84			(210) $6s^2 6p^5$			At АСТАТ 85			(222) $6s^2 6p^6$		Rn РАДОН 86	
106 (271) $5f^{14} 6d^7 7s^2$			Sg СИБОРГИЙ 106			(267) $5f^{14} 6d^7 7s^2$			Bh БОРИЙ 107			(269) $5f^{14} 6d^8 7s^2$		Hs ХАССИЙ 108	
109 (278) $5f^{14} 6d^7 7s^2$			Mt МЕЙТТЕРИЙ 109			(281) $6d^9 7s^1$			Ds ДАРМШТАДИЙ 110						
116 (293) $5f^{14} 6d^{10} 7s^2 7p^4$			Lv ЛИВЕРМОРИЙ 116			(294) $5f^{14} 6d^{10} 7s^2 7p^5$			Ts ТЕННЕСИЙ 117			(294) $5f^{14} 6d^{10} 7s^2 7p^6$		Og ОГАНЕСОН 118	
RO ₃			R ₂ O ₇			RO ₄									
RH ₂			RH												
65 ТЕРБИЙ 158,9254 $4f^9 5d^0 6s^2$		66 ДИСПРОЗИЙ 162,50 $4f^{10} 5d^0 6s^2$		67 ГОЛЬМИЙ 164,9304 $4f^{11} 5d^0 6s^2$		68 ЭРБИЙ 167,26 $4f^{12} 5d^0 6s^2$		69 ТУЛИЙ 168,9342 $4f^{13} 5d^0 6s^2$		70 ИТТЕРИЙ 173,04 $4f^{14} 5d^0 6s^2$		71 ЛЮТЕЦИЙ 174,967 $4f^{14} 5d^1 6s^2$			
97 БЕРКЛИЙ (247) $5f^9 6d^0 7s^2$		98 КАЛИФОРНИЙ (251) $5f^{10} 6d^0 7s^2$		99 ЭЙНШТЕЙНИЙ (252) $5f^{11} 6d^0 7s^2$		100 ФЕРМИЙ (257) $5f^{12} 6d^0 7s^2$		101 МЕНДЕЛЕВИЙ (258) $5f^{13} 6d^0 7s^2$		102 НОБЕЛИЙ (259) $5f^{14} 6d^0 7s^2$		103 ЛОУРЕНСИЙ (260) $5f^{14} 6d^1 7s^2$			

Рис. 27. Короткопериодный вариант Периодической таблицы Д. И. Менделеева

В короткопериодном варианте таблицы Д. И. Менделеева (рис. 27) различают 8 групп. Группа — вертикальный столбец. Каждая группа, в свою очередь, подразделяется на две подгруппы: **главную подгруппу**, или **А-группу**, и **побочную подгруппу**, или **В-группу**. А-группу составляют химические элементы как малых, так и больших периодов, В-группу составляют химические элементы только больших периодов.

В длиннопериодном варианте различают 18 групп, которые обозначают или арабскими цифрами, или римскими цифрами с указанием А- или В-группы, подобно короткопериодному варианту. Так, бериллий, магний, кальций, стронций, барий и радий относятся ко 2-й (IIА) группе, а цинк, кадмий и ртуть — к 12-й (IIB) группе.

Некоторые группы химических элементов имеют названия. Так, элементы IA группы: литий, натрий, калий, рубидий, цезий — называют **щелочными металлами**, так как эти химические элементы образуют едкие растворимые в воде соединения — **щёлочи**. Химические элементы VIIA группы — фтор, хлор, бром, иод — называют **галогенами**, так как они образуют соли (от греч. *halos* — соль, *genes* — рождающий). Химические элементы VIIIA группы — гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон — называют **благородными** или **инертными газами**, так как они образуют соединения с другими химическими элементами с большим трудом; существуют в виде одноатомных молекул.

Рассмотрим некоторые источники происхождения названий химических элементов:

- важнейшие свойства простых веществ — *кислород* (рождающий кислоты), *водород* (рождающий воду), *фосфор* (несущий свет);
- имена великих учёных — *менделевий*, *кюри*, *резерфордий*;
- географические названия континентов, частей света, стран — *европий*, *америций*, *рутений* (назван в честь России), *полоний* (в честь Польши), *германий*, *галлий* (в честь Франции) или городов — *гафний* (в честь Копенгагена), *лютеций* (в честь Парижа), *дубний* (в честь подмосковного города Дубны, где находится Объединённый центр ядерных исследований), *московий* (в честь Московской области);
- астрономические объекты — *селен* (от греч. *Selena* — Луна), *теллур* (от лат. *Telluris* — Земля), *уран*, *нептуний*;
- древние мифы и легенды — *тантал* (в древнегреческой мифологии Тантал — сын Зевса), *ванадий* (Ванадис — богиня красоты в древнескандинавской мифологии), *кобальт* (кобольд — гном, домовый в мифологии Северной Европы).

Знаки химических элементов — это их символные модели, которые обозначают:

- конкретный химический элемент;
- один атом химического элемента;
- среднюю относительную атомную массу, которая приведена в таблице Д. И. Менделеева рядом с символами элементов.



Проанализируйте понятие «относительная атомная масса». Какой смысл имеет слово «относительная»?

Атомы разных элементов отличаются друг от друга по массе. В СИ, как вы знаете, масса измеряется в килограммах. Например:

- масса одного атома водорода равна $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг;
- масса одного атома углерода равна $1,993 \cdot 10^{-27}$ кг;
- масса одного атома кислорода равна $2,6667 \cdot 10^{-27}$ кг.

Согласитесь, что пользоваться такими значениями неудобно. Ещё в начале XIX в. английский химик Джон Дальтон предложил сравнивать массы атомов разных химических элементов. Так как атомы водорода являются самыми лёгкими, то их можно использовать в качестве своеобразной «гирьки» для измерения масс атомов (рис. 28). Получилось, что атом углерода в 12 раз тяжелее атома водорода, атом кислорода — в 16 раз (убедитесь в этом сами, разделив массу атомов этих элементов на массу атома водорода, выраженную в килограммах).

Число, показывающее, во сколько раз масса атома данного химического элемента больше массы атома водорода, называется **относительной атомной массой** и обозначается A_r , где r — начальная буква английского слова *relative* — относительный:

$$A_r(\text{C}) = 12, A_r(\text{O}) = 16, A_r(\text{S}) = 32, A_r(\text{Cu}) = 64, A_r(\text{Fe}) = 56.$$

В настоящее время массы атомов химических элементов сравнивают с $1/12$ массы атома углерода.

Величина, показывающая, во сколько раз масса атома данного химического элемента больше $1/12$ массы атома углерода, называется **относительной атомной массой**.

Значения относительных атомных масс химических элементов, наряду с их названиями и порядковыми номерами, приведены в таблице Д. И. Менделеева (рис. 29).

Относительные атомные массы, приведённые в таблице Менделеева, принято округлять для удобства химических расчётов. Исключение составляет хлор, относительная атомная масса которого равна $35,5$ ($A_r(\text{Cl}) = 35,5$).

<div style="display: flex; justify-content: space-between; align-items: center;"> Н 1 </div> <div style="display: flex; justify-content: space-between; align-items: center; margin-top: 5px;"> 1,00797 </div> <div style="font-size: 0.8em;">Водород</div>	<div style="display: flex; justify-content: space-between; align-items: center;"> О 8 </div> <div style="display: flex; justify-content: space-between; align-items: center; margin-top: 5px;"> 15,9994 </div> <div style="font-size: 0.8em;">Кислород</div>	<div style="display: flex; justify-content: space-between; align-items: center;"> С 6 </div> <div style="display: flex; justify-content: space-between; align-items: center; margin-top: 5px;"> 12,01115 </div> <div style="font-size: 0.8em;">Углерод</div>
$A_r(\text{H}) \approx 1$	$A_r(\text{O}) \approx 16$	$A_r(\text{C}) = 12$

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

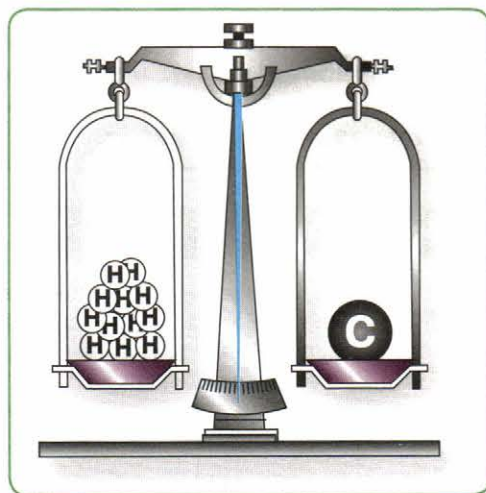


Рис. 28. Масса атома углерода равна массе 12 атомов водорода



Символы химических элементов. Коротко- и длиннопериодный варианты таблицы Д. И. Менделеева. Периоды. Группы. Главная и побочная подгруппы. Щелочные металлы, галогены и благородные газы. Относительная атомная масса.

Проверьте свои знания

1. Какую информацию несёт символ химического элемента?
2. На какие графы делится таблица Д. И. Менделеева по горизонтали? Какие виды этих граф выделяют в короткопериодном варианте таблицы?
3. На какие графы делится таблица Д. И. Менделеева по вертикали? Какие виды этих граф выделяют в короткопериодном варианте таблицы?

Примените свои знания

1. С помощью таблицы Д. И. Менделеева запишите знаки пяти химических элементов, содержащих заглавную букву «С». Используя дополнительные источники информации, найдите произношение этих знаков. Запомните названия и произношение символов этих химических элементов.
2. Предложите своё обоснование деления химических элементов на три типа: металлы, неметаллы и благородные газы. Запишите примеры химических знаков для каждого типа элементов. Прочитайте их.
3. Названия каких химических элементов в таблице Д. И. Менделеева связаны с Россией?
4. Сравните коротко- и длиннопериодный варианты таблицы Д. И. Менделеева.
5. Элементы IIA группы таблицы Д. И. Менделеева, начиная с кальция, называют щёлочно-земельными металлами. Объясните этимологию этого названия.
6. Рассчитайте массу атома железа в граммах.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Кроме щёлочно-земельных металлов (IIA группа), ещё некоторые группы таблицы Д. И. Менделеева имеют собственные названия. Назовите их и объясните этимологию названий, используя возможности Интернета.
2. Подготовьте сообщение и презентацию о других формах таблицы Д. И. Менделеева.

§ 9. ХИМИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ



В «химической письменности» роль букв играют символы химических элементов. Что представляют собой «химические слова», образованные из этих «букв»?

Давайте переведём в «химическое слово» с помощью символов химических элементов следующее предложение: «Одна молекула углекислого газа включает в свой состав один атом углерода и два атома кислорода». Очевидно, что

в указанном предложении числительные «одна» и «один» лишние. Лаконичнее это предложение звучит так: «Молекула углекислого газа состоит из атома углерода и двух атомов кислорода». Вот это лаконичное предложение и переведем в «химическое слово» — **химическую формулу**.

Запишем рядом знаки элементов углерода и кислорода — CO, после знака кислорода внизу справа укажем число его атомов в молекуле углекислого газа с помощью цифры — **индекса**: CO₂ (цифра 1 не записывается). Это и есть формула углекислого газа. А если требуется обозначить не одну, а, например, пять молекул вещества, то используют большую цифру перед формулой — **коэффициент**. Например, пять молекул углекислого газа обозначают так: 5CO₂.

Химической формулой называют обозначение состава вещества с помощью символов химических элементов и индексов.

Рассмотрим примеры произношения химических формул некоторых веществ:

- кислород O₂ (о-два);
- озон O₃ (о-три);
- вода H₂O (аш-два-о);
- метан CH₄ (цэ-аш-четыре);
- углекислый газ CO₂ (цэ-о-два);
- аммиак NH₃ (эн-аш-три).

В формулах некоторых веществ с помощью индекса указывают не только число одинаковых атомов в молекуле, но и число одинаковых групп атомов в формульной частице вещества. Например, формула Ca(OH)₂ показывает, что на один атом кальция в данном веществе приходится две группы —OH. В веществе с формулой Al(NO₃)₃ на каждый атом алюминия приходится три группы атомов —NO₃. При чтении формул индексы за скобками произносят уже по-другому:

- гашёная известь Ca(OH)₂ (кальций-о-аш-дважды);
- кальциевая селитра Ca(NO₃)₂ (кальций-эн-о-три-дважды);
- аммофос (NH₄)₂HPO₄ (эн-аш-четыре-дважды-аш-пэ-о-четыре).

Химическая формула — основная знаковая модель в химии. Она несёт очень важную информацию. Химическая формула показывает:

- 1) индивидуальное вещество;
- 2) тип вещества (простое или сложное);
- 3) одну молекулу вещества (для веществ, имеющих молекулярное строение), формульную единицу (для веществ, имеющих немолекулярное строение);
- 4) **качественный состав** вещества, т. е. какие химические элементы входят в его состав;
- 5) **количественный состав** вещества, т. е. число атомов каждого химического элемента в составе его одной формульной частицы.

Химическая формула также позволяет рассчитать относительную молекулярную массу вещества, массовую долю каждого элемента в составе сложного вещества.

А что такое относительная молекулярная масса вещества и массовая доля химического элемента в составе сложного вещества?



Очевидно, что масса молекулы будет равна сумме масс образующих её атомов. Для того чтобы рассчитать **относительную молекулярную массу** (её обозначают M_r), необходимо суммировать относительные атомные массы атомов всех химических элементов, входящих в состав молекулы, с учётом их числа (индекса), например, для углекислого газа:

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

Найденную величину называют относительной молекулярной массой углекислого газа.

Правильнее было бы называть эту величину относительной формульной массой. Во-первых, не все вещества состоят из молекул. Во-вторых, при расчёте этой величины нужно внимательно смотреть на формулу вещества и не забывать про индексы, указывающие на число атомов каждого элемента.

Приведём примеры расчёта относительных молекулярных масс для некоторых веществ:

1) для сернистого газа SO_2 :

$$M_r(\text{SO}_2) = A_r(\text{S}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) = 32 + 2 \cdot 16 = 64;$$

2) для серной кислоты H_2SO_4 :

$$\begin{aligned} M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = \\ &= 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98; \end{aligned}$$

3) для кальциевой селитры $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$:

$$\begin{aligned} M_r(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) &= A_r(\text{Ca}) + 2 \cdot A_r(\text{N}) + 3 \cdot 2 \cdot A_r(\text{O}) = \\ &= 40 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = 164. \end{aligned}$$

Химическая формула также позволяет рассчитать массовые доли элементов, образующих данное вещество.

Массовую долю элемента в сложном веществе находят по формуле:

$$\omega(\text{Э}) = \frac{A_r(\text{Э}) \cdot n(\text{Э})}{M_r(\text{вещества})} \cdot (100\%),$$

где $w(\text{Э})$ — массовая доля химического элемента в сложном веществе; $A_r(\text{Э})$ — относительная атомная масса химического элемента Э; n — число атомов элемента в составе формульной единицы сложного вещества; $M_r(\text{вещества})$ — относительная молекулярная масса вещества.

Как видите, массовая доля элемента в сложном веществе обозначается буквой w (лат. «дубль вз») и показывает долю (часть массы), приходящуюся на данный химический элемент в общей массе вещества.

Решим несложную задачу.

Задача. Рассчитайте массовые доли элементов в сернистом газе SO_2 .

Дано:

SO_2

$\omega(\text{S})$ — ?

$\omega(\text{O})$ — ?

Решение:

1. Запишем формулу сернистого газа и рассчитаем его относительную молекулярную массу:

$$M_r(\text{SO}_2) = A_r(\text{S}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) = 32 + 2 \cdot 16 = 64.$$

2. Найдём массовую долю серы в веществе:

$$\omega(\text{S}) = \frac{A_r(\text{S})}{M_r(\text{SO}_2)} \cdot 100\% = \frac{32 \text{ г}}{64 \text{ г}} \cdot 100\% = 50\%.$$

3. Вычислим массовую долю кислорода в сернистом газе:

$$\omega(\text{O}) = 100\% - \omega(\text{S}) = 100\% - 50\%.$$

Ответ: $\omega(\text{S}) = 50\%$, $\omega(\text{O}) = 50\%$.

Химические формулы. Индексы. Коэффициенты. Информация, которую несут химические формулы. Относительная молекулярная масса вещества. Массовая доля элемента в сложном веществе.



Проверьте свои знания

1. Что представляет собой химическая формула? Чем отличаются индексы и коэффициенты?
2. Что называют относительной атомной массой и относительной молекулярной массой?
3. Перечислите информацию, которую несёт химическая формула.

Примените свои знания

1. Составьте химическую формулу сахарозы, зная, что в состав её молекулы входят 12 атомов углерода, 22 атома водорода и 11 атомов кислорода. Рассчитайте относительную молекулярную массу этого вещества и массовые доли образующих его элементов.
2. Рассчитайте относительные молекулярные массы веществ, формулы которых: H_2S , SO_3 , Na_2CO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, P_2O_5 , AlCl_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.
3. Укажите формулы веществ, имеющих одинаковые относительные молекулярные массы: CO_2 , N_2 , CH_2Cl_2 , NO , CO , C_2H_4 , H_2S , O_2 .
4. Рассчитайте, во сколько раз одна молекула водорода легче одной молекулы сернистого газа. Формула водорода — H_2 , сернистого газа — SO_2 .
5. Найдите ошибки, допущенные в вычислениях относительных молекулярных масс веществ:
а) $M_r(\text{HNO}_3) = 63$; г) $M_r(\text{CaCO}_3) = 98$;
б) $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$; д) $M_r(\text{CuSO}_4) = 160$;
в) $M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 96$; е) $M_r(\text{Al}(\text{OH})_3) = 78$.
6. Рассчитайте массовые доли элементов в карбонате кальция, формула которого CaCO_3 .
7. Расположите названия азотных удобрений, формулы которых приведены ниже, в порядке возрастания в них массовой доли азота: натриевая селитра NaNO_3 , кальциевая селитра $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, аммиачная селитра NH_4NO_3 .

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение по теме «Из истории измерения атомных масс химических элементов».

§ 10. КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА



Предметом изучения химии являются вещества. А в каких единицах отмерять порции вещества?



Амедео Авогадро
(1776—1856)

Удобно отмерять порции вещества в единицах массы — граммах, миллиграммах, килограммах. Можно также считать число частиц, из которых состоит порция вещества — число атомов, молекул, ионов. Однако отсчитать необходимое число этих частиц нереально из-за их малого размера. Тем не менее учёные нашли способ, который позволяет связать массу и число частиц, образующих вещество. Оказалось, если брать столько граммов вещества, какова его относительная молекулярная масса, оно всегда будет содержать $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц этого вещества (молекул, атомов или ионов). Например:

- в 34 г сероводорода содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул сероводорода ($M_r(\text{H}_2\text{S}) = 34$);
- в 44 г сернистого газа содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул этого газа ($M_r(\text{SO}_2) = 44$);
- в 98 г серной кислоты содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул серной кислоты ($M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$).

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ называют **числом Авогадро** в честь итальянского учёного Амедео Авогадро. Оно характеризует особую единицу измерения вещества, называемую **количеством вещества**.

Количество вещества — это порция вещества, содержащая определённое число частиц (атомов, молекул, ионов).

Эта физическая величина обозначается буквой греческого алфавита ν (ню) или латинской буквой n (эн) и имеет размерность моль.

Моль — это количество вещества, содержащее $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц (атомов, молекул, ионов).

Следовательно, число Авогадро показывает, сколько частиц содержится в 1 моль вещества, а значит, имеет размерность $1/\text{моль}$, или моль⁻¹:

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

Количество вещества может быть как больше 1 моль, так и меньше. Чтобы рассчитать количество вещества, нужно число его частиц разделить на число Авогадро.

$$\nu = \frac{N}{N_A},$$

где ν — количество вещества (моль); N — число частиц; N_A — число Авогадро ($1/\text{моль}$).

Согласно правилам русского языка при письме слово «моль» после числа не склоняется, а после числительного или в тексте склоняется. Например, пишется «2 моль воды», но «сколько молей воды?» или «в одном моле воды».

Как вы уже знаете, масса вещества в граммах, численно равная относительной молекулярной массе, содержит число Авогадро молекул и соответствует одному молю вещества. Так, 18 г воды соответствуют 1 моль этого вещества. А 36 г воды? Конечно же, 2 моль воды. Чтобы найти последнее число, вы разделили 36 г на 18 г/моль, т. е. выполнили математическую операцию, соответствующую формуле:

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

В этой формуле M — физическая величина, которую называют молярной массой вещества.

Масса одного моля вещества называется **молярной массой**.

Молярная масса, выраженная в г/моль, численно равна относительной молекулярной массе вещества.

При проведении вычислений (например, при решении задач) иногда удобно оперировать кратными единицами измерения количества вещества и молярной массы. Например, 16 000 г метана CH_4 (16 кг) соответствуют 1000 моль вещества, или 1 кмоль. Следовательно, киломолярная масса этого вещества 16 кг/кмоль. Вычислим количество вещества, которое соответствует порции метана массой 4 кг:

$$\nu(\text{CH}_4) = \frac{m(\text{CH}_4)}{M(\text{CH}_4)} = \frac{4 \text{ кг}}{16 \text{ кг/кмоль}} = 0,25 \text{ кмоль, или } 250 \text{ моль.}$$

Существуют и другие единицы количества вещества и молярной массы: соответственно ммоль (миллимоль) и мг/ммоль (миллимолярная масса). Вычислим количество вещества, которое соответствует навеске серы массой 96 мг:

$$\nu(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{96 \text{ мг}}{32 \text{ мг/ммоль}} = 3 \text{ ммоль, или } 0,003 \text{ моль.}$$

Зная количество вещества, легко рассчитать число молей входящих в его состав атомов химических элементов. Например, в 3 моль сероводорода H_2S содержится 6 моль атомов водорода и 3 моль атомов серы:

$$\nu(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{S}) = 2 \cdot 3 \text{ моль} = 6 \text{ моль};$$

$$\nu(\text{S}) = n(\text{H}_2\text{S}) = 1 \cdot 3 \text{ моль} = 3 \text{ моль}.$$

Необходимо научиться решать и обратную задачу. Для того чтобы определить, какое количество вещества аммиака NH_3 содержит 15 моль атомов водорода, нужно выполнить такие вычисления:

$$\nu(\text{NH}_3) = \frac{1}{3} \nu(\text{H}) = \frac{1}{3} \cdot 15 \text{ моль} = 5 \text{ моль}.$$

К перечню информации, которую несёт химическая формула, добавим следующее: формула показывает количество вещества, равное 1 моль.



Жозеф Луи Пруст (1754—1826)

Химическая формула также позволяет рассчитать молярную (миллимолярную, киломолярную) массу вещества и найти число молекул или формульных единиц вещества в данной порции.

Уточнение «формульных единиц» введено потому, что, как вы помните, вещества бывают как молекулярного, так и немолекулярного строения (состоят из атомов или ионов). Для веществ молекулярного строения соблюдается один из важнейших законов химии — **закон постоянства состава веществ**.

Независимо от способа получения вещества его состав остаётся постоянным.

Этот закон был сформулирован в начале XIX в. французским химиком Жозефом Луи Прустом.



Число Авогадро. Количество вещества. Моль, миллимоль, киломоль. Закон постоянства состава веществ.

Проверьте свои знания

1. Что называют количеством вещества? В каких единицах измеряется эта физическая величина?
2. Что представляет собой число Авогадро? Как взаимосвязаны количество вещества и число Авогадро?
3. Какое количество вещества атомов каждого химического элемента содержит 1 моль веществ, формулы которых: SO_2 , H_3PO_4 , Fe_2O_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$?

Примените свои знания

1. Не выполняя расчётов, расположите следующие формулы веществ в порядке возрастания их молярных масс: NaCl, AgCl, HCl, KCl.
2. Какое количество вещества составляет: а) 5,6 г гидроксида калия KOH; б) 9,6 т серы S; в) 5,85 мг хлорида натрия NaCl?
3. Какое количество вещества составляют: а) $1,806 \cdot 10^{23}$ молекул озона O₃; б) $1,204 \cdot 10^{24}$ молекул углекислого газа CO₂; в) 12,8 г сернистого газа SO₂; г) порция метана CH₄, содержащая $6,02 \cdot 10^{22}$ атомов углерода; д) порция воды H₂O, содержащая $3,6 \cdot 10^{24}$ атомов водорода?
4. Масса 0,2 моль одного из соединений азота с кислородом равна 6 г. Определите молярную массу и формулу вещества.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Предложите формулу для расчёта массы вещества, если известно число его молекул.

§ 11. МОЛЯРНЫЙ ОБЪЁМ ГАЗОВ

В 1811 г. итальянский физик Амедео Авогадро сформулировал закон: «В равных объёмах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул». Попробуйте сформулировать этот закон наоборот.



У вас получилось следующее утверждение: «Одинаковое число молекул разных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объём».

Какой объём займёт 1 моль любого газа при условиях, которые называются нормальными (н. у.): температуре 0 °С и давлении 760 мм рт. ст.? Так как 1 моль любого вещества, в том числе газа, содержит одинаковое число молекул, то логично предположить, что это количество вещества газа будет занимать один и тот же объём, который называют **молярным объёмом**. Эту физическую величину обозначают V_m . Молярный объём равен **22,4 л/моль**.

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль.}$$

Какой объём займут 2 моль любого газа (при н. у.)? Очевидно, в два раза больший ($22,4 \text{ л/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 44,8 \text{ л}$).

Какому количеству вещества (н. у.) соответствуют 67,2 л газа? Разумеется, $67,2 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 3 \text{ моль}$. Следовательно,

$$V_m = \frac{V}{\nu_m}.$$

Так же как и для молярной массы вещества, в некоторых случаях удобно оперировать киломолярным или миллимолярным объёмом газа. Эти величины

соответственно в 1000 раз больше и в 1000 раз меньше величины 22,4 л/моль. Учитывая, что 1000 л составляет 1 м³, а в 1 л содержится 1000 мл, киломолярный объём равен 22,4 м³/кмоль, а миллимолярный — 22,4 мл/ммоль.

Из закона Авогадро вытекает ещё одно следствие: *отношение масс одинаковых объёмов различных газов при одинаковых условиях равно отношению их молярных масс* (поскольку в равных объёмах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул и, следовательно, одинаковое число молей).

$$D_{\text{по газу 1}}(\text{газа 2}) = \frac{M(\text{газа 2})}{M(\text{газа 1})},$$

где $M(\text{газа 1})$ — молярная масса газа 1; $M(\text{газа 2})$ — молярная масса газа 2.

Эта величина, равная отношению молярных масс газов, называется **относительной плотностью одного газа по другому газу** — $D_{\text{по газу 1}}(\text{газа 2})$.

Относительная плотность одного газа по другому газу показывает, во сколько раз один газ тяжелее или легче другого, и является безразмерной величиной. Например:

$$D_{\text{O}_2}(\text{газа}) = M(\text{газа}) / M(\text{O}_2) = M(\text{газа}) / 32;$$

$$D_{\text{H}_2}(\text{газа}) = M(\text{газа}) / M(\text{H}_2) = M(\text{газа}) / 2;$$

$$D_{\text{возд.}}(\text{газа}) = M(\text{газа}) / M(\text{возд.}) = M(\text{газа}) / 29.$$

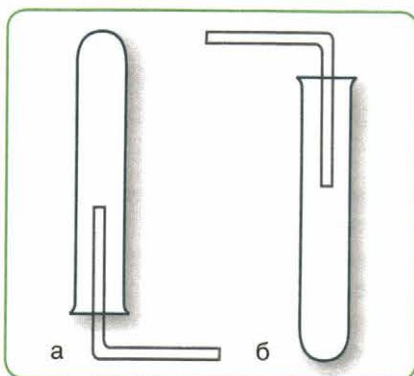


Рис. 30. Собираание газов методом вытеснения воздуха:
а — если M газа меньше 29;
б — если M газа больше 29

Чаще всего в качестве газа для сравнения выбирают водород или воздух. Так как воздух представляет собой смесь газов (в первую очередь азота и кислорода), то для нахождения относительной плотности газов по воздуху используют его среднюю молярную массу, которую определяют для чистого сухого воздуха, взятого объёмом 22,4 л. Эта масса равна 29 г. Относительную плотность газа по воздуху учитывают при выборе способа собирания газов в лаборатории.

Если молярная масса газа меньше 29, то его собирают способом вытеснения воздуха в перевернутый вверх дном сосуд (рис. 30, а). Если молярная масса газа больше 29, то его собирают способом вытеснения воздуха в сосуд, расположенный вниз дном (рис. 30, б).



Закон Авогадро. Молярный объём газов. Относительная плотность газа по другому газу. Способы собирания газов вытеснением воздуха.

Проверьте свои знания

1. Какие условия называются нормальными?
2. Сформулируйте закон Авогадро и следствия, вытекающие из этого закона.
3. Перечислите, какую информацию несёт формула газообразного вещества.

Примените свои знания

1. Какое количество вещества при нормальных условиях составляют указанные объёмы различных газов: а) 11,2 л кислорода; б) 5,6 л метана; в) 896 мл сероводорода; г) 1 м³ углекислого газа?

Изменяются ли ответы, если в условии задания не указывать названия газов? Поясните ответ.

2. Найдите плотности следующих газов (н. у.): а) углекислого газа CO₂; б) сернистого газа SO₂; в) аммиака NH₃; г) метана CH₄.

3. Найдите относительную плотность кислорода: а) по водороду; б) по воздуху.

4. Одно из газообразных соединений углерода с кислородом массой 6,25 г занимает (н. у.) объём, равный 5 л. Определите молярную массу соединения.

5. Рассчитайте количество вещества, массу и объём (н. у.) порции азота N₂, содержащей $9,03 \cdot 10^{23}$ атомов азота.

6. Какая масса углерода содержится: а) в 2 моль углекислого газа; б) в 67,2 л угарного газа CO (н. у.); в) в 13 мг ацетилена C₂H₂?

7. Расположите следующие газы в порядке возрастания их плотностей при н. у.: неон Ne, сернистый газ SO₂, метан CH₄, фтор F₂, аммиак NH₃.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение о жизни и деятельности А. Авогадро.

§ 12. ХИМИЧЕСКИЕ УРАВНЕНИЯ

Если символы химических элементов можно сравнить с буквами алфавита, а химические формулы — со словами, то что в химии выступает в роли аналогов предложений?



Подожжём в ложечке для сжигания веществ немного красного фосфора и внесём его в колбу с кислородом (рис. 31). Отметим следующие признаки протекающей химической реакции: фосфор горит ярким пламенем с образованием обильного белого дыма. Заполним колбу белым дымом, вынем ложечку с продолжающим гореть фосфором из колбы и погасим его струёй воды. В колбу прильём немного воды, закроем её пробкой и взболтаем до тех пор, пока дым не растворится. Затем добавим в получившийся раствор немного раствора фиолетового лакмуса и увидим ещё один признак



Рис. 31. Горение фосфора в кислороде

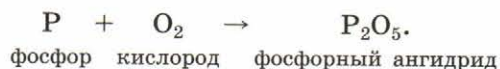
химической реакции — раствор окрасится в красный цвет. Дано описание двух химических процессов: горения фосфора и взаимодействия продукта реакции с водой.

Опишем эти процессы с помощью химических формул и математических знаков, т. е. составим «химические предложения».

Запишем исходные вещества, или реагенты, с помощью химических формул, учитывая, что химический знак фосфора является одновременно и формулой простого вещества, а в состав молекулы кислорода (именно эта составная часть воздуха и взаимодействует с фосфором) входят два атома. Между формулами исходных веществ ставится знак «+»:



После стрелки запишем формулу продукта реакции — его называют фосфорным ангидридом, и в состав его молекулы входят 2 атома фосфора и 5 атомов кислорода. В результате получится следующая запись:



Полученную запись называют схемой химической реакции. Она ещё не является химическим уравнением.

Составим аналогично схему второй химической реакции.

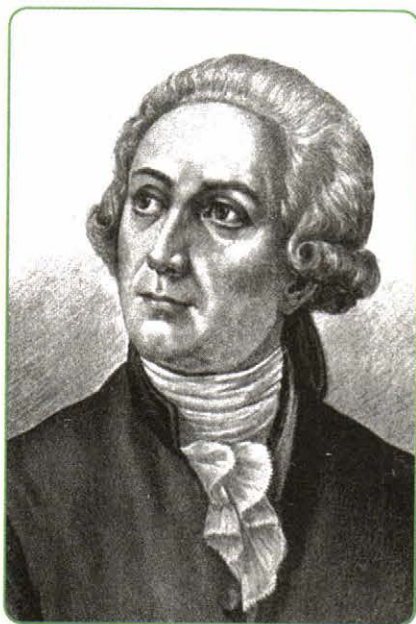
Запишем химические формулы реагентов, зная их состав:



Запишем формулу продукта реакции, учитывая, что им является фосфорная кислота, в состав которой входят три атома водорода, один атом фосфора и четыре атома кислорода:



Мы снова записали схему химической реакции. Почему «схема химической реакции», а не «уравнение»? Потому что химические уравнения соответствуют основному закону химии — **закону сохранения массы веществ**. Он был открыт независимо друг от друга двумя выдающимися химиками: русским М. В. Ломоносовым и французом Антуаном Лавуазье.

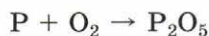


Антуан Лоран Лавуазье
(1743—1794)

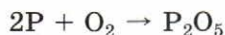
Масса веществ, вступивших в химическую реакцию (реагентов), равна массе веществ, получившихся в её результате (продуктов реакции).

Чтобы записать уравнения проведённых химических реакций, используем коэффициенты и в случае равенства числа атомов элементов, образующих реагенты и продукты реакции, заменим стрелку на знак «равно».

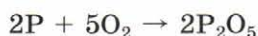
Уравняем число атомов фосфора в левой и правой частях схемы, соответствующей первой реакции:



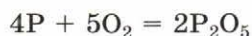
Для этого перед формулой фосфора запишем коэффициент 2:



Число атомов фосфора в левой и правой частях схемы реакции равно. Однако атомов кислорода в левой части схемы 2, а в правой — 5. Найдём наименьшее общее кратное для этих чисел. Оно равно 10. Разделим это число на 2 и 5 и запишем коэффициенты соответственно перед формулами кислорода и фосфорного ангидрида, формула которого P_2O_5 :



Число атомов кислорода в левой и правой частях схемы реакции стало одинаковым, но нарушилось равенство для атомов фосфора: в левой части схемы 2 атома фосфора, а в правой — 4. Заменим коэффициент 2 в схеме реакции на коэффициент 4 и получим химическое уравнение, в котором стрелку заменим на знак равенства:



Самостоятельно расставьте коэффициенты в схеме реакции между фосфорным ангидридом и водой.



В результате должно получиться следующее химическое уравнение:



Химическим уравнением называют условную запись химической реакции с помощью химических формул и математических знаков.

Убедимся в справедливости закона сохранения массы веществ с помощью химического эксперимента.

Лабораторный опыт № 7

На электронные весы поставьте химический стакан, налейте в него 3—4 мл раствора едкого натра NaOH и добавьте 1—2 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? Рядом на весы поставьте стакан с раствором серной кислоты H_2SO_4 . Запишите показания весов. Прилейте из второго стакана раствор кислоты в первый стакан до исчезновения окраски. Поставьте стакан с оставшейся кислотой на весы. Запишите показания весов. Какой вывод можно сделать из проведённого опыта? Запишите уравнения химической реакции, зная, что продуктами реакции являются сульфат натрия Na_2SO_4 и вода H_2O .

Лабораторный опыт № 8

На электронные весы поставьте химический стакан, налейте в него 3—4 мл раствора сульфата железа(III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Рядом на весы поставьте стакан с 4—6 мл раствора едкого натра NaOH . Запишите показания весов. Слейте два раствора в один стакан. Что наблюдаете? Пустой стакан оставьте на весах. Запишите показания весов. Какой вывод следует из проделанного опыта? Запишите уравнения химической реакции, зная, что продуктами реакции являются сульфат натрия Na_2SO_4 и гидроксид железа(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, который выпадет в осадок. В уравнении рядом с формулой нерастворимого вещества запишите стрелочку, обращённую вниз.

В заключение обобщим информацию, которую несёт химическое уравнение. Оно показывает:

- какие вещества вступают в химическую реакцию и какие вещества образуются в её результате;
- число молекул (формульных единиц) реагентов и число молекул (формульных единиц) продуктов реакции;
- количество вещества реагентов и продуктов реакции, соответствующее коэффициентам перед их формулами в уравнении и, следовательно, количественные отношения между участниками химической реакции;
- тип химической реакции, о котором вы узнаете на следующем уроке.



Схема химической реакции. Закон сохранения массы веществ. М. В. Ломоносов. А. Л. Лавуазье. Химическое уравнение. Составление химических уравнений. Информация, которую несёт химическое уравнение.

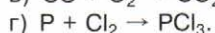
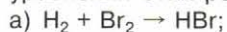
Проверьте свои знания

1. Что представляет собой химическое уравнение? Какому основному закону химии оно должно соответствовать?
2. В каких количественных отношениях взаимодействуют фосфор и кислород?
3. Перечислите, какую информацию несёт уравнение химической реакции.

Примените свои знания

1. Запишите уравнения химических реакций по описанию:
 - а) при взаимодействии оксида железа(III) Fe_2O_3 с водородом образуются железо и вода;
 - б) хлор Cl_2 взаимодействует с алюминием с образованием хлорида алюминия AlCl_3 ;
 - в) реакция между натрием и азотом N_2 приводит к образованию нитрида натрия Na_3N .
2. Расставьте коэффициенты в схемах реакций:
 - а) $\text{Al} + \text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$;
 - б) $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$;
 - в) $\text{CaCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;
 - г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$.
3. Укажите два уравнения химических реакций, сумма коэффициентов в которых одинакова:
 - а) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$;
 - в) $\text{Mg} + \text{HBr} \rightarrow \text{MgBr}_2 + \text{H}_2\uparrow$;
 - г) $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

4. Выберите схемы реакций, в которых нужно расставить коэффициенты. Составьте уравнения этих реакций.



5. В каких количественных отношениях взаимодействуют сульфат железа(III) и едкий натр? Как соотносятся между собой количества веществ продуктов реакции?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

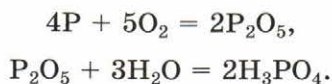
Подготовьте сообщение о развитии «химической письменности».

§ 13. ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Все химические вещества (29 июня 2015 г. в базе данных CAS¹ было зарегистрировано 100-миллионное вещество), как вы знаете, делятся на два типа: простые и сложные. Можно ли положить в основу классификации химических реакций такой признак, как состав веществ?



Вспомним реакции, которые продемонстрировал вам учитель в начале предыдущего урока:



В первую реакцию вступают два простых вещества (фосфор и кислород), а во второй реакции взаимодействуют два сложных вещества (оксид фосфора и вода). В результате каждой реакции образуется только одно сложное вещество. Реакции такого типа относят к реакциям соединения. Попробуйте сами дать определение этому понятию.

Реакциями соединения называются такие реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно сложное вещество.

Как правило, почти все реакции соединения являются **экзотермическими**, т. е. протекают с выделением теплоты.

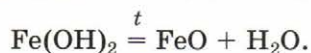
Очевидно, реакциям соединения противоположны реакции разложения. Дайте определение этому понятию.

¹ Chemical Abstracts Service — www.cas.org.

Реакциями разложения называются такие реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ.



Приведите примеры уравнений таких реакций, используя задания предыдущего параграфа.



Рассмотрим несколько других примеров реакций разложения, имеющих значение в жизни человека.

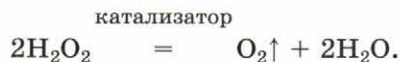
Обжиг известняка, основу которого составляет карбонат кальция CaCO_3 , служит для получения негашёной извести CaO и углекислого газа, формулу которого, очевидно, вы уже знаете:



Обратите внимание на запись уравнения этой реакции разложения: в нём над знаком равенства записана буква t , обозначающая, что для осуществления реакции реагент необходимо нагревать. Возможно, вы вспомните, что эта и многие другие реакции разложения относятся к **эндотермическим реакциям**, т. е. они протекают с поглощением теплоты.

В химических уравнениях рядом с формулой газообразного продукта реакции записывают стрелку, направленную вверх (\uparrow), а рядом с формулой нерастворимого вещества — стрелку, направленную вниз (\downarrow).

Разложение пероксида водорода H_2O_2 используют для обеззараживания ран:



Обратите внимание на то, что в уравнении этой реакции разложения над знаком равенства указано условие её протекания — использование **катализатора**.

Вещества, ускоряющие протекание химических реакций, называются **катализаторами**.

Чтобы лучше изучить такой тип реакций, используем химический эксперимент.

Лабораторный опыт № 9

В пробирку налейте 2 мл раствора пероксида водорода. Видимых изменений не наблюдается. Возьмите кончиком стеклянной трубочки небольшое количество оксида марганца(IV) и высыпьте его в колбу с раствором пероксида водорода. Что наблюдаете? Внесите в колбу тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Какие признаки и условия протекания химической реакции иллюстрирует этот эксперимент?



Рис. 32. Взаимодействие цинка с соляной кислотой



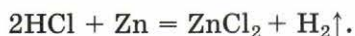
Рис. 33. Взаимодействие натрия с водой

Чтобы познакомиться с ещё одним типом реакций, также используем химический эксперимент.

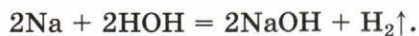
Лабораторный опыт № 10

В пробирку налейте 3–4 мл соляной кислоты и поместите в неё 2–3 гранулы цинка (рис. 32). Что наблюдаете? Установите пробирку в штатив и накройте её перевёрнутой вверх дном пробиркой большего диаметра. Подержите эту пробирку 5–7 с, осторожно поднимите, не переворачивая её. Закройте отверстие пробирки большим пальцем. Осторожно поднесите пробирку отверстием к пламени спиртовки и уберите палец. Вы услышите характерный лающий звук взрыва газа. Так распознают водород. Какой способ собирания этого газа вы использовали? Запишите уравнение реакции, учитывая, что в результате её образуется ещё и хлорид цинка $ZnCl_2$.

Вы провели реакцию, которая относится к **реакциям замещения**.
Уравнение этой реакции:



Следующую реакцию замещения между натрием и водой вам продемонстрирует учитель (рис. 33). Уравнение этой реакции:



Давайте проанализируем оба уравнения и выделим признаки реакций замещения:

- в реакцию вступают два вещества — простое и сложное;
- атомы простого вещества замещают атомы в сложном веществе;
- в результате реакции образуются также два вещества — новое простое и новое сложное.

Дадим определение понятию «реакции замещения».

Реакциями замещения называются такие реакции, в результате которых из простого и сложного веществ образуются новое простое и новое сложное вещества.

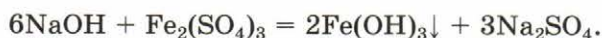
Четвёртый тип химических реакций, выделяемый по признаку, который мы используем для этой классификации, — это **реакции обмена**.

Реакциями обмена называются такие реакции, в результате которых из двух сложных веществ образуются два новых сложных вещества.



Запишите примеры уравнений таких реакций, используя материал предыдущего параграфа.

В качестве примера запишем уравнения тех реакций, которые вы экспериментально осуществили на предыдущем уроке:



В заключение укажем признак, по которому мы провели классификацию химических реакций: *состав и число реагентов и продуктов реакции*.



Классификация химических реакций по составу и числу реагентов и продуктов реакции. Реакции соединения. Реакции разложения. Реакции замещения. Реакции обмена. Катализаторы.

Проверьте свои знания

1. Назовите, какие известные вам признаки могут быть положены в основу классификаций химических реакций.
2. Назовите типы химических реакций по признаку состава и числа реагентов и продуктов реакции. Дайте определение каждому типу реакций.

Примените свои знания

1. Расставьте коэффициенты в схемах химических реакций и определите их тип по признаку «состав и число реагентов и продуктов реакции»:
а) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; г) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$;
б) $\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; д) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
в) $\text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightarrow \text{NH}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
2. При разложении малахита $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ образуются оксид меди(II) CuO , углекислый газ и вода. Запишите уравнение этой реакции.
3. При разложении перманганата калия (марганцовки) KMnO_4 образуются манганат калия K_2MnO_4 , оксид марганца(IV) MnO_2 и кислород. Запишите уравнение этой реакции. К какому типу реакций по признаку поглощения или выделения теплоты относятся реакции заданий 2 и 3?
4. Запишите уравнение реакции получения азотной кислоты, схема которой:
 $\text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$.
5. Запишите уравнение реакции замещения, которую используют для сварки рельсов, если известно, что реагентами являются железная окалина Fe_3O_4 и алюминий.

6. Вспомните из курса биологии, что такое фотосинтез. Запишите уравнение этого процесса, если известно, что в результате взаимодействия углекислого газа и воды образуется глюкоза, формула которой $C_6H_{12}O_6$, и кислород. Можно ли отнести эту реакцию к реакциям замещения? Поясните ответ.

7. При горении метана, формула которого CH_4 , образуются углекислый газ и вода. Можно ли отнести эту реакцию к одному из изученных вами типов: а) по составу и числу реагентов и продуктов реакции; б) по признаку поглощения или выделения теплоты? Поясните ответ.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение и презентацию об обмене веществ в живом организме (по выбору): жиров, белков, углеводов. Какие из этих процессов относятся к экзо- и эндотермическим реакциям?

§ 14. РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

Уравнение химической реакции характеризует её с двух сторон: с качественной (показывает, какие вещества реагируют и какие получаются) и с количественной (информирует о количественных — мольных — отношениях между участниками реакции). Следовательно, можно предположить, что уравнения реакций позволяют рассчитать массу, объём и количество реагентов и продуктов. Как это сделать?



Для расчётов по уравнениям химических реакций можно использовать, например, такой алгоритм.

1. Провести анализ текста задачи и наглядно оформить то, что дано, и то, что требуется найти.

2. Записать уравнение химической реакции и определить количественные отношения между её участниками, ориентируясь на коэффициенты в уравнении.

3. Рассчитать количества вещества участников реакции, приведённые в условии задачи (перевести массу или объём в моли).

4. Над формулами исходных и искомого веществ записать известные и неизвестные (x моль) количества вещества.

5. Рассчитать искомое количество вещества для заданного условием участника реакции и перевести его в массу или объём согласно требованиям условия задачи.

6. Записать ответ, используя соответствующую символику и размерности. Проиллюстрируем приведённый алгоритм решения задач на расчёт по химическим уравнениям несколькими примерами.

Задача 1. Какой объём водорода (н. у.) можно получить при взаимодействии цинка массой 13 г с соляной кислотой HCl, если в результате реакции также образуется хлорид цинка ZnCl₂? К какому типу относится эта реакция?

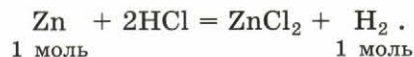
Дано:

$$m(\text{Zn}) = 13 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

Решение:

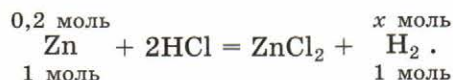
1. Составим химическое уравнение и проведём его количественный анализ:



2. Рассчитаем количество вещества цинка, вступившего в реакцию:

$$\nu(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{13 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

3. Над формулой цинка в химическом уравнении запишем найденное количество вещества цинка, а количество вещества над формулой водорода обозначим через x :



4. По уравнению реакции количество вещества водорода равно количеству вещества цинка:

$$\nu(\text{H}_2) = \nu(\text{Zn}) = 0,2 \text{ моль.}$$

5. Вычислим объём водорода (н. у.):

$$V(\text{H}_2) = \nu(\text{H}_2) \cdot V_m = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л.}$$

Ответ: 4,48 л; реакция замещения.

Задача 2. Какие массы хлорида железа(III) FeCl₃ и нитрата серебра AgNO₃ вступили в реакцию обмена, в результате которой образовалось 17,22 г хлорида серебра AgCl и нитрат железа(III) Fe(NO₃)₃?

Дано:

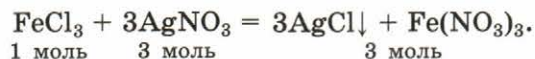
$$m(\text{AgCl}) = 17,22 \text{ г}$$

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

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

Решение:

1. Составим химическое уравнение и проведём его количественный анализ:

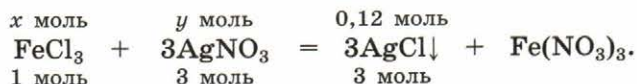


$$\underset{1 \text{ моль}}{\text{FeCl}_3} \quad \underset{3 \text{ моль}}{3\text{AgNO}_3} \quad \quad \quad \underset{3 \text{ моль}}{3\text{AgCl}\downarrow} \quad \quad \quad \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$$

2. Рассчитаем количество вещества хлорида серебра:

$$\nu(\text{AgCl}) = \frac{m(\text{AgCl})}{M(\text{AgCl})} = \frac{17,22 \text{ г}}{143,5 \text{ г/моль}} = 0,12 \text{ моль.}$$

3. Над формулой хлорида серебра AgCl в химическом уравнении запишем найденное количество вещества хлорида серебра AgCl, а количества вещества хлорида железа(III) FeCl₃ и нитрата серебра AgNO₃ обозначим соответственно через x и y :



$$\underset{1 \text{ моль}}{\text{FeCl}_3} \quad \underset{3 \text{ моль}}{3\text{AgNO}_3} \quad \quad \quad \underset{3 \text{ моль}}{3\text{AgCl}\downarrow} \quad \quad \quad \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$$

4. По уравнению реакции количество вещества нитрата серебра равно количеству вещества хлорида серебра:

$$\nu(\text{AgNO}_3) = \nu(\text{AgCl}) = 0,12 \text{ моль.}$$

5. Вычислим массу нитрата серебра:

$$\begin{aligned} m(\text{AgNO}_3) &= \nu(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{AgNO}_3) = 0,12 \text{ моль} \cdot (108 + 14 + 16 \cdot 3) = \\ &= 0,12 \text{ моль} \cdot 170 \text{ г/моль} = 20,4 \text{ г.} \end{aligned}$$

6. По уравнению реакции определим, что количество вещества хлорида железа(III) в 3 раза меньше количества вещества хлорида серебра:

$$\nu(\text{FeCl}_3) = \frac{1}{3} \nu(\text{AgCl}) = \frac{1}{3} \cdot 0,12 \text{ моль} = 0,04 \text{ моль.}$$

7. Рассчитаем массу хлорида железа(III):

$$\begin{aligned} m(\text{FeCl}_3) &= \nu(\text{FeCl}_3) \cdot M(\text{FeCl}_3) = 0,04 \text{ моль} \cdot (56 + 35,5 \cdot 3) = \\ &= 0,04 \text{ моль} \cdot 162,5 \text{ г/моль} = 6,5 \text{ г.} \end{aligned}$$

Ответ: $m(\text{AgNO}_3) = 20,4 \text{ г}$; $m(\text{FeCl}_3) = 6,5 \text{ г}$.

Задача 3. Найдите объём кислорода (н. у.), необходимый для сгорания 270 мг алюминия, и количество образовавшегося в результате реакции оксида алюминия Al_2O_3 . К какому типу относится эта реакция?

Дано:

$$m(\text{Al}) = 270 \text{ мг}$$

$$V(\text{O}_2) - ?$$

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) - ?$$

Решение:

1. Составим химическое уравнение и проведём его количественный анализ:

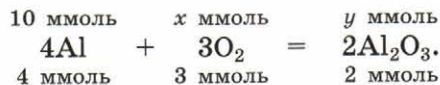


Обращаем внимание на тот факт, что масса алюминия в условии задачи дана в миллиграммах. Следовательно, этой массе соответствует количество вещества в миллимолях, а объём газов — в миллилитрах.

2. Рассчитаем количество вещества алюминия:

$$\nu(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{270 \text{ мг}}{27 \text{ мг/ммоль}} = 10 \text{ ммоль.}$$

3. Над формулой алюминия в химическом уравнении запишем найденное количество вещества алюминия, а количества вещества кислорода O_2 и оксида алюминия Al_2O_3 обозначим соответственно через x и y :



4. По уравнению реакции количество вещества кислорода равно $3/4$ количества вещества алюминия:

$$\nu(\text{O}_2) = \frac{3}{4} \nu(\text{Al}) = \frac{3}{4} \cdot 10 \text{ ммоль} = 7,5 \text{ ммоль.}$$

5. Вычислим объём кислорода (н. у.):

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 7,5 \text{ ммоль} \cdot 22,4 \text{ мл/ммоль} = 168 \text{ мл.}$$

6. По уравнению реакции количество вещества оксида алюминия в 2 раза меньше количества вещества алюминия:

$$\nu(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1}{2} \nu(\text{Al}) = \frac{1}{2} \cdot 10 \text{ ммоль} = 5 \text{ ммоль.}$$

Ответ: $V(\text{O}_2) = 168$ мл; $n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 5$ ммоль; реакция соединения.

Задача 4. При нагревании нитрата калия KNO_3 образуются нитрит калия KNO_2 и кислород. К какому типу относится эта реакция? Найдите массы нитрата и нитрита калия, если в результате реакции выделилось 4,48 л кислорода (н. у.).

Дано:

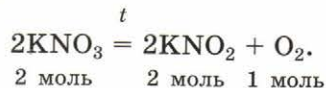
$$V(\text{O}_2) = 4,48 \text{ л?}$$

$$m(\text{KNO}_3) \text{ — ?}$$

$$m(\text{KNO}_2) \text{ — ?}$$

Решение:

1. Составим химическое уравнение и проведём его количественный анализ:



Обратим внимание на тот факт, что объём кислорода в условии задачи дан в литрах. Следовательно, этому объёму соответствует количество вещества в молях, а масса солей калия в граммах.

2. Рассчитаем количество вещества кислорода

$$\nu(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} = \frac{4,48 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

3. Над формулой кислорода в химическом уравнении запишем найденный объём кислорода, а количества веществ нитрата калия и нитрита калия обозначим соответственно через x и y :



4. По уравнению реакции количество веществ нитрата калия и нитрита калия в 2 раза больше количества вещества кислорода:

$$\nu(\text{KNO}_3) = \nu(\text{KNO}_2) = 2\nu(\text{O}_2) = 2 \cdot 0,2 \text{ моль} = 0,4 \text{ моль}$$

5. Вычислим массу нитрата калия KNO_3 , вступившего в реакцию:

$$m(\text{KNO}_3) = \nu(\text{KNO}_3) \cdot M(\text{KNO}_3) = 0,4 \text{ моль} \cdot 101 \text{ г/моль} = 40,4 \text{ г.}$$

6. Вычислим массу нитрита калия KNO_2 , образовавшегося в результате реакции:

$$m(\text{KNO}_2) = \nu(\text{KNO}_2) \cdot M(\text{KNO}_2) = 0,4 \text{ моль} \cdot 85 \text{ г/моль} = 34 \text{ г.}$$

Ответ: реакция разложения, $m(\text{KNO}_3) = 40,4$ г, $m(\text{KNO}_2) = 34$ г.

Нахождение массы, количества вещества или объёма газа при н. у. по химическому уравнению.



Проверьте свои знания

1. Перечислите операции, которые необходимо совершить, чтобы рассчитать массу, объём газа или количество вещества продукта реакции по массе исходного вещества.
2. Перечислите операции, которые необходимо совершить, чтобы рассчитать массу, объём газа или количество вещества реагента по объёму газообразного продукта реакции.

Примените свои знания

1. Какой объём водорода (н. у.) потребуется для реакции замещения с 480 кг оксида железа(III) Fe_2O_3 ? Какое количество вещества воды образуется при этом? Учтите, что в условии масса вещества дана в килограммах, следовательно, расчёт количества вещества ведите в киломолях, а объём — в кубических метрах.
2. Не производя письменных вычислений, укажите, какой объём углекислого газа и какое количество вещества негашёной извести CaO образуется при обжиге 2 моль карбоната кальция. Уравнение реакции:



3. Английский химик Джозеф Пристли 1 августа 1744 г., нагревая оранжевый порошок оксида ртути HgO солнечным светом с помощью увеличительного стекла, получил кислород и ртуть.
 - Составьте уравнение этой реакции, определите её тип по признаку состава и числа реагентов и продуктов.
 - Определите тип реакции по признаку выделения или поглощения теплоты.
 - Укажите признаки химической реакции.
 - Охарактеризуйте количественные отношения между участниками реакции.
 - Не производя вычислений, назовите количество вещества ртути и объём кислорода (н. у.), которые образуются в результате этой реакции из 6 моль исходного вещества.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. При изучении § 10 вы выполняли лабораторный опыт по взаимодействию едкого натра и серной кислоты. Придумайте и решите задачу, в условии которой дано количество вещества едкого натра, а требуется найти массу серной кислоты, вступающей в реакцию.
2. При изучении § 10 вы выполняли лабораторный опыт по взаимодействию едкого натра и сульфата железа(III). Придумайте и решите задачу, в условии которой дано 20 г едкого натра, а требуется найти массу сульфата железа(III).
3. Придумайте и решите задачу на нахождение объёма кислорода (н. у.), выделившегося при каталитическом разложении пероксида водорода.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ I «НАЧАЛЬНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ»

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

2. Основные методы изучения химии — наблюдение, эксперимент, моделирование.

3. Вещества в зависимости от условий могут находиться в трёх агрегатных состояниях: твёрдом, жидком и газообразном. Вещества из одного агрегатного состояния могут переходить в другое и обратно.

4. С веществами непрерывно происходят физические явления и химические реакции.

5. Композиции двух или большего количества веществ называются смесями. Смеси бывают однородные и гетерогенные. Для разделения смесей применяют физические методы: отстаивание, фильтрование, выпаривание, перегонку.

6. Вещества могут состоять из атомов, молекул, ионов.

7. Вид одинаковых атомов называется химическим элементом.

8. Вещества бывают простые и сложные.

9. Химические реакции классифицируют: а) по тепловому эффекту — на экзо- и эндотермические; б) по составу и числу реагентов, а также продуктов реакции — на реакции соединения, разложения, замещения и обмена.

10. «Химическая письменность» включает: химические знаки (символы), химические формулы, химические уравнения.

11. Количество вещества ν , число частиц N и число Авогадро (N_A) связаны формулой

$$\nu = \frac{N}{N_A}, \quad N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль.}$$

Количество вещества ν , масса m и молярная масса M связаны формулой

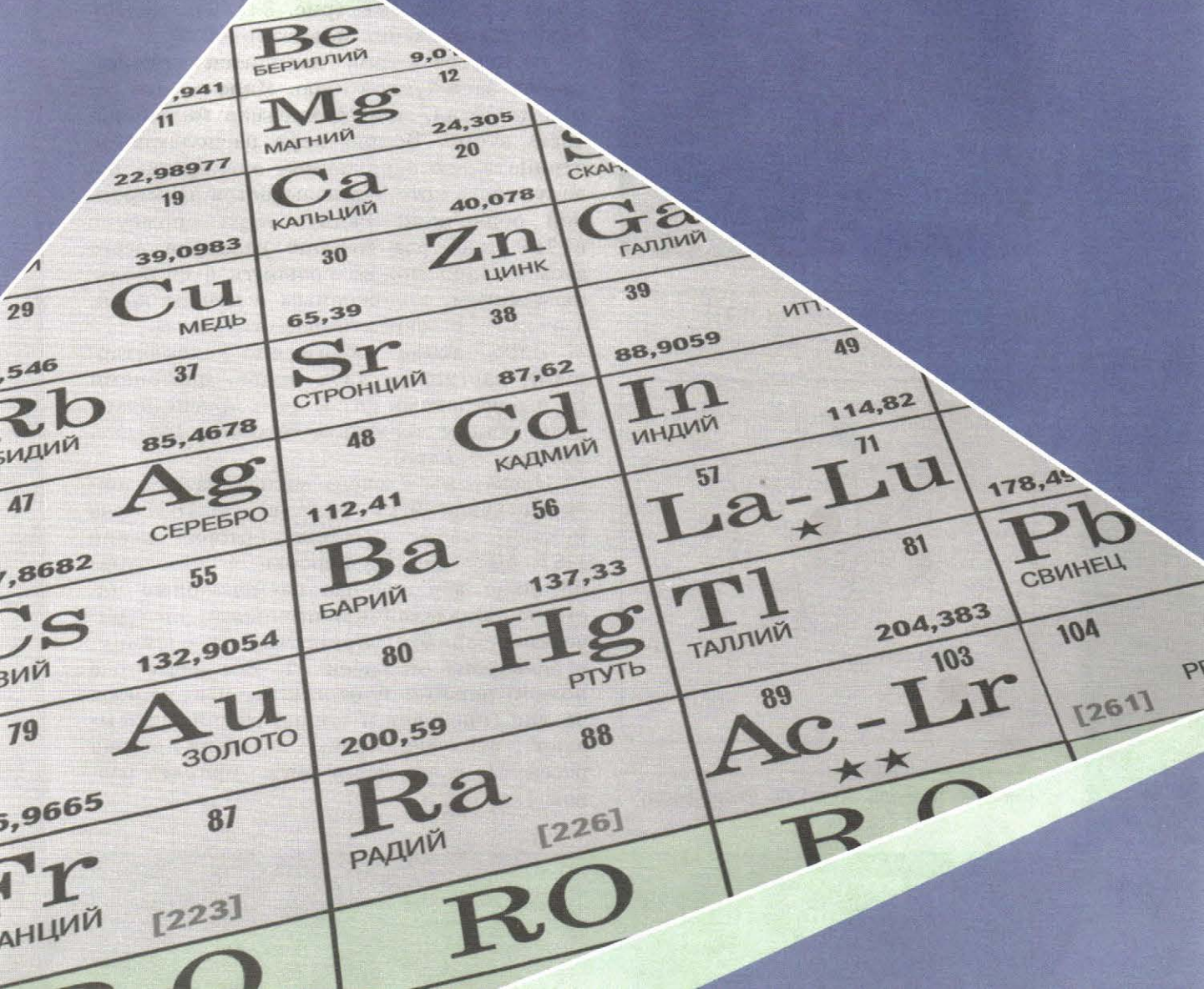
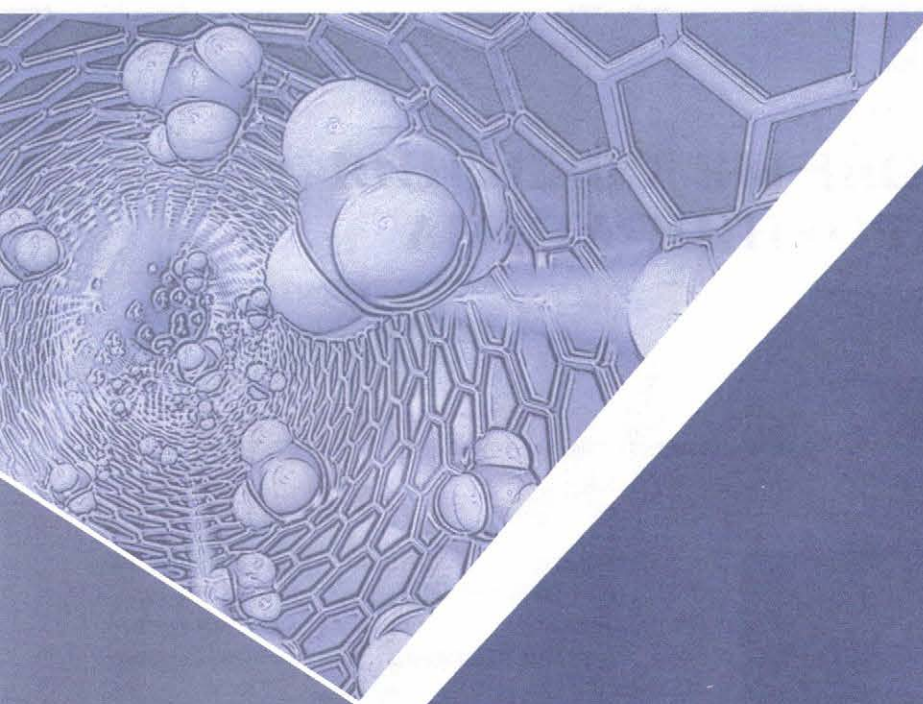
$$\nu = \frac{m}{M}.$$

Количество вещества ν , объём V и молярный объём V_m газообразных веществ связаны формулой

$$\nu = \frac{V}{V_m}, \quad V_m = 22,4 \text{ л/моль.}$$

II

СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

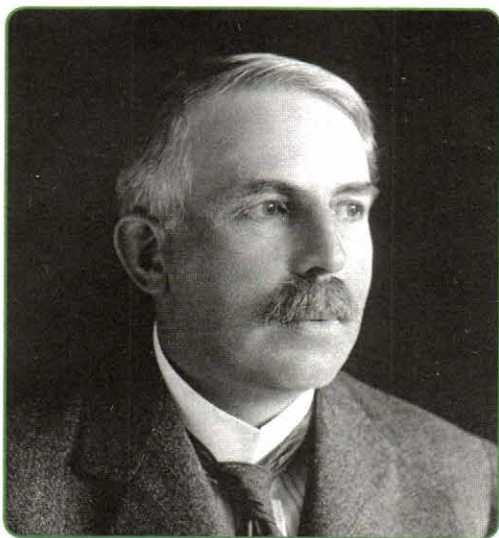


	Be БЕРИЛЛИЙ 9,0122	
11	Mg МАГНИЙ 24,305	
19	Ca КАЛЬЦИЙ 40,078	
29	Cu МЕДЬ 65,39	Zn ЦИНК 65,39
37	Sr СТРОНЦИЙ 87,62	Ga ГАЛЛИЙ 69,723
47	Ag СЕРЕБРО 107,8682	Cd КАДМИЙ 112,411
55	Ba БАРИЙ 137,33	In ИНДИЙ 114,818
79	Au ЗОЛОТО 196,9665	La-Lu ★
87	Ra РАДИЙ [226]	Tl ТАЛЛИЙ 204,383
	RO	Pb СВИНЕЦ 207,2
		Ac-Lr ★★

§ 15. ОСНОВНЫЕ СВЕДЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА



В переводе с греческого «атом» означает «неделимый». Соответствует ли это действительности?



Эрнест Резерфорд (1871—1937)

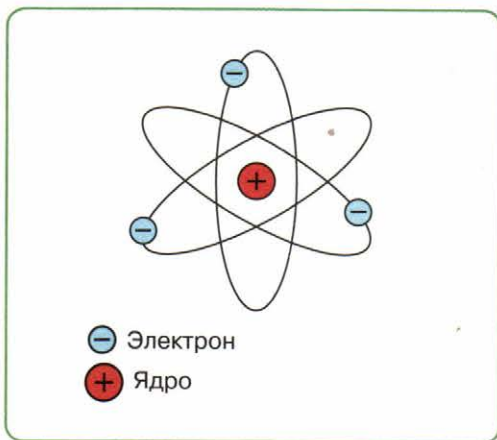


Рис. 34. Модель атома по Резерфорду

Открытия, сделанные наукой в конце XIX — начале XX в., доказали, что атом делим — он состоит из элементарных частиц: **протонов, нейтронов и электронов.**

В 1911 г. Эрнест Резерфорд предложил модель атома, напоминающую строение Солнечной системы (рис. 34). Эта модель получила название **планетарной.**

В центре атома находится положительно заряженное ядро. **Ядро** — это самая тяжёлая, при этом самая маленькая часть атома. Вокруг ядра располагаются отрицательно заряженные электроны, совокупность которых называется **электронной оболочкой.** Радиус ядра примерно в 100 тыс. раз меньше размеров всего атома. Ядро можно сравнить с футбольным мячом, положенным в центре поля, а атом — с современным стадионом.

Ядро атома образовано элементарными частицами двух видов: протонами 1_1p и нейтронами 1_0n . И те и другие называют общим термином **нуклоны** (от лат. *nucleus* — ядро).

Электроны e^- очень малы. Масса электрона равна $9,11 \cdot 10^{-31}$ кг, в 1837 раз меньше массы протона, которая равна $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг. **Электроны** — это отрицательно заряженные элементарные частицы, обладающие наименьшим электрическим зарядом, принятым за единицу, у электрона он равен -1 . Все известные положительные и отрицательные заряды частиц (протонов и ионов) обычно указывают в этих единицах. Так, заряд протона равен $+1$, и его масса также принята равной 1.

Атом в целом не имеет электрического заряда, так как **число протонов в ядре равно числу электронов в электронной оболочке**.

Атом — это наименьшая электронейтральная частица химического элемента, состоящая из ядра и электронной оболочки.

Атомы в процессе химических реакций могут отдать или получить один или несколько электронов. В этом случае они перестают быть электронейтральными и получают положительный или отрицательный заряд, т. е. превращаются в **ионы**.

Число протонов в ядре атома равно порядковому номеру химического элемента (Z) в таблице Д. И. Менделеева.

Определите количество протонов в ядрах атомов водорода, углерода, рутения.



В ядре атома водорода — 1 протон, в ядре атома углерода — 6 протонов, в ядре атома рутения — 44 протона.

Следовательно, атомы одного химического элемента всегда имеют одинаковое число протонов, т. е. одинаковый положительный заряд ядра. Это позволяет дать более точное определение понятию «химический элемент».

Химическим элементом называется совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Помимо протонов, в ядре атома содержатся нейтроны. Они не имеют заряда, не изменяют его величину, но определяют массу ядра. Число нейтронов в ядре обозначают буквой *N*. Масса нейтрона, как и протона, равна 1. Значит, масса ядра атома численно равна сумме чисел протонов и нейтронов. Эту величину называют **массовым числом** атома и обозначают буквой *A*. Массовое число атома приблизительно равно его относительной атомной массе.

Порядковый номер элемента принято обозначать цифрой слева внизу от символа химического элемента, а массовое число — слева вверху. Например, для атома натрия:



Массовое число, число протонов и нейтронов в ядре рассчитывается по формуле:

$$A = Z + N.$$

Используя эту формулу, можно рассчитать число нейтронов в ядре атома любого химического элемента по известному массовому числу. Например, в ядре атома лития ${}^7_3\text{Li}$ четыре нейтрона ($7 - 3 = 4$), в ядрах атомов кислорода ${}^{16}_8\text{O}$

восемь нейтронов ($16 - 8 = 8$), фосфора ${}_{15}^{31}\text{P}$ — шестнадцать ($31 - 15 = 16$), золота ${}_{79}^{197}\text{Au}$ — сто восемнадцать ($197 - 79 = 118$).

Основные сведения о частицах, образующих атом, обобщены в таблице 4.

Таблица 4

Сравнительная характеристика элементарных частиц

Частица	Условное обозначение	Масса, кг	Заряд	Способ определения числа элементарных частиц в атоме
Протон	${}^1_1\text{p}$	$1,67 \cdot 10^{-27}$	+1	Число протонов в атоме соответствует порядковому номеру элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева
Нейтрон	${}^1_0\text{n}$	$1,67 \cdot 10^{-27}$	0	Число нейтронов в атоме находят по формуле $N = A - Z$
Электрон	\bar{e}	$9,11 \cdot 10^{-31}$	-1	Число электронов в атоме соответствует порядковому номеру элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева

Ядра атомов какого-либо химического элемента всегда содержат одно и то же число протонов, а вот число нейтронов в них, оказывается, может быть различным. Например, в ядре любого атома хлора 17 протонов, но в природе встречаются атомы хлора с массовыми числами 35 и 37. Значит, число нейтронов в их ядрах соответственно равно 18 и 20.

Атомы одного химического элемента, содержащие различное число нейтронов в ядре и, следовательно, имеющие различные массовые числа, называются **изотопами**.

Своё название изотопы получили от двух греческих слов: *isos* — равный, *topos* — место, т. е. изотопы определённого химического элемента занимают одно место (одну и ту же клетку) в таблице Д. И. Менделеева.

Изотопы хлора обозначаются ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ и ${}_{17}^{37}\text{Cl}$ (читают «хлор-35» и «хлор-37»). Причём из каждых четырёх атомов хлора три — это лёгкие изотопы. Любое природное соединение хлора имеет именно такое соотношение изотопов — 75 % ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ и 25 % ${}_{17}^{37}\text{Cl}$. Среднюю относительную атомную массу хлора рассчитывают с учётом содержания его изотопов в природе:

$$A_r(\text{Cl}) = \frac{A_r({}_{17}^{35}\text{Cl}) \cdot w({}_{17}^{35}\text{Cl}) + A_r({}_{17}^{37}\text{Cl}) \cdot w({}_{17}^{37}\text{Cl})}{100\%} = \frac{35 \cdot 75\% + 37 \cdot 25\%}{100\%} = 35,5.$$

Но ведь данная формула учитывает только массы ядер атомов. А как же быть с массой электронов? Она настолько мала, что не вносит поправки в округлённое значение относительной атомной массы.

Таким образом, относительные атомные массы элементов в Периодической системе Д. И. Менделеева имеют дробные значения главным образом потому, что рассчитаны как средние величины для всех природных изотопов с учётом их распространённости. Так, заряд ядра атома аргона +18 (18 протонов), а калия +19 (19 протонов). Однако из двух природных изотопов калия ^{39}K и ^{40}K большая часть приходится на лёгкий изотоп, поэтому $A_r(\text{K}) \approx 39$. У аргона, напротив, преобладает тяжёлый изотоп ^{40}Ar , поэтому $A_r(\text{Ar}) \approx 40$.

Обычно вещества, образованные различными изотопами одного элемента, не различаются по свойствам.

Как вы помните, за единицу массы элементарных частиц, атомов и молекул принята масса, равная $1/12$ массы атома углерода, причём не любого атома, а изотопа ^{12}C .

Планетарная модель строения атома. Ядро и нуклоны (протоны и нейтроны). Электронная оболочка и электроны. Изотопы. Ионы. Современное определение понятия «химический элемент».



Проверьте свои знания

1. Назовите элементарные частицы, которые составляют ядро атома. Как определить заряд ядра атома, количество протонов в ядре, количество нейтронов, массовое число элемента?
2. Сравните между собой элементарные частицы, т. е. найдите, что общего и в чём различия между протоном и нейтроном, протоном и электроном.
3. Что называют изотопами? Запишите обозначения изотопов водорода, хлора и калия.

Примените свои знания

1. Рассчитайте число нейтронов в ядрах атомов: ^{15}N , ^{19}F , ^{27}Al , ^{37}Cl , ^{108}Ag .
2. Вместо символа «X» запишите соответствующее число или символ химического элемента: $^{24}_x\text{Mg}$, $^{52}_{24}\text{X}$, $_x\text{K}$, $_{14}\text{X}$.
3. Определите, сколько различных молекул хлороводорода можно составить из природного изотопа водорода ^1_1H и двух природных изотопов хлора — ^{35}Cl и ^{37}Cl . Рассчитайте их относительные молекулярные массы.
4. Относительная атомная масса брома, приведённая в таблице Д. И. Менделеева, равна 80. Однако изотопа с таким массовым числом не существует. В природе бром представлен изотопами ^{79}Br и ^{81}Br . Рассчитайте число нейтронов в ядрах этих изотопов. Что можно сказать об их распространённости в природе?
5. Определите количество протонов, нейтронов и электронов в атомах следующих изотопов: а) $^{34}_{16}\text{S}$; б) $^{11}_5\text{B}$; в) $^{13}_6\text{C}$; г) $^{79}_{35}\text{Br}$; д) ^3_1H .

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение и презентацию на тему «Эволюция представлений о сложном строении атома».

§ 16. СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК АТОМОВ



Как располагаются электроны вокруг атомного ядра? Хаотически или же в каком-то определённом порядке?

Планетарная модель атома, предложенная Э. Резерфордом, — это очень упрощённая модель. Строение атома значительно сложнее. Как вы знаете, атом состоит из крошечного *ядра* и совокупности электронов — *электронной оболочки*.

Элементарные частицы ядра (протоны и нейтроны), в свою очередь, состоят из более мелких частиц, называемых **кварками**. Электрон же до сих пор считается элементарной частицей. Эти частицы, а также атомы, молекулы, ионы являются объектами **микромира**, непосредственно не наблюдаемого нами. Они подчиняются законам, которые диктует особый раздел физики, называемый квантовой механикой. С точки зрения квантовой механики частицы микромира характеризуются *двойственной природой*: являются одновременно и частицами, и волнами. Движение электронов в атоме следует рассматривать как сложный колебательный процесс, а не как движение материальной точки по траектории. Состояние электрона можно характеризовать распределением в пространстве его электрического заряда — электронной плотностью. Электрон рассматривается в современной науке как «размазанное» в пространстве вокруг ядра электронное облако. Следовательно, нельзя говорить о точном нахождении электрона в пространстве в определённый момент времени — его точное положение всегда неопределённо, с той или иной долей вероятности.

Химические свойства веществ зависят от строения электронных оболочек атомов (ядра атомов элементов при химических реакциях не изменяются). Как же устроены эти электронные оболочки?

Электроны в атоме отличаются своей энергией — запас энергии электрона (E) увеличивается по мере удаления от ядра атома.

Близкие по запасу энергии электроны образуют **электронные слои**, или **энергетические уровни**. Число этих слоёв, или уровней, соответствует номеру периода в Периодической системе Д. И. Менделеева, в котором находится данный химический элемент. Так, у атомов элементов 1-го периода — один электронный слой, 2-го — два, 7-го — семь.

Наибольшее число электронов, которое может вместить энергетический уровень, определяется по формуле $2n^2$, где n — номер уровня (рис. 35). Следовательно, первый энергетический уровень максимально может вместить два элект-

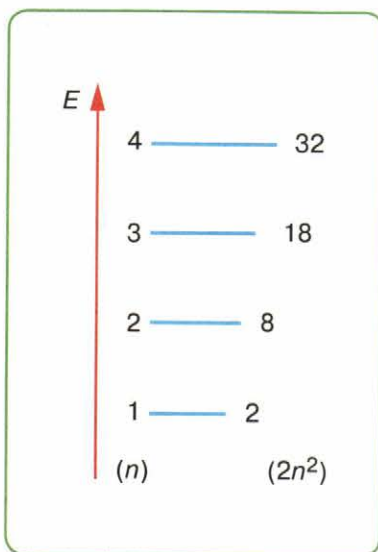
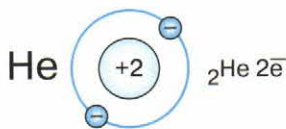
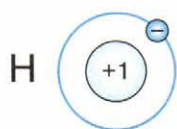


Рис. 35. Максимальное число электронов на энергетическом уровне

рона ($2 \cdot 1^2 = 2$), второй — восемь ($2 \cdot 2^2 = 8$), третий — восемнадцать ($2 \cdot 3^2 = 18$). Энергетические уровни, содержащие максимальное число электронов, называют **завершёнными**. В курсе химии основной школы мы будем знакомиться со строением электронных оболочек атомов элементов первых трёх периодов, а также калия, кальция и железа, поэтому с завершённым третьим энергетическим уровнем у атомов мы встретимся, только когда будем рассматривать строение атома железа — элемента VIIIБ группы. Следует помнить, что *завершённый внешний электронный слой атомов химических элементов всегда содержит восемь электронов* (кроме элемента 1-го периода — гелия). Также следует принимать во внимание, что *число электронов внешнего энергетического уровня атома химического элемента соответствует номеру группы в Периодической системе Д. И. Менделеева* (для элементов А-групп). Так, атомы элементов IA группы (щелочных металлов) содержат на внешнем энергетическом уровне один электрон, элементов IIA группы — два электрона и т. д.

Рассмотрим строение электронных оболочек атомов элементов № 1—20.

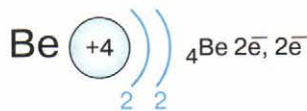
У атомов элементов **первого периода** — водорода и гелия — один энергетический уровень. Единственный электрон атома водорода компенсирует положительный заряд ядра, равный +1. Заряд ядра атома гелия на единицу больше, в его электронной оболочке добавляется один электрон. Внешний (первый и единственный) энергетический уровень завершён:



Пара электронов делает атом гелия очень устойчивым. Недаром этот благородный газ по-прежнему можно назвать инертным: до сих пор не получено ни одного соединения гелия.

У атомов элементов **второго периода** появляется второй энергетический уровень. По мере увеличения заряда атомного ядра при переходе от элемента к элементу внешний энергетический уровень последовательно начинает заполняться электронами. При этом внутренний (первый) уровень остаётся полностью завершённым.

У атома лития на внешнем энергетическом уровне расположен один электрон, у атома бериллия — два и т. д.



Завершают второй период фтор, атом которого содержит семь электронов на втором (внешнем) уровне, и неон, у атома которого электронная оболочка завершена до устойчивого восьмиэлектронного состояния:



Электронные оболочки атомов элементов **третьего периода**, который завершают сера, хлор и аргон, застраиваются аналогично тому, как это происходит во втором периоде. Для серы и аргона электронные формулы выглядят так:



В электронной оболочке атомов элементов **четвёртого периода** появляется, соответственно, четвёртый энергетический уровень, на котором у атома калия располагается один электрон, а у атома кальция — два.

Распределение электронов по энергетическим уровням атомов химических элементов можно выразить как схемой, так и рядом чисел. Например, для атома кислорода такое распределение обозначается ${}_8\text{O} \ 2,6$ (на первом энергетическом уровне — 2 электрона, на втором — 6 электронов), для атома кремния ${}_{14}\text{Si} \ 2,8,4$ (на первом энергетическом уровне — 2 электрона, на втором — 8, на третьем — 4).

Анализ строения электронных оболочек атомов позволяет выявить причину периодического повторения свойств химических элементов. Действительно, последовательное увеличение числа электронов на внешнем энергетическом уровне приводит к его полному завершению у атома благородного газа, затем происходит резкий переход к следующему энергетическому уровню с повторением цикла его заполнения.

Обратите внимание, что атомы элементов, расположенных в одной группе, характеризуются одинаковым числом электронов на внешнем уровне. Этот факт и является причиной сходства их свойств. Так, у атомов всех щелочных металлов (лития, натрия, калия, рубидия, цезия, франция) на внешнем уровне по одному электрону, у атомов элементов подгруппы кислорода — по 6 электронов, у атомов галогенов — по 7, у атомов благородных газов — 8 (2 — у гелия).

Причина периодического повторения свойств химических элементов и их соединений заключается в периодическом повторении строения внешнего энергетического уровня их атомов.



Микромир. Энергетические уровни, или электронные слои. Порядок заполнения энергетических уровней. Причина периодичности в свойствах химических элементов и образованных ими веществ.

Проверьте свои знания

1. Дайте определения электронной оболочке атома и энергетическому уровню (электронному слою).
2. Каков порядок заполнения электронных слоёв у атомов с порядковыми номерами 1—20 в таблице Д. И. Менделеева?

Примените свои знания

1. Укажите общее число электронов и число энергетических уровней в атомах элементов следующих групп:
а) щелочных металлов; в) галогенов;
б) щёлочно-земельных металлов; г) благородных газов.
2. Укажите распределение электронов по энергетическим уровням в атомах следующих элементов: а) магний; б) кальций; в) алюминий; г) фосфор; д) хлор.
3. Назовите химические элементы, расположение электронов по энергетическим уровням которых соответствует ряду чисел: а) 2, 1; б) 2, 8, 1; в) 2, 8, 7; г) 2, 8, 8, 2.
4. Какие из наборов чисел и почему не могут соответствовать распределению электронов по энергетическим уровням атома какого-либо химического элемента: а) 2, 7, 1; б) 2, 3; в) 1, 8, 1; г) 3, 2; д) 2, 9; е) 2, 7; ж) 2, 8, 8?
5. Замените «X» соответствующим символом или цифрой: а) ${}_{10}\text{X}$ 2, 8; б) ${}_x\text{P}$ 2, X, 5; в) ${}_2\text{He}$ X; г) ${}_x\text{XX}$, X, 2.
6. Атом гелия содержит на внешнем энергетическом уровне два электрона, подобно атомам бериллия и магния. Почему гелий помещён в Периодической системе Д. И. Менделеева в VIIIА группу, а не в IIA группу?
7. Запишите электронную формулу атома железа, зная, что его третий энергетический уровень не завершён, а на внешнем уровне содержится 2 электрона.
8. Запишите электронную формулу иона, в который превращается атом кислорода, принявший два электрона. Как называют внешний слой иона кислорода? Предложите название для внешнего слоя атома кислорода.
9. Запишите электронную формулу иона, в который превращается атом кальция, отдавший два электрона. Как называются внешние слои атома и иона кальция? Каков порядковый номер у этих слоёв?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Предложите свой вариант графического отображения памятки о порядке заполнения электронных слоёв у атомов с порядковыми номерами 1—20 в таблице Д. И. Менделеева.

§ 17. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Таблица (от лат. *tabula* — доска) — это перечень сведений, расположенных по графам в определённом порядке. Система (от греч. *systema* — целое, составленное из частей) — множество закономерно связанных между собой элементов. Почему таблица Д. И. Менделеева имеет более точное научное название: Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева?



ПЕРИОДЫ	Группы элементов										
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 1 $\left(\begin{array}{c} \text{+1} \\ 1 \end{array} \right)$								He 2 $\left(\begin{array}{c} \text{+2} \\ 2 \end{array} \right)$		
2	Li 3 $\left(\begin{array}{c} \text{+3} \\ 2 \\ 1 \end{array} \right)$	Be 4 $\left(\begin{array}{c} \text{+3} \\ 2 \\ 2 \end{array} \right)$	B 5 $\left(\begin{array}{c} \text{+5} \\ 3 \\ 2 \end{array} \right)$	C 6 $\left(\begin{array}{c} \text{+6} \\ 4 \\ 2 \end{array} \right)$	N 7 $\left(\begin{array}{c} \text{+7} \\ 5 \\ 2 \end{array} \right)$	O 8 $\left(\begin{array}{c} \text{+6} \\ 6 \\ 2 \end{array} \right)$	F 9 $\left(\begin{array}{c} \text{+6} \\ 7 \\ 2 \end{array} \right)$	Ne 10 $\left(\begin{array}{c} \text{+10} \\ 8 \\ 2 \end{array} \right)$			
3	Na 11 $\left(\begin{array}{c} \text{+11} \\ 18 \\ 2 \\ 1 \end{array} \right)$	Mg 12 $\left(\begin{array}{c} \text{+12} \\ 28 \\ 2 \\ 2 \end{array} \right)$	Al 13 $\left(\begin{array}{c} \text{+13} \\ 38 \\ 2 \\ 3 \end{array} \right)$	Si 14 $\left(\begin{array}{c} \text{+14} \\ 48 \\ 2 \\ 4 \end{array} \right)$	P 15 $\left(\begin{array}{c} \text{+15} \\ 58 \\ 2 \\ 5 \end{array} \right)$	S 16 $\left(\begin{array}{c} \text{+16} \\ 68 \\ 2 \\ 6 \end{array} \right)$	Cl 17 $\left(\begin{array}{c} \text{+17} \\ 78 \\ 2 \\ 7 \end{array} \right)$	Ar 18 $\left(\begin{array}{c} \text{+18} \\ 88 \\ 2 \\ 8 \end{array} \right)$			
4	K 19 $\left(\begin{array}{c} \text{+19} \\ \text{---} \\ 2 \\ 1 \end{array} \right)$	Ca 20 $\left(\begin{array}{c} \text{+20} \\ 2882 \\ 2 \\ 2 \end{array} \right)$	Sc 21 $\left(\begin{array}{c} \text{+21} \\ 2982 \\ 2 \\ 3 \end{array} \right)$	Ti 22 $\left(\begin{array}{c} \text{+22} \\ 21082 \\ 2 \\ 4 \end{array} \right)$	V 23 $\left(\begin{array}{c} \text{+23} \\ 21182 \\ 2 \\ 5 \end{array} \right)$	Cr 24 $\left(\begin{array}{c} \text{+24} \\ 21282 \\ 2 \\ 6 \end{array} \right)$	Mn 25 $\left(\begin{array}{c} \text{+25} \\ 21382 \\ 2 \\ 7 \end{array} \right)$	Fe 26 $\left(\begin{array}{c} \text{+26} \\ 21482 \\ 2 \\ 8 \end{array} \right)$	Co 27 $\left(\begin{array}{c} \text{+27} \\ 21582 \\ 2 \\ 9 \end{array} \right)$	Ni 28 $\left(\begin{array}{c} \text{+28} \\ 21682 \\ 2 \\ 10 \end{array} \right)$	
	Cu 29 $\left(\begin{array}{c} \text{+29} \\ 11882 \\ 2 \\ 11 \end{array} \right)$	Zn 30 $\left(\begin{array}{c} \text{+30} \\ 21882 \\ 2 \\ 12 \end{array} \right)$	Ca 31 $\left(\begin{array}{c} \text{+31} \\ 31882 \\ 2 \\ 13 \end{array} \right)$	Ge 32 $\left(\begin{array}{c} \text{+32} \\ 41882 \\ 2 \\ 14 \end{array} \right)$	As 33 $\left(\begin{array}{c} \text{+33} \\ 51882 \\ 2 \\ 15 \end{array} \right)$	Se 34 $\left(\begin{array}{c} \text{+34} \\ 61882 \\ 2 \\ 16 \end{array} \right)$	Br 35 $\left(\begin{array}{c} \text{+35} \\ 71882 \\ 2 \\ 17 \end{array} \right)$	Kr 36 $\left(\begin{array}{c} \text{+36} \\ 81882 \\ 2 \\ 18 \end{array} \right)$			

Рис. 36. Строение электронных оболочек первых 36 элементов Периодической системы

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, представленная в виде таблицы любой формы (коротко- или длиннопериодный вариант), объединяет все химические элементы и несёт существенную информацию о строении их атомов. Повторим эти сведения, раскрыв физический смысл символики, принятой в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.

1. *Порядковый номер* химического элемента соответствует положительному заряду атомного ядра, т. е. числу содержащихся в нём протонов. Так как атом электронейтрален, то очевидно, что порядковый номер химического элемента соответствует также числу электронов, образующих электронную оболочку атома.

2. *Номер периода*, в котором расположен химический элемент, соответствует числу энергетических уровней (электронных слоёв) в атоме.

3. *Номер группы* соответствует числу электронов на внешнем энергетическом уровне атомов элементов А-групп.

А какие закономерности в изменении свойств химических элементов отражены в таблице Д. И. Менделеева (рис. 36), т. е. что её превращает в систему?

Как вы уже знаете, завершёнными, а потому и наиболее устойчивыми являются электронные оболочки атомов благородных (инертных) газов, т. е. те, внешний энергетический уровень которых завершён (содержит два электрона для гелия и восемь для остальных благородных газов).

Атомы всех химических элементов стремятся получить завершённый внешний электронный слой, подобно атомам благородных газов. Сделать это можно двумя способами.

Первый способ получения завершённого внешнего электронного слоя — присоединить электроны, недостающие до восьми (до двух — у гелия).

Свойство атомов завершать внешний электронный слой путём присоединения электронов характерно для атомов неметаллов. *Чем легче атом присоединяет недостающие до завершения слоя электроны, тем сильнее выражены неметаллические свойства химического элемента.*

Определить число электронов, необходимое атому для завершения внешнего энергетического уровня, просто. Для этого от восьми нужно отнять число электронов на внешнем энергетическом уровне, которое, как вы знаете, соответствует номеру группы, в которой находится химический элемент в Периодической системе Д. И. Менделеева. Например, атому азота для завершения внешнего энергетического уровня не хватает трёх электронов ($8 - 5 = 3$), атому кислорода — двух ($8 - 6 = 2$), атому фтора — одного ($8 - 7 = 1$).

Второй способ получения завершённого внешнего электронного слоя — отдать электроны с внешнего электронного уровня другому атому. При этом предвнешний энергетический уровень становится внешним. Стремятся отдать электроны внешнего энергетического уровня атомы металлов. *Чем легче атом отдаёт внешние электроны, тем сильнее выражены металлические свойства химического элемента.*

Способность атома отдавать или присоединять электроны определяется двумя причинами: числом электронов на внешнем энергетическом уровне и радиусом атома, т. е. расстоянием между ядром и самым отдалённым от него электронным слоем.

С увеличением числа электронов на внешнем энергетическом уровне атомов металлические свойства химических элементов ослабевают, а неметаллические — усиливаются. Действительно, атомы IA группы (группы щелочных металлов) легко отдают свой единственный электрон с внешнего энергетического уровня. Отдать два электрона атому химического элемента IIA группы (группы щёлочно-земельных металлов) уже труднее, так как возрастает сила притяжения электронов к ядру, а потому их металлические свойства выражены слабее по сравнению со щелочными металлами.

Атомы элементов VIIA группы (галогенов) легче присоединяют один недостающий электрон по сравнению с атомами элементов VIA группы, которым необходимо принять уже два электрона. Поэтому галогены — самые активные неметаллы в своём периоде.

С увеличением радиуса атомов металлические свойства химических элементов усиливаются, а неметаллические — ослабевают. Чем больше радиус атома, тем дальше внешние электроны расположены от ядра и слабее к нему притягиваются. Следовательно, отдать внешние электроны становится проще, а удержать присоединённые — сложнее.

Сделаем выводы.

1. *В пределах одного периода с увеличением порядкового номера химических элементов металлические свойства ослабевают, а неметаллические — усиливаются.* Это объясняется тем, что в периоде с увеличением порядковых номеров химических элементов число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов увеличивается с одного у щелочного металла до восьми у благородного газа. Также возрастает заряд ядра атома, а следовательно, и притяжение внешних электронов к ядру, в результате чего радиус атома уменьшается.

2. *В пределах одной группы с увеличением порядкового номера химических элементов металлические свойства усиливаются, а неметаллические — ослабевают.* Это объясняется тем, что число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов химических элементов одной группы не изменяется

(оно численно равно номеру группы), а вот радиусы атомов растут, так как увеличивается число энергетических уровней, которое соответствует номеру периода.

Указанные закономерности иллюстрируют схемы 3 и 4.

Схема 3



Схема 4



В заключение проиллюстрируем закономерности изменения свойств элементов на конкретных примерах.

В ряду химических элементов:

а) Si, P, S — неметаллические свойства усиливаются, так как атомы этих химических элементов имеют одинаковое число заполняемых электронами энергетических уровней (находятся в одном периоде) и соответственно четыре, пять и шесть электронов на внешнем энергетическом уровне, а радиусы их атомов уменьшаются;

б) Si, Al, Mg — металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают, так как атомы этих химических элементов имеют одинаковое число заполняемых электронами энергетических уровней и соответственно четыре, три и два электрона на внешнем энергетическом уровне, а радиусы атомов этих химических элементов увеличиваются;

в) B, Al, Ga — металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают, так как атомы этих химических элементов имеют одинаковое число электронов на внешнем энергетическом уровне (три электрона), причём число этих уровней, а следовательно, и радиусы атомов увеличиваются;

г) Ge, Si, C — металлические свойства ослабевают, а неметаллические усиливаются, так как атомы этих химических элементов имеют одинаковое число электронов на внешнем энергетическом уровне (четыре электрона), причём число этих уровней, а следовательно, и радиусы атомов уменьшаются.

Нетрудно отметить тот факт, что свойства химических элементов изменяются *периодически*, т. е. повторяются через определённое число элементов (через период), положение которых в таблице Д. И. Менделеева (порядковый номер) обусловлено зарядом атомного ядра. Недаром сама система Д. И. Менделеева носит название *Периодической*. Следовательно, можно сформулировать важнейший закон химии, который так и называют **Периодическим законом**.

Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда их атомных ядер.

Периодический закон был открыт великим русским химиком Д. И. Менделеевым в то время, когда о сложном строении атома учёные только догадывались.

Работая над первым изданием своего учебника «Основы химии», Д. И. Менделеев приступил к описанию свойств химических элементов и, как и многие его современники, задался вопросом о закономерности их изменения. В совершенстве владея несколькими европейскими языками (в том числе французским и немецким), учёный познакомился с работами своих предшественников, тщательно проанализировал имеющиеся сведения об известных к тому времени 63 химических элементах.

Систематизируя химические элементы, Д. И. Менделеев выписал на карточках их символы и расположил химические элементы в порядке возрастания их относительной атомной массы. Оказалось, что слева направо металлические свойства ослабевают, неметаллические свойства усиливаются (например, от щелочного металла лития к галогену фтору). Затем происходит резкий скачок от галогена к другому щелочному металлу — натрию и вновь постепенное ослабление металлических свойств, усиление неметаллических к хлору. Преобразовав цепочку в ряды, Д. И. Менделеев обнаружил сходство свойств химических элементов в вертикальных столбцах.

Так в результате многолетней напряжённой работы в 1869 г. был открыт один из основных законов естествознания. Наряду с энциклопедичностью знаний учёного в открытии великого закона сыграли свою роль его выдающаяся научная интуиция, умение сопоставлять и обобщать факты, дар научного предвидения.



Рис. 37. Памятник Д. И. Менделееву в Санкт-Петербурге

Физический смысл порядкового номера химического элемента и номеров периода и группы. Изменение свойств химических элементов в периодах и группах. Периодический закон.



Проверьте свои знания

1. Раскройте физический смысл порядкового номера химического элемента, номера периода, номера группы.
2. Как изменяются металлические и неметаллические свойства химических элементов:
а) в периодах; б) в группах?

Примените свои знания

1. Охарактеризуйте химические элементы литий, бериллий и бор по плану:
 - порядковый номер;
 - положение в Периодической системе (номер периода, номер группы, подгруппа);
 - число протонов в ядре атома;
 - число энергетических уровней;
 - общее число электронов;
 - число электронов на внешнем энергетическом уровне.
2. Определите количество электронов, которые нужно отдать или присоединить для получения завершённого внешнего энергетического уровня атомам следующих химических элементов: кислород, натрий, хлор, магний.
3. Символы каких трёх химических элементов расположены в порядке увеличения радиусов их атомов:
а) P, Si, Al; б) C, N, O; в) Ca, Mg, Be; г) C, B, Al?
4. Выберите ряд чисел, которому соответствует распределение электронов по энергетическим уровням атома, металлические свойства которого выражены наиболее ярко:
а) 2, 8, 2; б) 2, 8, 5; в) 2, 8, 1; г) 2, 8, 8, 1.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Дайте свою оценку строкам из стихотворения С. Щипачёва «Читая Менделеева»:
*Другого ничего в природе нет
ни здесь, ни там, в космических глубинах:
всё — от песчинок малых до планет —
из элементов состоит единых.*
2. Подготовьте сообщение по теме «Из истории открытия Периодического закона».

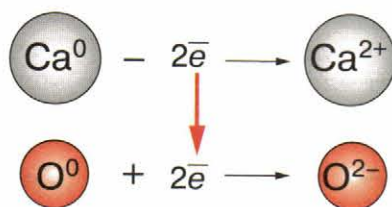
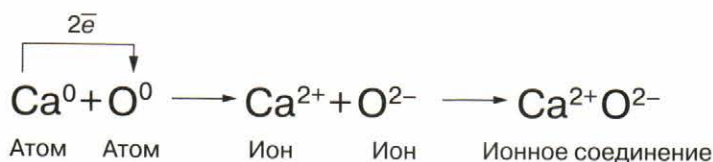
§ 18. ИОННАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ



Атомы элементов-металлов легко отдают электроны с внешнего энергетического уровня, превращаясь при этом в положительные ионы. Атомы элементов-неметаллов принимают недостающие электроны до завершения внешнего энергетического уровня, превращаясь при этом в отрицательные ионы. Каков же дальнейший химический результат таких процессов?

В 1916 г. немецкий учёный Вальтер Коссель пришёл к выводу, что химическая устойчивость атомов благородных газов состоит в том, что их внешний электронный слой завершён — включает 8 электронов (у гелия — 2). Поэтому

во внешний отдаст два электрона с внешнего уровня двум атомам кислорода, которому не хватает именно двух электронов для завершения своего внешнего слоя, как атомам элемента VIA группы. При этом атом кальция превратится в положительный ион с зарядом 2+, а атом кислорода — в отрицательный ион с зарядом 2-. Эти ионы притянутся и образуют соединение, имеющее формулу CaO₂.

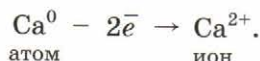


Ионная связь возникает при взаимодействии атомов с ярко выраженными противоположными свойствами: между элементами-металлами IA и IIA групп и элементами-неметаллами VIIA группы, кислородом и азотом.

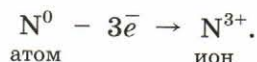
Состав ионных соединений, которые относятся к веществам немолекулярного строения, отражают с помощью **формульных единиц**, которые являются аналогами молекулярных формул в соответствии с законом постоянства состава веществ.

Как составить формулу ионного соединения, если число отданных и принятых атомами электронов неодинаково? Рассмотрим алгоритм написания формулы ионного соединения, образованного атомами кальция и азота.

1. Мы только что пришли к выводу, что атом кальция отдаёт два своих внешних электрона:

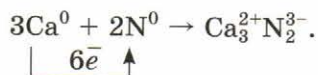


2. Составим схему превращения, происходящего с атомом азота. Азот — это химический элемент VA группы Периодической системы Д. И. Менделеева, неметалл. Его атому легче принять три электрона, которых ему не хватает до завершения внешнего энергетического уровня, чем отдать с него пять электронов:



3. Наименьшее общее кратное между зарядами образовавшихся ионов равно 6. Разделим его на заряды образовавшихся ионов и получим значения индексов для каждого элемента: 3 для кальция и 2 для азота.

4. Запишем схему образования ионной связи между атомами кальция и азота:



Все соединения, образованные ионной связью, при нормальных условиях — твёрдые кристаллические вещества. Все твёрдые вещества характеризуются правильным расположением составляющих их частиц (в данном случае — ионов) в строго определённых точках пространства — узлах. Если соединить

эти точки линиями, то возникнет пространственный каркас, называемый **кристаллической решёткой**.

Так как в узлах веществ с ионной связью располагаются ионы, то такой тип решёток так и называется — **ионные кристаллические решётки**. Вещества с этим типом кристаллической решётки являются не только твёрдыми, но также прочными, тугоплавкими и нелетучими.

Ионная связь. Формульная единица. Алгоритм написания формулы ионного соединения. Ионные кристаллические решётки.



Проверьте свои знания

1. Что такое ионы? Как они образуются?
2. Найдите черты сходства и различия между: а) атомом кальция и ионом кальция; б) атомом кислорода и ионом кислорода.

Примените свои знания

1. Составьте схему образования ионной связи между атомами лития и элементов-неметаллов: а) фтором; б) кислородом; в) азотом.
2. Составьте схему образования ионной связи между атомами фтора и элементов-металлов: а) калием; б) кальцием; в) алюминием.
3. Найдите соотношение чисел положительных и отрицательных ионов в соединениях: а) хлорид натрия NaCl ; б) хлорид кальция CaCl_2 ; в) фторид алюминия AlF_3 .

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Предложите свой вариант графического отображения образования химической связи для соединения, имеющего формулу CaF_2 .

§ 19. КОВАЛЕНТНАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Молекулы многих простых веществ-неметаллов состоят из двух атомов: галогенов (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2), водорода H_2 , кислорода O_2 , азота N_2 . Молекула озона состоит из трёх атомов кислорода O_3 , молекула ромбической серы — из восьми атомов S_8 , а молекула белого фосфора — из четырёх атомов P_4 . Какие химические связи удерживают одинаковые атомы элементов-неметаллов в составе молекулы простого вещества?



В том же 1916 году американский физикохимик Гилберт Льюис пришёл к тому же выводу, что и В. Коссель, о стремлении атомов химических элементов к завершению внешнего слоя из восьми электронов, но уже другим путём.

веществ (углекислого газа, хлороводорода, метана и др.). Решётки такого типа называют **молекулярными решётками**.

Силы межмолекулярного притяжения между молекулами достаточно слабые, поэтому в кристаллическом состоянии такие вещества легкоплавки, непрочны и летучи.

Молекулярные кристаллические решётки имеют и замёрзшие жидкости, молекулы которых также образованы ковалентной связью, например бром и некоторые твёрдые вещества (белый фосфор, иод).

Некоторые вещества с ковалентной неполярной связью — алмаз (рис. 38), кремний, кристаллический бор — имеют ещё один тип кристаллических решёток, в узлах которых располагаются атомы. Эти решётки называют **атомными кристаллическими решётками**. В отличие от веществ с молекулярными кристаллическими решётками вещества с атомными кристаллическими решётками имеют очень высокую температуру плавления: у алмаза она выше $3500\text{ }^{\circ}\text{C}$, а у кремния — $1415\text{ }^{\circ}\text{C}$. Вещества с такими кристаллическими решётками очень твёрдые и прочные.



Атомная, или ковалентная, связь. Электронные и структурные формулы. Валентность. Ковалентная неполярная связь. Молекулярные и атомные кристаллические решётки.

Проверьте свои знания

1. Какую химическую связь называют ковалентной? Каков механизм её образования? Как определить число неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне атома? Что такое электронная формула внешнего энергетического уровня атома?
2. Сравните ионную и ковалентную связи.
3. Запишите схему образования ковалентной связи на примере молекулы фтора.

Примените свои знания

1. Молекула простого вещества состоит из двух атомов. Сумма чисел протонов в ядрах атомов, образующих молекулу, равна 16, что на четырнадцать меньше общего числа нейтронов. Определите: а) формулу вещества; б) какие изотопы данного элемента образовали молекулу; в) какой вид химической связи реализуется в этом веществе.
2. Число общих электронных пар между двумя атомами в молекулах характеризует кратность ковалентной связи: одинарная, двойная или тройная. Какова кратность ковалентной связи в молекулах веществ, формулы которых H_2 , Cl_2 , N_2 ?
3. Найдите объём (н. у.), который занимает 112 г азота.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

В 1923 г. Гилберт Льюис в своей работе «Валентность и структура атомов и молекул» утверждал, что число электронных пар у атомов в молекулах, как правило, равно четырём. Используйте это утверждение для обоснования постоянного состава двухатомных молекул. Почему это утверждение несостоятельно для двухатомной молекулы водорода?

§ 20. КОВАЛЕНТНАЯ ПОЛЯРНАЯ СВЯЗЬ



Между атомами элементов-неметаллов образуется ковалентная связь. Если это атомы одного химического элемента, образуется ковалентная неполярная связь. А какая химическая связь образуется между атомами разных элементов-неметаллов?

Нетрудно предположить, что молекулы, построенные из атомов разных элементов, отличаются от молекул, состоящих из атомов одного химического элемента. Это происходит потому, что ядра атомов разных элементов притягивают к себе связывающие их электронные пары с разной силой. В результате один атом получает небольшой отрицательный заряд, так как на него приходится большая доля связывающих электронов. Другой атом, наоборот, получает частичный положительный заряд, так как его доля связывающих электронов меньше. Такие заряды в формулах обозначаются греческой буквой δ (дельта). Рассмотрим образование молекулы хлороводорода HCl .

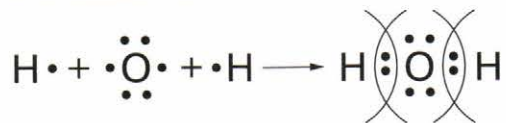


В молекуле хлороводорода общая электронная пара смещена к атому хлора, в результате чего на нём образуется частичный отрицательный заряд $\text{Cl}^{-0,18}$. Понятно, что на атоме водорода возникнет частичный положительный заряд $\text{H}^{+0,18}$. Смещение общих электронных пар в структурных формулах веществ, образованных ковалентной полярной связью, иногда обозначают стрелкой: $\text{H}^{+\delta} \rightarrow \text{Cl}^{-\delta}$. В молекуле возникают два полюса — положительный и отрицательный. Поэтому такую ковалентную связь и называют **полярной**, а молекулу — **диполем**. Полярные двухатомные молекулы имеют линейную структуру и напоминают крохотные гантельки, имеющие противоположно заряженные концы — полюсы.

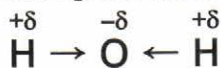
А если молекула построена из большего числа атомов и имеет, например, угловую структуру?

Рассмотрим образование химической связи в молекуле воды H_2O .

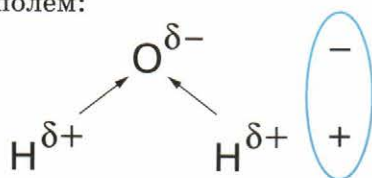
Атом кислорода имеет шесть электронов на внешнем энергетическом уровне, как и положено элементу VIA группы Периодической системы Д. И. Менделеева. На этом слое будет две неподелённые электронные пары и два непарных электрона ($8 - 6 = 2$). Очевидно, для завершения внешнего слоя атому кислорода придётся вступить в химическую связь с двумя атомами водорода:



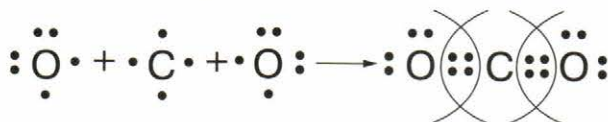
Общие электронные пары от атомов одновалентного водорода будут смещены к атомам двухвалентного кислорода. Следовательно, между этими атомами возникнет одинарная ковалентная полярная связь.



На самом деле молекула воды имеет не линейную, а угловую форму. Угол между двумя связями Н—О равен 104,5°. Поэтому молекула воды имеет два полюса, т. е. является диполем:



В молекуле углекислого газа атомы достигают завершённых энергетических уровней в том случае, если на один атом углерода будет приходиться два атома кислорода. При этом между атомами возникает по две общие электронные пары, т. е. каждая связь углерод—кислород двойная:



Запишем структурную формулу углекислого газа:



Нетрудно заметить, что углерод в молекуле углекислого газа четырёхвалентен, а кислород — двухвалентен.

Несмотря на то что связи между атомами углерода и кислорода полярные, эта молекула не диполь: она не является полярной молекулой из-за того, что имеет линейное строение. Следовательно, **полярность молекулы зависит от двух факторов: полярности химической связи и геометрической формы молекулы.**

Смещение общих электронных пар к тому или иному атому при образовании химической связи характеризует особая величина, которую называют **электроотрицательностью (ЭО)**.

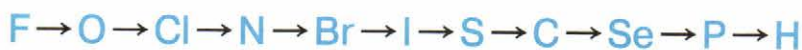
Электроотрицательность — это способность атома химического элемента притягивать к себе общие электронные пары.



Лайнус Карл Полинг
(1901—1994)

Наибольшей электроотрицательностью обладают атомы неметаллов с наиболее ярко выраженными свойствами — фтора, кислорода, азота и хлора, так как им до завершения внешнего энергетического уровня не хватает 1, 2 или 3 электронов соответственно и они имеют сравнительно небольшой радиус атома.

Для характеристики электроотрицательности выдающийся американский учёный, дважды лауреат Нобелевской премии Лайнус Полинг предложил ряд электроотрицательности:



→
Электроотрицательность уменьшается

В этом ряду химические элементы-неметаллы расположены в порядке уменьшения электроотрицательности.

Используя это понятие, нетрудно дать определение **ковалентной неполярной связи** как разновидности ковалентной связи, которая образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью, чаще всего между атомами одного и того же химического элемента-неметалла.

Попробуйте сами дать определение ковалентной полярной связи.



Разновидность ковалентной химической связи, которая образуется между атомами с разной электроотрицательностью, называют **ковалентной полярной связью**.

Величина электроотрицательности химического элемента зависит от его положения в Периодической системе Д. И. Менделеева: *в каждом периоде с увеличением порядкового номера химического элемента она возрастает, а в каждой группе с увеличением порядкового номера химического элемента уменьшается.*

Твёрдые кристаллические вещества, состоящие из молекул, соответственно имеют **молекулярные кристаллические решётки**. Например, белый фосфор, иод, нафталин. Напомним, что такие вещества непрочные, летучие, легкоплавкие. Многие из них могут переходить из твёрдого состояния в газообразное, минуя жидкую фазу. Как вы уже знаете, это явление называют **сублимацией**, или **возгонкой**. Например, оно лежит в основе применения твёрдого углекислого газа — сухого льда — для хранения и транспортировки продуктов питания, медицинских препаратов и т. п. (рис. 39).

Вещества, образованные ковалентной полярной связью, могут иметь не только молекулярные, но и атомные кристаллические решётки. Например, оксид кремния(IV), формула которого SiO_2 , — основной компонент кварца (рис. 40), кремнезёма, речного песка, горного хрусталя, а оксид алюминия, формула которого Al_2O_3 , — основной компонент рубина, сапфира, корунда (рис. 41 и 42). Такие вещества очень прочные, твёрдые и тугоплавкие.

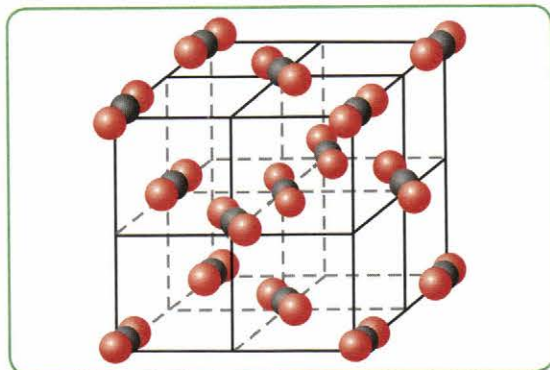


Рис. 39. Молекулярная кристаллическая решётка углекислого газа

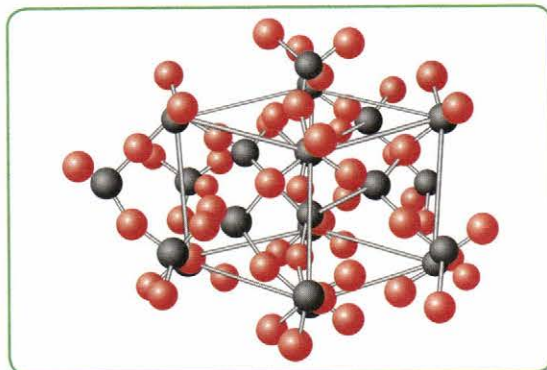


Рис. 40. Атомная кристаллическая решётка кварца



Рис. 41. Знаменитый «Рубин Чёрного Принца» в английской короне (Тауэр, Лондон)



Рис. 42. Корона Михаила Романова, или венец Большого наряда, украшенный сапфирами (Оружейная палата Московского Кремля)



Электроотрицательность. Ряд электроотрицательности. Ковалентная полярная химическая связь. Диполь. Молекулярная и атомная кристаллические решётки. Возгонка, или сублимация.

Проверьте свои знания

1. Что такое электроотрицательность?
2. Какая химическая связь называется ковалентной полярной? Чем она отличается от ковалентной неполярной?
3. Запишите схемы образования ковалентных связей в молекулах метана CH_4 и тетрахлорметана CCl_4 .
4. Запишите схемы образования ковалентных связей в молекуле пероксида водорода, формула которого H_2O_2 .

Примените свои знания

1. Расположите в ряд по увеличению полярности ковалентной связи формулы следующих веществ: а) бромоводород; б) фтороводород; в) хлороводород; г) иодоводород. Поясните свой ответ.
2. Запишите структурные формулы и определите знаки частичных зарядов на атомах в молекулах аммиака NH_3 и сернистого газа SO_2 .

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение о вкладе Л. Полинга в химическую науку. За какие заслуги этот учёный был удостоен двух Нобелевских премий?

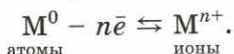
§ 21. МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Какова природа химической связи, удерживающей атомы металла в металлическом изделии или слитке?



На рис. 43 изображено произведение искусства древних скифских мастеров. Несмотря на очень солидный возраст, оно сохранило тончайший ажурный узор и мельчайшие детали изящных изображений животных. Что же удерживает на протяжении многих веков атомы металла в этом украшении?

Чтобы разобраться в том, какие силы удерживают атомы металла в металлическом изделии, вспомним особенности строения атомов элементов-металлов. Атомы большинства элементов-металлов содержат на внешнем энергетическом уровне 1—3 электрона и (или) имеют больший радиус атома по сравнению с атомами элементов-неметаллов. Легко отрываясь от атомов металлов, внешние электроны становятся общими для всего металлического изделия или слитка. Атомы при этом превращаются в положительные ионы, расположенные в узлах металлической кристаллической решётки. Свободно передвигаясь между ними, обобществлённые электроны вновь соединяются с ионами, превращая их в атомы, затем опять отрываются от этих атомов, превращая их в ионы, и т. д. Процесс превращения атомов металлов в ионы и наоборот происходит непрерывно. Его можно отобразить следующей условной схемой:



Следовательно, в металлическом изделии существуют особые взаимопревращающиеся частицы, которые называют **ион-атомами**. Эти частицы и связываются между собой обобществлёнными электронами в единое целое.

Связь в металлах и сплавах между ион-атомами, осуществляемую обобществлёнными электронами, называют **металлической связью**.

Ионы металла упакованы в плотные кристаллические структуры — **металлические кристаллические решётки**. В кристаллической решётке натрия, например, каждый атом металла окружён восемью другими. Образуется гигантский металлический кристалл, связанный особым «клеем» — обобществлёнными электронами (рис. 44, 45). Эти обобществлённые электроны и определяют наиболее характерные *физические свойства металлов*: все металлы твёрдые, за исключением ртути, проводят электрический ток и теплоту, куются, прокатываются, вытягиваются в проволоку, имеют металлический блеск.

Например, если к металлическому стержню присоединить электроды и создать разность потенциалов, то под действием электрического поля электроны начинают направленное



Рис. 43. Золотое изделие скифских мастеров (Оружейная палата Московского Кремля)

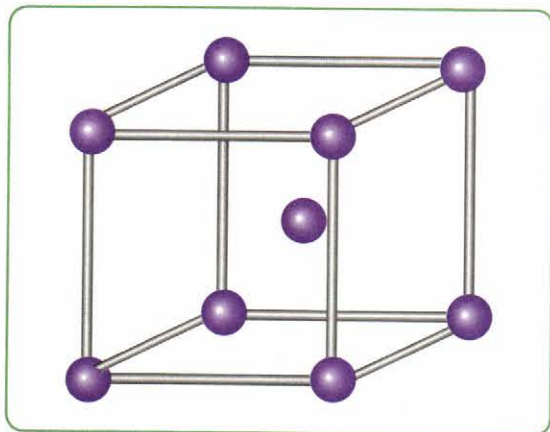


Рис. 44. Модель строения фрагмента кристаллического натрия

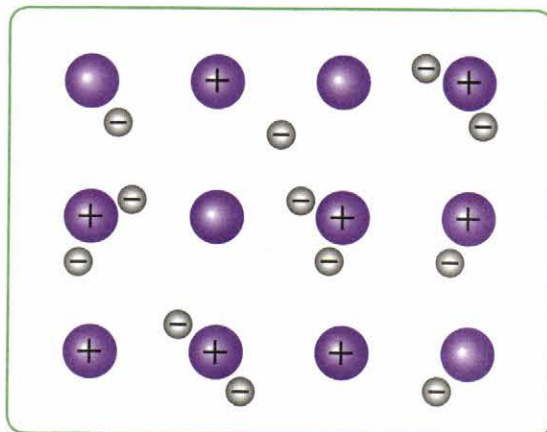


Рис. 45. Схема металлической связи кристаллического натрия

движение к положительному полюсу источника тока. Это доказывает, что металлы *электропроводны*.

При нагревании металлического предмета электроны начинают хаотически двигаться с большими скоростями. Перемещаясь, они быстро передают тепловую энергию всему объёму металла. Поэтому металлы *теплопроводны*.

Ещё с одним свойством металлов — *пластичностью* познакомимся, выполнив несложный опыт.

Лабораторный опыт № 11

Создайте модель, иллюстрирующую особенности металлической связи. Для этого на одно небольшое зеркало (или стеклянную пластинку) поместите 2—3 капли воды. На это зеркало положите сверху другое зеркало и подвигайте их относительно друг друга. Тонкий слой воды играет роль обобществлённых электронов и позволяет иллюстрировать такое свойство металлов, как пластичность: зеркала легко смещаются, но оторвать их друг от друга непросто.

Все химические связи: ионная, ковалентная (полярная и неполярная), металлическая — имеют единую физическую природу. О единстве связей говорит тот факт, что между ними нет резкой границы: ионную связь можно рассматривать как крайний случай ковалентной полярной связи.

Металлы при высоких температурах переходят в жидкое состояние — плавятся, а при дальнейшем повышении температуры испаряются. В парообразном состоянии атомы металлов состоят из отдельных молекул — одно- или двухатомных. В последнем случае их атомы связаны ковалентной связью.



Ион-атомы. Обобществлённые электроны. Металлическая химическая связь и металлическая кристаллическая решётка. Физические свойства металлов.

Проверьте свои знания

1. Что общего между ковалентной и металлической связями и чем они различаются?
2. Что общего между ионной и металлической связями и чем они отличаются?
3. Определите тип химической связи в веществах, формулы которых:
а) Са; б) CaCl_2 ; в) Cl_2 ; г) HCl .
4. Как строение металлов связано с их физическими свойствами? Назовите области применения металлов, в которых используют их физические свойства.

Примените свои знания

1. Запишите формулы и укажите вид химической связи для следующих веществ:
а) поваренная соль; б) серебро; в) магний; г) углекислый газ; д) вода; е) азот.
2. Запишите по одной схеме образование ионной, ковалентной полярной и неполярной, металлической связей для веществ, перечисленных в предыдущем задании.
3. Какое количество вещества соответствует 96 кг меди?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Согласны ли вы с утверждением, что все типы химической связи имеют единую физическую природу? Аргументируйте свою позицию.

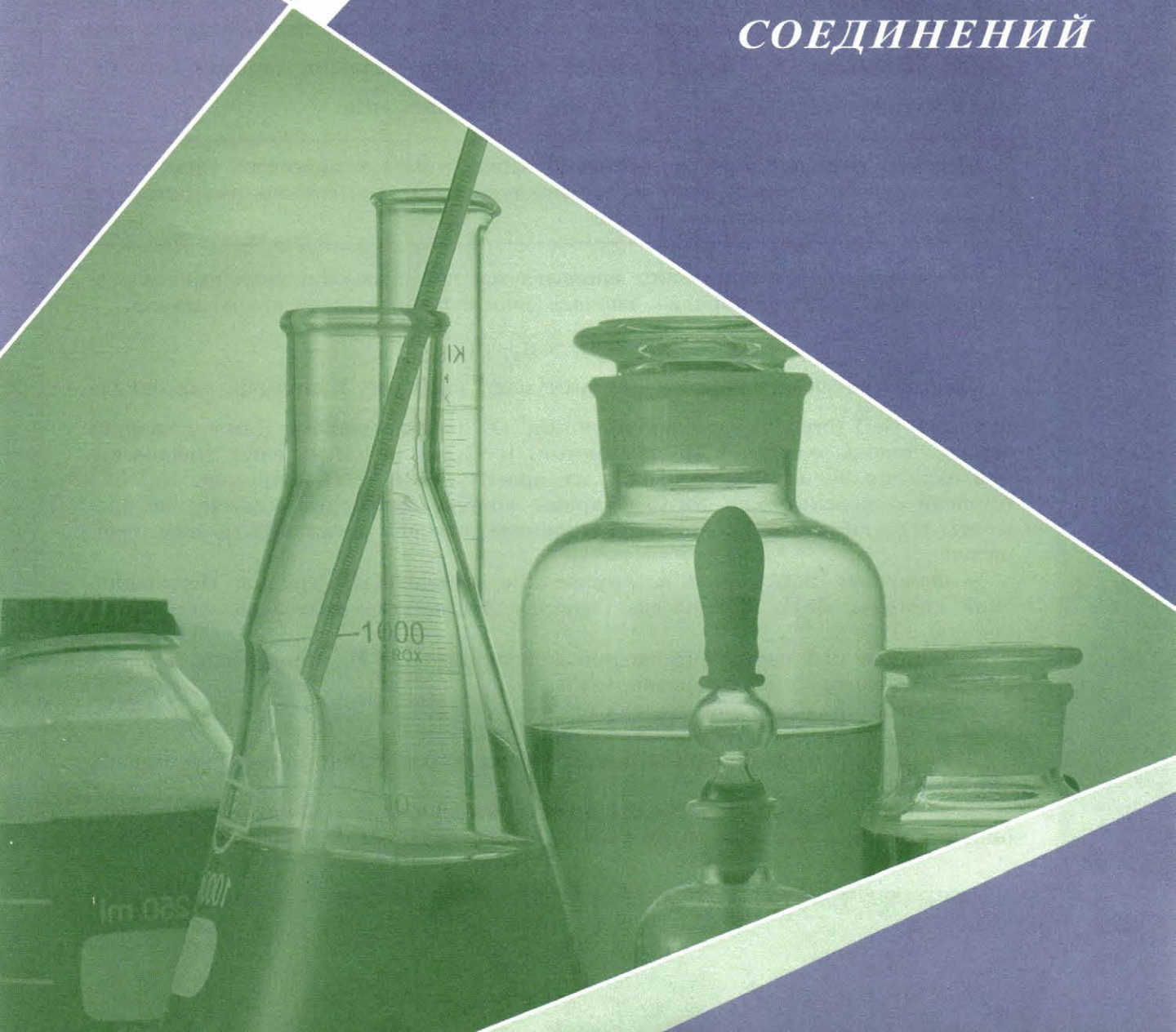
ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ II «СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА»

1. Атом состоит из ядра и электронной оболочки.
2. Ядро состоит из протонов и нейтронов. Количество протонов соответствует порядковому номеру химического элемента в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Вся масса атома сосредоточена в его ядре.
3. Электроны располагаются вокруг ядра на электронной оболочке. Так как атом электронейтрален, то количество электронов равно количеству протонов и соответствует порядковому номеру химического элемента в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.
4. Электронная оболочка атома состоит из электронных слоёв, или энергетических уровней. Их число соответствует номеру периода.
5. Различают завершённые (1-й уровень содержит два электрона, 2-й — восемь электронов, 3-й — восемнадцать) и незавершённые внешние электронные слои. Число электронов на внешнем электронном слое атома химического элемента соответствует номеру его А-группы.
6. В пределах одного периода с увеличением порядкового номера металлические свойства химических элементов ослабевают, а неметаллические — усиливаются.
7. В пределах одной группы с увеличением порядкового номера химических элементов металлические свойства усиливаются, а неметаллические — ослабевают.
8. Ионная химическая связь образуется в результате отдачи и присоединения электронов атомами химических элементов. Ей соответствует ионная кристаллическая решётка.
9. Ковалентная химическая связь возникает в результате образования общих электронных пар. Различают (по электроотрицательности) полярную и неполярную ковалентные связи. Им соответствуют атомные и молекулярные кристаллические решётки.
10. Металлическая химическая связь образуется за счёт взаимодействия обобществлённых валентных электронов и ион-атомов в металлах и сплавах. Металлы и сплавы имеют металлическую кристаллическую решётку.



III

*СОСТАВ
И КЛАССИФИКАЦИЯ
ХИМИЧЕСКИХ
СОЕДИНЕНИЙ*



§ 22. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ



Каждое вещество строго индивидуально по своему составу, строению и свойствам. Эту индивидуальность веществ отражают их химические формулы и названия. Как образуются названия веществ?

Принято считать, что заряженные частицы (ионы), образующие вещества ионного строения, имеют целочисленное значение заряда, так как одни атомы отдали свои электроны и получили целый положительный заряд, другие присоединили их и получили целый отрицательный заряд.

В веществах молекулярного строения с ковалентной неполярной связью атомы заряда не имеют.

В веществах с ковалентной полярной связью атомы имеют лишь частичный положительный или отрицательный заряд. Если представить, что и такие вещества состоят из ионов, тогда этот заряд также получит целочисленное значение. Например, в молекуле хлороводорода с частичными зарядами $\overset{+0,18}{\text{H}} \overset{-0,18}{\text{Cl}}$ эти значения будут равны $+1$ и -1 , соответственно, $\overset{+1}{\text{H}} \overset{-1}{\text{Cl}}$.

Степень окисления — это условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный из предположения, что все ковалентные полярные связи превратились в ионные.

Значение степени окисления записывается над символом химического элемента сверху в таком порядке: вначале знак заряда, а затем его величина:



Для обозначения зарядов ионов поступают наоборот. Например, для оксида кальция: $\overset{+2}{\text{Ca}} \overset{-2}{\text{O}}$ (степени окисления), но $\text{Ca}^{2+} \text{O}^{2-}$ (заряды ионов). Для единичного заряда степень окисления записывают $+1$ и -1 , а для обозначения зарядов ионов единицу не пишут, обозначая их просто «+» и «-», например, $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ (степени окисления), но $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ (заряды ионов). Некоторые химические элементы в соединениях проявляют **постоянную степень окисления**. К ним относятся:

- щелочные металлы, т. е. химические элементы IА группы Периодической системы Д. И. Менделеева, которые всегда имеют степень окисления, равную $+1$;
- металлы IIА группы Периодической системы Д. И. Менделеева, степень окисления которых всегда равна $+2$;
- алюминий, имеющий степень окисления $+3$;
- фтор, имеющий степень окисления -1 ;
- кислород, проявляющий в подавляющем большинстве соединений степень окисления -2 ;
- водород, имеющий в соединениях с большинством неметаллов степень окисления $+1$, а в соединениях с металлами — степень окисления -1 .

Другие химические элементы проявляют *переменные степени окисления*. Например, для хлора характерен набор нечётных степеней окисления: $-1, +1, +3, +5, +7$, а для серы — чётных: $-2, +2, +4, +6$.

Следует помнить, что *сумма степеней окисления всех химических элементов в молекуле или формульной единице вещества равна нулю* (вещество в целом электронейтрально). В простых веществах, которые образованы из атомов одного химического элемента, степень окисления также равна нулю.

Пользуясь этими правилами, можно найти степень окисления одного химического элемента по степени окисления другого для сложных веществ: **бинарных** (двухэлементных) или трёхэлементных соединений.

Например, найдём степень окисления азота в соединении, формула которого N_2O_5 . Обозначим известную степень окисления кислорода -2 , тогда пять атомов кислорода будут иметь общий отрицательный заряд $(-2) \cdot 5 = -10$. Вычислим степень окисления азота: так как сумма степеней окисления в молекуле равна нулю, общий заряд двух атомов азота будет равен $+10$, а одного атома — $+5$ ($+10 : 2 = +5$). Запишем формулу соединения со степенями окисления элементов: $N_2^{+5}O_5^{-2}$.

Формулу соединения, состоящего из двух элементов, легко можно вывести, зная степени их окисления. Например, выведем формулу сульфида алюминия — соединения алюминия и серы.

1. Запишем вначале знак металла (алюминия), так как он обязательно имеет положительное значение степени окисления, а затем — знак неметалла (серы) — AlS .

2. Определим степень окисления алюминия (если она нам не известна) по его положению в Периодической системе Д. И. Менделеева: $+3$. Атом серы, имеющий 6 электронов на внешнем слое (сера — элемент VIA группы), примет недостающие до завершения слоя два электрона и получит степень окисления -2 .

3. Запишем эти значения над знаками элементов: $Al^{+3}S^{-2}$.

4. Определим наименьшее общее кратное для этих чисел (оно равно 6), найдём индексы для каждого элемента путём его деления на значения степеней окисления (для алюминия $6 : 3 = 2$, для серы $6 : 2 = 3$) и выведем формулу: Al_2S_3 .

Рассмотрим основы химической номенклатуры (системы названий) для бинарных соединений. Названия таких соединений образуются из латинского названия более электроотрицательного элемента с суффиксом *-ид* в именительном падеже и русского названия электроположительного элемента в родительном падеже с указанием в конце такого названия значения степени окисления (с. о.), если она переменная.

$\widehat{\text{элемент-ид}}$ + название элемента + (римской цифрой с. о.,
 в родительном падеже если она переменная)

Например, $Fe^{+3}Cl_3$ — хлорид железа(III), K_2S — сульфид калия, CaH_2 — гидрид кальция, $Cu^{+2}O^{-2}$ — оксид меди(II); $Fe^{+3}O_3^{-2}$ — оксид железа(III); $O^{+2}F_2^{-1}$ — фторид кислорода(II), SO_2^{+4-2} — оксид серы(IV).

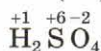
Для соединений, состоящих более чем из двух элементов, также несложно рассчитать степени окисления. Рассмотрим, как это сделать, на примере серной кислоты, формула которой H_2SO_4 .

Степень окисления водорода равна $+1$, а кислорода -2 .



Степень окисления серы рассчитывается по уравнению:

$$2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0, \quad x = +6.$$



Рассчитаем степень окисления марганца в перманганате калия KMnO_4 , хорошо известном вам под бытовым названием «марганцовка».

Обозначим степень окисления калия как элемента IA группы Периодической системы Д. И. Менделеева. Она равна +1. У кислорода степень окисления -2. Отсюда:

$$\overset{+1}{\text{K}} \overset{x}{\text{Mn}} \overset{-2}{\text{O}}_4 \quad +1 + x + 4 \cdot (-2) = 0, \quad x = +7. \quad \overset{+1}{\text{K}} \overset{+7}{\text{Mn}} \overset{-2}{\text{O}}_4$$

Следует помнить, что степень окисления и валентность химических элементов — это не одно и то же. Например, валентность азота в простом веществе равна трём, а степень окисления — нулю. В пероксиде водорода H_2O_2 степени окисления водорода и кислорода соответственно равны +1 и -1: $\overset{+1}{\text{H}}_2 \overset{-1}{\text{O}}_2$. Валентность водорода также равна I, а вот валентность кислорода равна II, что отражает структурная формула этого соединения: $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$.



Степень окисления и заряд ионов. Правила расчёта степеней окисления по формулам соединений. Определение степеней окисления химических элементов по формулам. Составление формул веществ по степеням окисления. Основы химической номенклатуры для бинарных соединений.

Проверьте свои знания

1. Дайте определение понятию «степень окисления».
2. Назовите элементы с постоянной степенью окисления и элементы с переменной степенью окисления. Как соотносится положение химического элемента в таблице Д. И. Менделеева со значениями его степеней окисления?

Примените свои знания

1. Сравните понятия «степень окисления» и «валентность». Приведите примеры веществ, в которых величины валентности и степени окисления совпадают и различаются.
2. Рассчитайте степени окисления атомов химических элементов в веществах: а) Na_2S ; б) F_2 ; в) KNO_3 ; г) Ca_3P_2 ; д) BF_3 .
3. Расположите формулы веществ в порядке увеличения степени окисления атома хлора: KClO_3 , Cl_2 , HClO_4 , FeCl_3 , $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, ClO_3 , KClO_2 .
4. В каких переходах степени окисления атомов увеличились, а в каких — уменьшились: а) $\text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2$; б) $\text{FeO} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$; в) $\text{S} \rightarrow \text{ZnS}$; г) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4$?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Предложите свой способ образования названий бинарных соединений. Назовите соединения, имеющие формулы: Na_2O , CaS , FeS , Ca_3N_2 , Mg_2Si , CO , CCl_4 .

§ 23. ОКСИДЫ

Проанализируйте название параграфа и попробуйте дать определение этому классу соединений.



Классификация облегчает изучение веществ, поэтому вещества схожего состава объединяют в классы соединений. В названии класса соединений «оксиды» имеется суффикс -ид. Название свидетельствует о том, что соединения этого класса образованы двумя химическими элементами, т. е. являются сложными веществами. Корень слова -окс- несёт информацию о том, что более электроотрицательным химическим элементом, символ которого записывают в формуле на втором месте, является кислород (латинское название *oxygenium*). Следовательно, можно сделать вывод, что оксиды — это сложные вещества, образованные двумя химическими элементами (бинарные соединения), один из которых — кислород. Однако этого недостаточно.

Найдите степени окисления кислорода в перечисленных выше соединениях, и вы назовёте ещё один существенный признак, характеризующий оксиды.



Кислород в оксидах всегда находится в степени окисления -2 .

Оксиды — это бинарные соединения, степень окисления кислорода в которых равна -2 .

Например, оксидами являются вода H_2O , углекислый газ CO_2 , кварц SiO_2 , но к оксидам не относятся пероксид водорода H_2O_2 , фторид кислорода OF_2 . Названия оксидов образуются по правилам химической номенклатуры.

оксид + название элемента + (римской цифрой с. о.,
в родительном падеже если она переменная)

Напомним, что даётся русское название химического элемента. Например:

формула оксида	произношение названия	написание названия
NO	оксид азота два	оксид азота(II)
NO ₂	оксид азота четыре	оксид азота(IV)
Cr ₂ O ₃	оксид хрома три	оксид хрома(III)
Na ₂ O	оксид натрия	оксид натрия

Оксиды, как и другие вещества, могут при нормальных условиях находиться в различных агрегатных состояниях: газообразном, жидком, твёрдом. Разумеется, вы сами сможете назвать типы кристаллических решёток оксидов разных агрегатных состояний. Газообразные и жидкие оксиды при нормальных условиях в твёрдом состоянии имеют молекулярные кристаллические решётки и соответственно будут непроводящими, легкоплавкими, летучими соединениями, способными возгоняться. Твёрдые оксиды имеют как молекулярные, так и атомные кристаллические решётки.



Рис. 46. И. К. Айвазовский. «Волна»



Рис. 47. Озеро Байкал

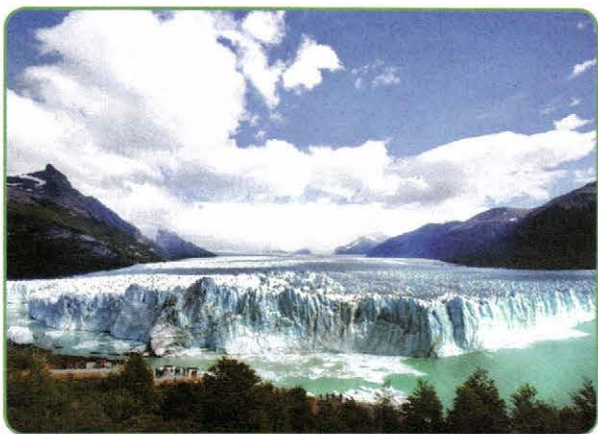


Рис. 48. Ледник Перито-Морено в Аргентине

Познакомимся с наиболее распространёнными и важными оксидами живой и неживой природы.

Вода H_2O . На нашей планете вода находится во всех трёх агрегатных состояниях.

Вся вода на нашей планете объединена в единую гидросферу, или водную оболочку: 0,014 % — поверхностные воды суши (озёра, реки, искусственные водоёмы, болота), около 2 % — ледники и постоянные снега, около 4 % — подземные воды, и свыше 94 % составляют воды морей и океанов (рис. 46).

Однако это солёная вода, непригодная для питья. Дефицит пресной питьевой воды — глобальная проблема человечества. В нашей стране находится уникальное озеро Байкал, в котором сосредоточена пятая часть мировых запасов жидкой пресной воды (рис. 47).

Льдом и снегом покрыта пятая часть суши: Арктика, Антарктика, Гренландия, горные ледники (рис. 48).

Климат Земли сильно зависит от такого свойства воды, как высокая теплоёмкость, т. е. способность поглощать и отдавать теплоту. В одном литре воды накапливается в 350 раз больше теплоты, чем в 1 л воздуха. Поэтому высокая теплоёмкость и большая подвижность жидкой и газообразной воды играет большую роль в тепловом режиме планеты, выравнивая климатические условия в различных её частях. Мировой океан выполняет роль своеобразной грелки для материков. Кстати, и в обычных грелках, применяемых в быту, используют именно эту особенность воды.

В живых организмах на воду приходится большая часть их массы, так как вода определяет объём и упругость клеток, предохраняет их от резких колебаний температур и играет транспортную роль, доставляя в клетку необходимые



Рис. 49. Ежесуточное потребление воды на бытовые нужды

для жизнедеятельности вещества и удаляя продукты распада. Все биохимические реакции в живых организмах протекают в водных растворах или с участием воды как реагента.

Важную роль вода играет в промышленности, сельском хозяйстве и повседневной жизни человека (рис. 49).

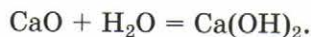
Оксид углерода(IV) CO_2 , или углекислый газ. Этот газ не имеет цвета, запаха и вкуса, немного растворим в воде, тяжелее воздуха почти в 1,5 раза. Поэтому его собирают способом вытеснения воздуха в перевернутый сосуд. Он не поддерживает дыхания, а потому жилые помещения необходимо периодически проветривать. Также этот газ не поддерживает горения (сам является продуктом реакции горения органических веществ), поэтому используется для тушения пожаров (рис. 50).

В последние десятилетия всё больше и больше углекислого газа поступает в атмосферу за счёт сжигания ископаемого топлива. Развитые страны даже вводят ограничения на выброс углекислого газа в атмосферу, так как в результате этого возникает парниковый эффект. Углекислый газ атмосферы беспрепятственно пропускает солнечные лучи, они нагревают поверхность Земли, а вот обратному излучению теплоты в космическое пространство углекислый газ препятствует, что вызывает глобальное потепление.



Рис. 50. Углекислотный огнетушитель

Оксид кальция, или **негашёная известь** CaO , представляет собой белое тугоплавкое вещество, построенное по ионному типу. Своё тривиальное название этот оксид получил потому, что бурно взаимодействует с водой с выделением большого количества теплоты — «гасится» водой. В результате этой реакции — «гашения извести» — образуется гидроксид кальция, который имеет тривиальное название «гашёная известь»:



И та и другая извести применяются как строительные вяжущие материалы, для побелки помещений и стволов деревьев. Как вы знаете, этот строительный материал получают обжигом известняка:



Прозрачный раствор гашёной извести (известковая вода) используется для распознавания углекислого газа.

Лабораторный опыт № 12

Налейте в пробирку 2—3 мл известковой воды и пропускайте через неё выдыхаемый воздух с помощью соломинки для напитков. Что наблюдаете? Запишите соответствующее уравнение реакции.



Оксиды, их состав и названия. Вода. Углекислый газ. Гашёная и негашёная известь.

Проверьте свои знания

1. Какие вещества называют оксидами? Из приведённого перечня формул веществ выпишите формулы оксидов металлов и оксидов неметаллов и дайте им названия: Na_2O , H_2S , K_2SO_4 , PbO_2 , ZnO , LiOH , SO_2 , P_2O_5 , O_2 , Cl_2O_7 , OsCl_3 .
2. Рассчитайте массовые доли элементов в оксидах: а) SnO_2 ; б) Al_2O_3 ; в) CaO ; г) P_2O_5 . Назовите все вещества.

Примените свои знания

1. Сравните реакции обжига известняка и гашения извести.
2. Найдите объём углекислого газа (н. у.), который образуется при обжиге 150 кг известняка.
3. Найдите объём углекислого газа (н. у.), который потребуется для взаимодействия с известковой водой, содержащей 2,5 моль гидроксида кальция.
4. Оксид некоторого химического элемента имеет формулу $\text{Э}_2\text{O}_3$, массовая доля кислорода в нём составляет 63,2 %. Определите этот химический элемент.
5. Даны формулы пяти оксидов: BeO , BaO , SrO , CaO , MgO . Не проводя вычислений, определите, молярная масса какого из оксидов наибольшая.
6. Какие типы химических связей и виды кристаллических решёток имеют оксиды, о которых рассказывается в параграфе? Составьте схемы образования химических связей, соответствующих этим веществам.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

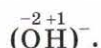
Предложите свой способ образования названий оксидов. Сформулируйте основные признаки, характеризующие этот класс бинарных соединений.

§ 24. ОСНОВАНИЯ

Некоторые представители класса оснований вам уже знакомы: NaOH — едкий натр, Ca(OH)₂ — гашёная известь. Проанализируйте состав этих веществ. Конечно же вы отметите, что у этих веществ более сложный состав, чем у оксидов, — они состоят из трёх химических элементов. Также вы решите, что они имеют ионное строение, потому что состоят из активных металлов и неметаллов. Следовательно, эти соединения состоят из положительных ионов металла и отрицательных ионов. Что представляют собой эти ионы?



Ионы металла образованы одним химическим элементом, поэтому, как и вещества, будут простыми с зарядами, численно равными номеру группы, в которой находится химический элемент в Периодической системе Д. И. Менделеева: Na⁺ и Ca²⁺ и т. д. Правда, это верно лишь для металлов А-групп. В состав оснований также входит сложный ион OH⁻, представляющий собой группу атомов, которую называют **гидроксогруппой**, или **гидроксид-ионом**. Этот ион имеет заряд 1⁻, так как степень окисления кислорода в нём -2, а водорода +1:



Напомним, что при обозначении степени окисления записывают сначала знак заряда, затем его величину, а при обозначении заряда иона — наоборот, причём цифру 1 для единичного заряда иона не пишут.

Теперь вы самостоятельно сможете дать определение понятию «основания».

Сложные вещества, состоящие из ионов металла и гидроксогрупп, называются **основаниями**.

Общая формула оснований — Mⁿ⁺(OH)_n⁻, где Mⁿ⁺ — ион металла, n — величина его заряда, а следовательно, и число гидроксид-ионов.

Названия оснований, как и оксидов, составляются очень просто.

гидроксид + название элемента в родительном падеже + (римской цифрой заряд иона (с. о.) металла, если он переменный)

Приведём формулы и названия некоторых оснований:

NaOH — гидроксид натрия;

KOH — гидроксид калия;

Mg(OH)₂ — гидроксид магния;

Ba(OH)₂ — гидроксид бария.

Если металл имеет переменную степень окисления, а следовательно, образует различные ионы, то в конце названия основания обозначают и величину его заряда:

$\text{Cu}^{\text{+1}}\text{OH}$ — гидроксид меди(I), $\text{Cu}^{\text{+2}}(\text{OH})_2$ — гидроксид меди(II).

Своё название гидроксиды основания получили потому, что каждому из них соответствует определённый оксид. Так, гидроксиду меди(I) $\text{Cu}^{\text{+1}}\text{OH}$ соответствует оксид меди(I) $\text{Cu}_2^{\text{+1}}\text{O}$, а гидроксиду меди(II) $\text{Cu}^{\text{+2}}(\text{OH})_2$ соответствует оксид меди(II) $\text{Cu}^{\text{+2}}\text{O}$.

Обратимся к таблице растворимости, приведённой на с. 165. По растворимости в воде все основания делят на две группы: **растворимые основания**, или **щёлочи**, и **нерастворимые основания**.

К щелочам относятся гидроксиды металлов IA и IIA групп (кроме Be и Mg) Периодической системы Д. И. Менделеева, которые, как вы теперь поняли, потому так и называются: *щелочные и щёлочно-земельные металлы*. Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ является малорастворимым веществом. Растворы этих соединений имеют **щелочную среду**, которую определяют с помощью особых веществ — **индикаторов** (от лат. *indicator* — указатель), изменяющих свою окраску в зависимости от среды раствора (табл. 5).

Таблица 5

Изменение окраски индикаторов в различных средах

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

Лабораторный опыт № 13

Поместите в штатив три пробирки и налейте в каждую по 2 мл раствора щёлочи. В каждую пробирку добавьте с помощью пипетки по 2—3 капли индикаторов: в первую — лакмус, во вторую — метиловый оранжевый, в третью — фенолфталеин. Как изменилась окраска индикаторов?

Измените условия опыта. С помощью пипетки нанесите каплю щёлочи на полоску универсальной индикаторной бумаги. Определите среду раствора с помощью эталонной шкалы.

Нерастворимые в воде основания, например гидроксид железа(II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и гидроксид железа(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, гидроксид меди(I) $\text{Cu}(\text{OH})$ и гидроксид меди(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, не изменяют окраску индикаторов.

Среди оснований наибольшее значение имеют щёлочи.

Гидроксид натрия NaOH и гидроксид калия KOH. Эти основания называют **едкими щёлочами**, так как они разъедают кожу, ткань, бумагу и другие

материалы. Они представляют собой твёрдые белые гигроскопичные (поглощающие воду) вещества, хорошо растворимые в воде с выделением большого количества теплоты. Производство мыла, бумаги, картона, искусственных волокон не обходится без гидроксида натрия. Гидроксид калия применяют для производства шампуней, жидкого мыла, отбеливателей, средств для бритья. Гидроксид калия — пищевая добавка E525. Её используют производители шоколада, какао.

Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Применяется в строительстве при кладке и оштукатуривании стен, для побелки деревьев, для получения дезинфицирующего вещества — хлорной извести.

Как вы уже знаете, прозрачный раствор гидроксида кальция называют известковой водой и используют для распознавания углекислого газа (рис. 51).



Рис. 51. Помутнение известковой воды — качественная реакция на углекислый газ

Простые и сложные ионы. Гидроксид-ион. Основания, их состав и названия. Щёлочи и нерастворимые основания. Индикаторы. Едкие щёлочи. Гашёная известь и известковая вода.



Проверьте свои знания

- Какие вещества называют основаниями? Из приведённого перечня формул веществ выпишите формулы: а) щелочей; б) нерастворимых в воде оснований: H_2S , LiOH , NiO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Cr}(\text{OH})_2$, NaH , RbOH . Назовите вещества, формулы которых вы выписали.
- На какие группы делятся основания? Какое справочное пособие следует использовать для определения этих групп?

Примените свои знания

- Массовая доля металла М в основании, формула которого $\text{M}(\text{OH})_2$, равна 80,1 %. Определите, что это за металл.
- Какое количество вещества составляет 390 г гидроксида кальция?
- Найдите массу 5 моль гидроксида железа(II) и массу 0,5 моль гидроксида железа(III).
- Запишите уравнения реакций, характеризующие получение и свойства оснований по следующим схемам:
 - $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH}$;
 - $\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NaCl}$;
 - $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{KOH} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
фосфат калия

Укажите тип реакций по признаку «число и состав исходных веществ и продуктов реакции», а также названия соединений.

5. Каким из оксидов, формулы которых: SO_2 , Cu_2O , P_2O_5 , BaO , SiO_2 , Li_2O , — соответствуют основания? Запишите их формулы и дайте их названия.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Почему IA группа называется группой щелочных металлов, а IIA группа (кроме Be и Mg) — группой щёлочно-земельных металлов?
2. За счёт каких видов химических связей образован гидроксид натрия NaOH? Опишите механизм образования химических связей в данном соединении. Какой вывод, по вашему мнению, можно сделать из рассмотренного примера?

§ 25. КИСЛОТЫ



Соединения этого класса, в полном соответствии с его названием, характеризуются кислым вкусом. Вспомните, например, вкус лимона, обусловленный содержанием в нём лимонной кислоты. Однако распознавать кислоты с помощью рецепторов языка запрещают правила техники безопасности. Как распознать кислоты?

Лабораторный опыт № 14

Поместите в штатив три пробирки и налейте в каждую по 2 мл соляной кислоты. В каждую пробирку добавьте с помощью пипетки по 2—3 капли индикаторов: в первую — лакмус, во вторую — метиловый оранжевый, в третью — фенолфталеин. Как изменилась окраска индикаторов?

Измените условия опыта. С помощью пипетки нанесите каплю соляной кислоты на полоску универсальной индикаторной бумаги. Определите среду раствора с помощью эталонной шкалы.

Шкала, характеризующая среду раствора, называется **шкалой pH** (пэ-аш). Она определяется концентрацией ионов водорода в растворе: чем pH больше, тем меньше ионов водорода содержит раствор.

Нейтральная среда раствора имеет pH 7,0, **щелочная** — pH > 7,0, **кислотная** — pH < 7,0 (рис. 52).

Прежде чем дать определение классу кислот, познакомимся с составом их молекул. Некоторые кислоты состоят из атомов двух химических элементов, подобно молекулам хлороводорода HCl. Аналогично молекулы сероводорода H₂S состоят из атомов водорода и серы. Эти соединения при обычных условиях — газы, а кислотами являются их водные растворы. Нетрудно заметить, что эти кислоты объединяет наличие водорода в молекуле.

Приведём формулы и названия некоторых кислот:

H₂SO₄ — серная кислота;

H₂SO₃ — сернистая кислота;

HNO₃ — азотная кислота;

HNO₂ — азотистая кислота;

H₃PO₄ — фосфорная кислота;

H₂SiO₃ — кремниевая кислота;

H₂CO₃ — угольная кислота.

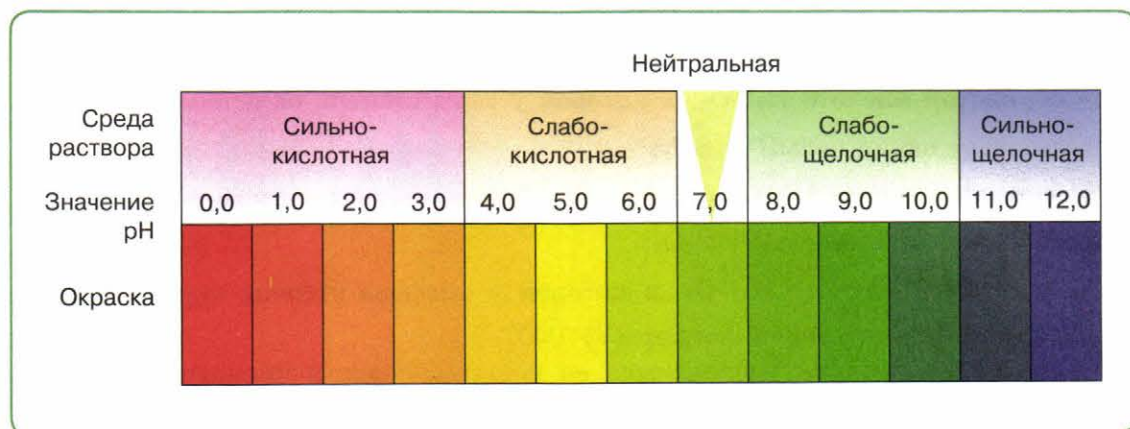


Рис. 52. Шкала pH и окраска универсального индикатора в различных средах

Опять несложно заметить, что в молекулах этих веществ имеется ещё один химический элемент — кислород, поэтому такие кислоты называют **кислородсодержащими**, в отличие от **бескислородных** соляной, или хлороводородной, HCl и сероводородной H₂S кислот.

Следовательно, в состав молекул кислот входят атомы водорода и атом или группа атомов, которую в формуле записывают после водорода и называют **кислотным остатком**.

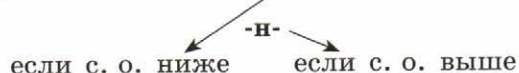
Сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотного остатка, называются **кислотами**.

Рассмотрим общий способ образования названий кислот.

Бескислородные кислоты: **неметалл-о-водородная кислота.**

Например, HCl — хлороводородная кислота;
H₂S — сероводородная кислота.

Кислородсодержащие кислоты: **неметалл-ист-ая кислота.**



Например, HNO₃ — азотная кислота;
HNO₂ — азотистая кислота.

Степени окисления элементов, образующих кислоты (кислотообразователей), вы уже умеете находить; например, для бинарных (бескислородных) кислот:
 $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}}$, $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{S}}$.

Напомним, как рассчитываются степени окисления кислотообразователей для кислородсодержащих кислот, например фосфорной H₃PO₄:

$$\overset{+1}{\text{H}}\overset{x}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}_4$$

$$(+1) \cdot 3 + x + (-2) \cdot 4 = 0, \text{ откуда } x = +5:$$

$$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+5}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}_4$$

По степени окисления кислотообразователя можно установить соответствие между кислотой и оксидом:

- сернистой кислоте $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_3$, в которой у серы степень окисления равна +4, соответствует оксид серы(IV) $\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2$;
- азотной кислоте $\overset{+1}{\text{H}}\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3$, в которой у азота степень окисления равна +5, соответствует оксид азота(V) $\overset{+5}{\text{N}}_2\text{O}_5$;
- фосфорной кислоте $\overset{+1}{\text{H}}_3\overset{+5}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}_4$, в которой у фосфора степень окисления равна +5, соответствует оксид фосфора(V) $\overset{+5}{\text{P}}_2\text{O}_5$.

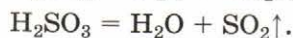
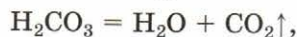
В растворах кислоты распадаются на ионы водорода и кислотного остатка.

Число атомов водорода в кислоте, способных замещаться на металл, называют **основностью**. Отрицательный заряд иона кислотного остатка соответствует основности кислоты. У **одноосновных** кислот, содержащих один атом водорода, например HCl и HNO₃, заряды ионов кислотных остатков, которые они образуют в растворе, равны 1-, т. е. Cl⁻ и NO₃⁻. У **двухосновных** кислот, например H₂SO₄ и H₂S, заряды кислотных остатков равны 2-, т. е. SO₄²⁻ и S²⁻.

Напомним: чтобы различать степени окисления и заряды ионов, условились записывать знак «+» или «-» перед цифрой, указывающей величину заряда степени окисления (цифру 1 при обозначении заряда иона не указывают).

О **растворимости** кислот в воде можно судить с помощью таблицы растворимости. Однако проще запомнить, что все кислоты, кроме кремниевой, растворимы в воде.

Также следует помнить, что приведённые выше бескислородные кислоты *летучи*, а угольная кислота и сернистая кислота — *непрочные*, легко разлагаются на соответствующий оксид и воду:



Кислоты широко распространены в природе. Во время разряда молнии в атмосфере происходят химические реакции, приводящие к образованию сернистой и азотной кислот, которые попадают на землю в виде кислотных дождей. Желудочный сок человека и животных содержит соляную кислоту. Клеточный сок многих растений содержит кислоты, имеющие соответствующие названия: щавелевая, яблочная, виноградная, лимонная. Муравьиная кислота содержится в пчелином яде и жгучих волосках крапивы. Своё название эта кислота

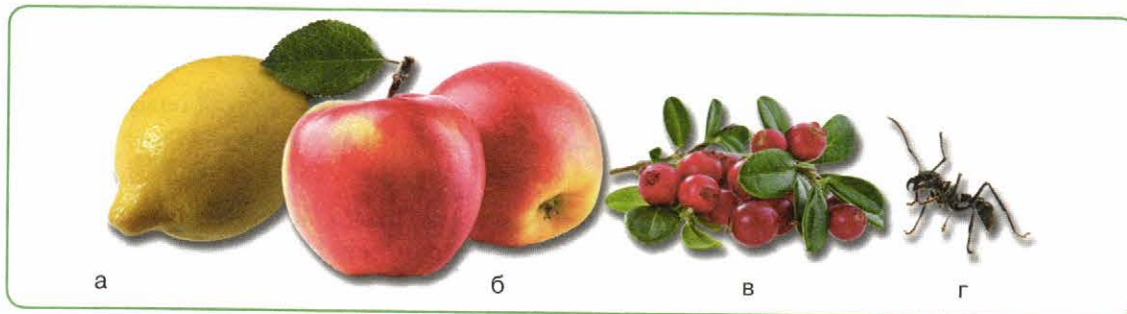


Рис. 53. Кислоты в природе: а — лимонная; б — яблочная; в — бензойная, г — муравьиная

получила потому, что содержится в едких выделениях муравьёв (рис. 53).

Познакомимся с некоторыми кислотами, которые получают и используют в промышленности в больших количествах.

Серная кислота H_2SO_4 — это тяжёлая маслянистая, очень гигроскопичная жидкость, обугливает древесину, бумагу и ткань (рис. 54). Попадание этой кислоты на кожу вызывает сильный химический ожог. При работе с концентрированной серной кислотой соблюдают меры предосторожности: надевают резиновый фартук, перчатки, лицо защищают маской.

Серная кислота хорошо растворяется в воде, при этом выделяется большое количество теплоты. Если приливать воду в концентрированную серную кислоту, за счёт выделяющейся теплоты вода закипает и разбрызгивает жидкость. Это очень опасно! Поэтому, приготавливая раствор, серную кислоту при постоянном перемешивании тонкой струйкой вливают в воду (а не наоборот!) (рис. 55).

Серную кислоту применяют для получения солей, красителей, удобрений, взрывчатых веществ, лекарственных средств, для очистки нефтепродуктов, травления металлов. Раствор серной кислоты в качестве электролита используют в свинцовых аккумуляторах.



а



б

Рис. 54. Концентрированная серная кислота обугливает: а — сахар, б — ткань

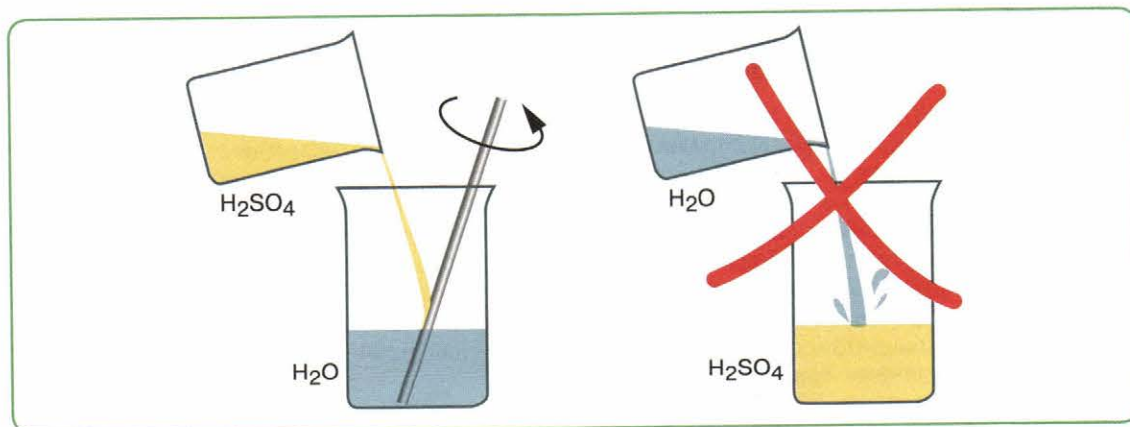


Рис. 55. Разбавление концентрированной серной кислоты водой

Соляную кислоту HCl получают растворением газообразного хлороводорода в воде. Концентрированная соляная кислота «дымит» на воздухе: выделяющийся хлороводород, поглощая из воздуха водяные пары, образует мельчайшие капельки кислоты, поэтому склянку с концентрированной соляной кислотой нужно держать плотно закрытой.

Соляную кислоту используют для получения её солей, обработки руд, травления металлов, в химическом синтезе.

В желудке соляная кислота выполняет несколько функций. Первая функция — участие в процессе переваривания пищи, расщеплении белков, жиров, углеводов. Вторая функция — дезинфицирующая: большинство болезнетворных микроорганизмов гибнут в кислой среде. Желудочный сок начинает выделяться уже тогда, когда вы начинаете пережёвывать пищу. Поэтому жевать резинку на голодный желудок очень вредно: в отсутствие пищи выделяющаяся при жевании соляная кислота разрушает слизистую оболочку желудка.

Фосфорная кислота H_3PO_4 — это твёрдое бесцветное, очень гигроскопичное вещество, хорошо растворимое в воде. На воздухе кристаллы фосфорной кислоты расплываются за счёт поглощения влаги и превращаются в вязкую жидкость.

Фосфорная кислота применяется для производства минеральных удобрений, в деревообрабатывающей и пищевой промышленности, а также для производства средств бытовой химии.



Шкала pH. Кислоты: соляная и сероводородная, азотная и азотистая, сернистая и серная, фосфорная, кремниевая, угольная. Кислоты, состав и названия. Классификация кислот по разным признакам. Соответствие кислородсодержащих кислот и оксидов.

Проверьте свои знания

1. Какие вещества называют кислотами?
2. Какие признаки положены в основу классификации кислот?
3. Дайте характеристику фосфорной кислоты по всем классификационным признакам.

Примените свои знания

1. Выпишите формулы оксидов, оснований и кислот: H_2SO_3 , CuO , N_2O_5 , NaOH , HNO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Li_2O , HCl , H_3PO_4 , KOH , MgO , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — и дайте им названия.
2. Запишите формулы оксидов, соответствующих кислородсодержащим кислотам из задания 1, а также хлорной кислоте, формула которой HClO_4 .
3. В трёх одинаковых пробирках находятся вода, раствор гидроксида натрия и раствор серной кислоты. Как с помощью одного индикатора различить содержимое пробирок? Какой из индикаторов не годится для этой цели?
4. В один открытый химический стакан налили концентрированную серную кислоту, в другой — концентрированную соляную кислоту. Как изменяется масса каждого из стаканов с течением времени? Почему?
5. Рассчитайте массу 33,6 л хлороводорода (н. у.).
6. Запишите уравнения реакций, характеризующих получение и свойства кислот по следующим схемам:

- а) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$;
 б) $\text{HNO}_3 + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$;
 в) $(\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 сульфат железа(III)
 г) $\text{HCl} + \text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$.

Укажите тип реакций, а также названия соединений.

7. На двух чашках весов в одинаковых стаканах находятся:

- а) 0,6 моль азотной кислоты и 0,6 моль серной кислоты;
 б) 0,5 моль серной кислоты и 0,5 моль фосфорной кислоты.

Укажите положение чашек весов в каждом из случаев.

8. За счёт какой химической связи образованы молекулы кислот? Запишите схемы образования химической связи в молекулах бескислородных кислот.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

- Подготовьте сообщение об областях применения одной из кислот: соляной или азотной.
- Подготовьте сообщение по теме «Органические кислоты в природе и их биологическое значение».

§ 26. СОЛИ

Наиболее известный представитель этого класса соединений — поваренная соль NaCl . Её можно рассматривать как продукт замещения атома водорода в соляной кислоте на металл — натрий. Аналогично и для кислородсодержащих кислот, например серной. Только в этом случае с двухзарядным отрицательным ионом кислотного остатка SO_4^{2-} связаны два положительно заряженных иона натрия Na^+ : Na_2SO_4 . И так для кислотного остатка каждой кислоты и каждого металла. Дайте определение классу солей.



Сложные вещества, состоящие из ионов металлов и кислотных остатков, называются **солями**.

Формулы солей записываются просто. Например, для того чтобы записать формулу соли фосфорной кислоты — фосфата кальция, обозначим заряд иона кальция, равный $2+$ (это элемент IIА группы Периодической системы), Ca^{2+} и иона кислотного остатка PO_4^{3-} . Применив наименьшее общее кратное, найдём индексы для каждого из ионов и запишем формулу, используя скобки для сложного иона кислотного остатка — $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (кальций три, пэ-о-четыре дважды).

А как называют соли? Общий способ образования их названий:

название иона кислотного остатка	+	название металла в родительном падеже	+	(римской цифрой с. о. металла, если она переменная)
-------------------------------------	---	--	---	---

В свою очередь, названия ионов даны в таблице 6.

Таблица 6

Некоторые неорганические кислоты и их соли

Название и формула кислоты	Формула иона кислотного остатка	Название солей	Формула соли (пример)
Азотистая HNO_2	NO_2^-	Нитриты	$\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$
Азотная HNO_3	NO_3^-	Нитраты	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
Хлороводородная (соляная) HCl	Cl^-	Хлориды	CuCl_2
Сернистая H_2SO_3	SO_3^{2-}	Сульфиты	Na_2SO_3
Серная H_2SO_4	SO_4^{2-}	Сульфаты	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
Сероводородная H_2S	S^{2-}	Сульфиды	PbS
Фосфорная H_3PO_4	PO_4^{3-}	Фосфаты	K_3PO_4
Угльная H_2CO_3	CO_3^{2-}	Карбонаты	Na_2CO_3
Кремниевая H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	Силикаты	CaSiO_3

Если металл проявляет различные степени окисления, то их указывают в скобках римской цифрой, например: $\text{Fe}^{2+}\text{SO}_3^{2-}$ — сульфит железа(II) и $\text{Fe}^{3+}(\text{SO}_4)_2$ — сульфат железа(III).

Очевидно, соли, как ионные соединения, имеют ионные кристаллические решётки и, как правило, характеризуются тугоплавкостью, нелетучестью, прочностью.

О растворимости солей в воде можно узнать с помощью таблицы растворимости: Р — растворимые, Н — нерастворимые, М — малорастворимые.

Для решения вопроса о растворимости солей можно руководствоваться следующей памяткой:

- 1) растворимы в воде все соли натрия и калия, а также все нитраты;
- 2) нерастворимы все фосфаты, карбонаты, силикаты и сульфиды (исключение составляют соединения натрия, калия и аммония);
- 3) растворимы все хлориды, за исключением AgCl (нерастворим) и PbCl_2 (малорастворим);
- 4) растворимы большинство сульфатов (кроме сульфата бария BaSO_4 (нерастворим), сульфата свинца(II) PbSO_4 (нерастворим), сульфата кальция CaSO_4 (малорастворим), сульфата серебра Ag_2SO_4 (малорастворим)).

Лабораторный опыт № 15

Ознакомьтесь с коллекцией выданных вам образцов солей. Запишите их формулы, охарактеризуйте физические свойства, в том числе и растворимость в воде. Рассчитайте относительную молекулярную массу одной из выданных вам солей. Рассчитайте массовые доли элементов для этой же соли.

Познакомимся с некоторыми представителями этого класса.

Хлорид натрия NaCl . Поваренная соль необходима для жизнедеятельности организма человека и животных. Суточная потребность взрослого человека в поваренной соли составляет 10—15 г. Длительное солевое голодание может привести даже к гибели. Как вы знаете, хлорид натрия — ионное соединение, хорошо растворимое в воде. В живой клетке ионы натрия и калия образуют своеобразный биологический насос, чтобы в клетку попадали питательные вещества и выводились из неё отходы жизнедеятельности. Ионы натрия находятся снаружи клетки, а ионы калия — внутри. Натрий связывает воду, а калий выводит её из клетки, что и позволяет воде циркулировать, производя обмен веществ, растворённых в ней. В желудке животных из хлорида натрия вырабатывается соляная кислота.

В медицине широко используется физиологический раствор — 0,9%-ный раствор хлорида натрия в дистиллированной воде.

Хлорид натрия имеет тривиальное название «поваренная соль» (синонимы: пищевая, столовая соль). Нередко на пищевых упаковках указывается происхождение соли (каменная, морская) или добавки к ней — йодированная, фторированная и т. д.

В кулинарии соль используют не только как вкусовую добавку, но и как консервант.

Поваренная соль является важнейшим сырьём химической промышленности. Из неё получают соду, хлор, хлороводород, гидроксид натрия, металлический натрий.

Карбонат кальция CaCO_3 . Это вещество является основной частью известняка, мела, мрамора. Карбонат кальция образует в подземных пещерах сталактиты и сталагмиты.

Не менее важную роль карбонат кальция играет в живой природе. Он входит в состав наружного скелета морских звёзд, кораллов (рис. 56), раковин, двустворчатых и брюхоногих моллюсков, панцирей морских ежей и скелетов микроорганизмов. Постепенно твёрдые останки живых организмов опускаются на дно и скапливаются там, превращаясь в залежи известняка и мрамора. Карбонат кальция — это главная составная часть жемчуга и яичной скорлупы.

В промышленности известняк служит сырьём в производстве негашёной извести, цемента, карбида кальция.

Фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Это твёрдое белое кристаллическое вещество, нерастворимое в воде. В земной коре фосфат кальция входит в состав таких минералов, как фосфориты и апатиты. Эта соль — главный материал костей и зубов.



Рис. 56. Карбонат кальция входит в состав наружного скелета кораллов

Соли и их номенклатура. Составление формул солей. Растворимость солей. Хлорид натрия (поваренная соль). Карбонат кальция (мел, мрамор, известняк). Фосфат кальция.



ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ III «СОСТАВ И КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

1. Степень окисления — это условный заряд атома химического элемента в соединении, вычисленный из предположения, что все ковалентные полярные связи превратились в ионные.

2. Химические элементы делятся на две группы:

а) с постоянной степенью окисления:

- щелочные металлы, т. е. химические элементы IA-группы Периодической системы Д. И. Менделеева, которые всегда имеют степень окисления, равную +1;

- металлы IIA-группы Периодической системы Д. И. Менделеева, степень окисления которых всегда равна +2;

- алюминий, имеющий степень окисления +3;

- фтор, имеющий степень окисления -1;

- кислород, проявляющий в подавляющем большинстве соединений степень окисления -2;

- водород, в соединениях с большинством неметаллов имеющий степень окисления +1, а в соединениях с металлами — степень окисления -1;

б) с переменной степенью окисления, например, для хлора характерен набор нечётных степеней окисления: -1, +1, +3, +5, +7, а для серы — чётных: -2, +2, +4, +6.

3. Оксиды — это бинарные соединения с кислородом в степени окисления -2.

4. Способ образования названий оксидов:

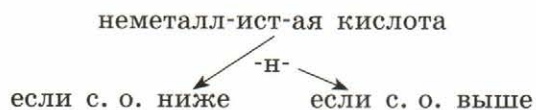
оксид + название элемента в родительном падеже + (римской цифрой с. о., если она переменная) .

5. Основания — это сложные вещества, состоящие из иона металла и одного или нескольких гидроксид-ионов. Делятся на щёлочи и нерастворимые основания.

6. Способ образования названий оснований:

гидроксид + название элемента в родительном падеже + (римской цифрой заряд иона (с.о.) металла, если он переменный) .

7. Кислоты — это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотного остатка. Признаки классификации кислот: основность, содержание кислорода в молекуле, растворимость, стабильность. Способ образования названий кислородсодержащих кислот:



8. Соли — это сложные вещества, состоящие из ионов металла и кислотного остатка. Делятся на растворимые, нерастворимые и малорастворимые.

9. Способ образования названий солей:

название иона кислотного остатка + название металла в родительном падеже + (римской цифрой с. о. металла, если она переменная).



IV

*РАСТВОРЫ. ТЕОРИЯ
ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ
ДИССОЦИИАЦИИ*



§ 27. РАСТВОРЫ. МАССОВАЯ ДОЛЯ РАСТВОРЁННОГО ВЕЩЕСТВА

Лабораторный опыт № 16

Ознакомьтесь с тремя препаратами домашней или школьной (кабинета химии) аптечки: раствором пероксида водорода, спиртовой настойки иода и нашатырного спирта (рис. 57). Какие типы смесей веществ представляют эти препараты? Компонент, которого в препаратах больше, называют **растворителем**. Как вы думаете, какие два растворителя используются для приготовления данных препаратов? Компонент, которого в препаратах меньше, называют **растворённым веществом**. Как вы думаете, в каких агрегатных состояниях находились взятые для приготовления данных растворов вещества?



Якоб Хендрик Вант-Гофф
(1852—1911)



Сванте Август Аррениус
(1859—1927)

Вы, несомненно, отметили, что все изученные вами аптечные препараты представляют собой однородные, или гомогенные, смеси, в которых используются два вида растворителя. Для приготовления раствора пероксида водорода и нашатырного спирта в качестве растворителя применяется вода, а для приготовления иодной настойки — этиловый спирт. В качестве растворённых веществ в нашей коллекции использовались твёрдое вещество — иод I_2 , жидкое вещество — пероксид водорода H_2O_2 и газообразное вещество — аммиак NH_3 .

Растворы — это гомогенные системы, состоящие из растворителя, растворённого вещества и продуктов их взаимодействия.

Последнее уточнение в определении было сделано благодаря великому русскому химику Д. И. Менделееву, который выдвинул химическую теорию растворов. Согласно этой теории, растворение — химический процесс взаимодействия растворителя и растворённого вещества, в результате которого образуются **гидраты** (нестойкие соединения переменного состава, которые образуются при химическом взаимодействии молекул воды с частицами растворённого вещества) и **сольваты** (в случае использования других растворителей).

Голландский химик Якоб Вант-Гофф и шведский физикохимик Сванте Аррениус придерживались физической теории растворов, согласно которой растворение — это диффузия частиц растворённого вещества между молекулами растворителя.

В пользу теории Менделеева говорят наблюдения за процессом растворения некоторых веществ. Так,

при добавлении воды к сульфату меди(II) CuSO_4 (порошок белого цвета) образуется раствор голубого цвета. А как известно, изменение окраски — признак химической реакции. Растворение одних веществ протекает с выделением теплоты, других — с поглощением. Например, экзотермическим является растворение серной кислоты (вспомните правило её разбавления) или щёлочи, а эндотермическим — растворение нитрата калия.

Если положить в химический стакан несколько гранул кристаллического гидроксида натрия, прилить в него 50—70 мл воды и размешать раствор, то с помощью термометра можно зафиксировать быстрое повышение температуры. Ещё более сильное нагревание наблюдается при растворении серной кислоты в воде.

Если же аналогичный опыт провести с нитратом калия, то легко отметить понижение температуры.

В пользу теории Вант-Гоффа и Аррениуса говорит тот факт, что гидраты (сольваты) не имеют постоянного состава.

В настоящее время растворение рассматривают как физико-химический процесс, а растворы — как физико-химические системы.



Рис. 57. Аптечные препараты растворов: а — иода; б — пероксида водорода; в — аммиака

Обратите внимание на этикетки аптечных препаратов, на которых указано содержание растворённых веществ (рис. 57): 5%-ный раствор иода, 3%-ный раствор пероксида водорода и 10%-ный раствор аммиака. Что обозначают эти количественные характеристики растворов?



Содержание растворённого вещества в растворе выражают с помощью его **массовой доли** (w).

Массовой долей растворённого вещества в растворе называют отношение массы растворённого вещества к массе раствора.

$$w(\text{в-ва}) = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\%,$$

где $w(\text{в-ва})$ — массовая доля растворённого вещества; $m(\text{в-ва})$ — масса растворённого вещества; $m(\text{р-ра})$ — масса раствора.

Если в растворе содержится только растворённое вещество и растворитель, то сумма их масс равна массе раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{р-ля}) + m(\text{в-ва}).$$

На практике отмерять массу раствора очень неудобно, удобнее брать необходимый объём. Для его расчёта нужно знать плотность раствора, которая показывает массу единицы объёма и связана с массой и объёмом раствора формулой:

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

Чаще всего плотность жидкостей указывают в г/мл, но встречаются и другие размерности: 1 г/см³, 1 кг/л, 1000 кг/м³.

В условиях задач плотность чистой воды обычно не указана. Это величина постоянная, равная 1 г/мл, или 1 кг/л.

Решим несколько задач с использованием понятия «массовая доля растворённого вещества».

Задача. Какая масса уксусной кислоты содержится в 150 г столового уксуса с массовой долей кислоты 3,5 %?

Дано:

$$m(\text{р-ра}) = 150 \text{ г}$$

$$w(\text{кислоты}) = 3,5 \%$$

$$m(\text{кислоты}) = ?$$

Решение:

Массу растворённой кислоты находим по формуле

$$w(\text{кислоты}) = \frac{m(\text{кислоты})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \%,$$

$$m(\text{кислоты}) = \frac{m(\text{р-ра}) \cdot w(\text{кислоты})}{100\%} = 150 \text{ г} \cdot 0,035 = 5,25 \text{ г}.$$

Ответ: 5,25 г.

Задача. В 400 мл воды растворили 112 л аммиака NH₃ (н. у.). Рассчитайте массовую долю растворённого вещества в полученном растворе.

Дано:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 400 \text{ мл}$$

$$V(\text{NH}_3) = 112 \text{ л}$$

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

Решение:

1. Найдём количество вещества аммиака:

$$\nu(\text{NH}_3) = \frac{V(\text{NH}_3)}{V_m} = \frac{112 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 5 \text{ моль}.$$

2. Рассчитаем массу растворённого аммиака:

$$m(\text{NH}_3) = \nu(\text{NH}_3) \cdot M(\text{NH}_3) = 5 \text{ моль} \cdot 17 \text{ г/моль} = 85 \text{ г}.$$

3. Найдём массу воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O}) = 400 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 400 \text{ г}.$$

4. Рассчитаем массу полученного раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{NH}_3) = 400 \text{ г} + 85 \text{ г} = 485 \text{ г}.$$

5. Вычислим массовую долю аммиака в полученном растворе:

$$w(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{m(\text{р-ра})} = \frac{85 \text{ г}}{485 \text{ г}} \cdot 100 \% = 17,5 \%.$$

Ответ: $w(\text{NH}_3) = 17,5 \%$.

Задача. Какую массу карбоната натрия необходимо растворить в 100 мл 10%-ного раствора карбоната натрия (плотностью 1,11 г/мл), чтобы получить раствор с массовой долей соли 15%?

Дано:

$$\begin{aligned}V_1(\text{р-ра}) &= 100 \text{ мл} \\ \rho_1(\text{р-ра}) &= 1,11 \text{ г/мл} \\ w_1(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= 10 \% \\ w_2(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= 15 \%\end{aligned}$$

$$w(\text{Na}_2\text{CO}_3) \text{ — ?}$$

Решение:

1. Найдём массу исходного раствора:

$$\begin{aligned}m_1(\text{р-ра}) &= V_1(\text{р-ра}) \cdot \rho_1(\text{р-ра}) = 100 \text{ мл} \times \\ &\times 1,11 \text{ г/мл} = 111 \text{ г.}\end{aligned}$$

2. Вычислим массу карбоната натрия в первом растворе:

$$m_1(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m_1(\text{р-ра}) \cdot w_1(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 111 \text{ г} \cdot 0,1 = 11,1 \text{ г.}$$

3. Пусть масса добавляемого карбоната натрия равна x г. Тогда масса карбоната натрия во втором растворе будет равна:

$$m_2(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m_1(\text{Na}_2\text{CO}_3) + x \text{ (г)},$$

а общая масса второго раствора: $m_2(\text{р-ра}) = m_1(\text{р-ра}) + x \text{ (г)}$.

4. Для второго раствора верно равенство:

$$\begin{aligned}w_2(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= \frac{m_2(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{m_2(\text{р-ра})} \cdot 100 \% = \frac{m_1(\text{Na}_2\text{CO}_3) + x}{m_1(\text{р-ра}) + x} \cdot 100 \% \\ &\Rightarrow \frac{11,1 + x}{111 + x} \cdot 100 \% = 15 \%\end{aligned}$$

Решая последнее уравнение, получим: $x = 6,53 \text{ г}$.

Ответ: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 6,53 \text{ г}$.

Растворитель и растворённое вещество. Растворы. Растворение. Гидраты. Массовая доля растворённого вещества.



Проверьте свои знания

1. Что представляют собой растворы? гидраты?
2. Как рассчитывается массовая доля растворённого вещества?

Примените свои знания

1. Найдите массовую долю хлорида натрия в растворе, полученном при растворении 15 г этой соли в 235 мл воды.
2. В автомобильных аккумуляторах используют 36%-ный раствор серной кислоты. Рассчитайте массы кислоты и воды, необходимые для приготовления 2,5 кг аккумуляторного раствора.
3. В косметике используют 15%-ный раствор глицерина (плотностью 1,26 г/см³). Рассчитайте массу глицерина, содержащегося в 250 мл раствора.
4. Для засолки огурцов используют 5%-ный раствор поваренной соли (плотность 1,1 г/см³). Найдите массу и количество вещества соли, необходимые для приготовления 5 л такого раствора.

5. В химической лаборатории используют 35%-ный раствор пероксида водорода. Какую массу аптечного раствора можно приготовить из 1,5 кг раствора пероксида водорода, используемого в лаборатории?
6. Рассчитайте массовую долю аммиака в растворе, полученном растворением 6,72 л аммиака (н. у.) в 175 мл воды.
7. После упаривания 500 мл 10%-ного раствора карбоната натрия (плотностью 1,1 г/мл) его масса уменьшилась на 100 г. Какова массовая доля соли в полученном растворе?
8. При охлаждении 200 г 5%-ного раствора перманганата калия выпал осадок перманганата калия массой 4 г. Какова массовая доля соли в полученном растворе?
9. Какими химическими связями образованы соединения, содержащиеся в аптечных препаратах, с которыми вы знакомились при выполнении лабораторного опыта?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Аргументируйте свою позицию на процесс растворения с точки зрения физической и химической теорий растворов.

§ 28. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ



В двух химических стаканах без этикеток находятся по 10 г сахарного песка и поваренной соли. Как распознать эти вещества?

Кто-то предложит распознать их по вкусу, забыв о том, что правила техники безопасности запрещают использовать такой способ в кабинете химии. Другие, опираясь на прочные знания по химии, вспомнят, что сахар — вещество с молекулярной кристаллической решёткой, следовательно, легко плавится, а соль, как вещество с ионной кристаллической решёткой, тугоплавка. Такой способ распознавания потребует много времени, а плавление сахара будет сопровождаться образованием дыма, имеющего неприятный запах. Ключом к решению проблемы будет именно кристаллическое строение этих веществ. Используем специальный прибор — электролизёр (рис. 58). Растворим оба вещества в воде и опустим в раствор закреплённые на пластмассовой крышке угольные электроды, к клеммам которых присоединены провода.

Включим прибор в электрическую сеть. Лампочка загорится, если раствор проводит электрический ток, и не загорится, если раствор его не проводит.

В растворе поваренной соли лампочка загорается, а в растворе сахара — нет.

Вещества, растворы которых проводят электрический ток, называют **электролитами**.

К электролитам относятся растворы солей, щелочей и кислот.

Вещества, растворы которых не проводят электрический ток, называют **неэлектролитами**.

К ним относятся растворы спирта, глюкозы, других органических соединений.

В чём причина электропроводности растворов электролитов?



Впервые объяснение этому явлению дал лауреат Нобелевской премии Сванте Аррениус. В 1887 г. для объяснения электропроводности растворов веществ он выдвинул гипотезу, получившую научное подтверждение, которое превратило её в **теорию электролитической диссоциации**. Большой вклад в превращение этой гипотезы в теорию внесли русские химики Иван Алексеевич Каблуков и Владимир Александрович Кистяковский.

С. Аррениус выдвинул предположение о том, что при растворении электролитов в воде в растворе образуются ионы, т. е. электролит распадается на ионы, или диссоциирует.

А вот объяснить, почему это происходит, вскрыть причину диссоциации электролита смогли ученики



Иван Алексеевич Каблуков
(1857—1942)



Владимир Александрович
Кистяковский (1865—1952)



Рис. 58. Электролизёр — прибор для определения электропроводности растворов

Менделеева И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский, которые применили химическую теорию растворов своего учителя для объяснения электролитической диссоциации. Их дополнения к теории Аррениуса были существенными.

1. Причиной электролитической диссоциации является взаимодействие электролита с молекулами воды, т. е. его гидратация.

Рассмотрим механизм электролитической диссоциации ионных соединений. Вначале вспомним строение молекул воды (см. с. 84). За счёт большей электроотрицательности атома кислорода на атомах водорода образуется частичный положительный заряд, а на атоме кислорода — отрицательный. С учётом угловой формы молекулы воды имеют два полюса — положительный и отрицательный. Такие частицы называют диполями.

Как же происходит диссоциация электролитов ионного строения? Если их поместить в воду, то вокруг положительных и отрицательных ионов кристаллической решётки электролита диполи воды ориентируются противоположно заряженными концами (рис. 59).

Между ионами кристалла электролита и молекулами воды возникнет притяжение, связь между ионами ослабеет, и произойдёт переход ионов из кристалла в раствор. Перешедшие в раствор ионы остаются связанными с присоединившимися к ним молекулами воды, которые образуют гидратную оболочку иона. Такой ион называется гидратированным. Следовательно, при диссоциации электролитов с ионной кристаллической решёткой последовательно происходят следующие процессы:

- 1) **ориентация** молекул воды — диполей — около ионов кристалла;
- 2) **гидратация** (взаимодействие) молекул воды с противоположно заряженными ионами поверхностного слоя кристалла;
- 3) **диссоциация** (распад) кристалла электролита на гидратированные ионы. Уравнение диссоциации хлорида натрия:



Аналогично диссоциируют и электролиты, молекулы которых образованы за счёт ковалентной полярной связи, например, молекулы хлороводорода (рис. 60).

В этом случае также наблюдается процесс **ионизации** молекул электролита: превращение ковалентной полярной связи в ионную. Тем не менее, как и в первом случае, в растворе образуются гидратированные ионы водорода и хлора:



Обратный процесс соединения гидратированных ионов в молекулы называется **ассоциацией**. Он характерен для слабых электролитов, о которых речь пойдёт ниже.

2. В растворах электролитов содержатся не свободные ионы, а гидратированные, т. е. «одетые» в оболочку из молекул воды.

Свойства таких ионов отличаются от свойств негидратированных ионов. Вспомним, например, что гидратированные ионы меди имеют голубой цвет, тогда как негидратированные ионы образуют кристаллы сульфата меди(II) белого цвета.

Разные электролиты в разной степени диссоциируют на ионы. Это свойство электролитов характеризуется особой величиной, которая так и называется — степень электролитической диссоциации. Она обозначается греческой буквой α — «альфа».

Отношение количества вещества электролита, распавшегося на ионы (n_d), к общему количеству растворённого вещества (n_p) называется **степенью электролитической диссоциации**:

$$\alpha = \frac{n_d}{n_p}.$$

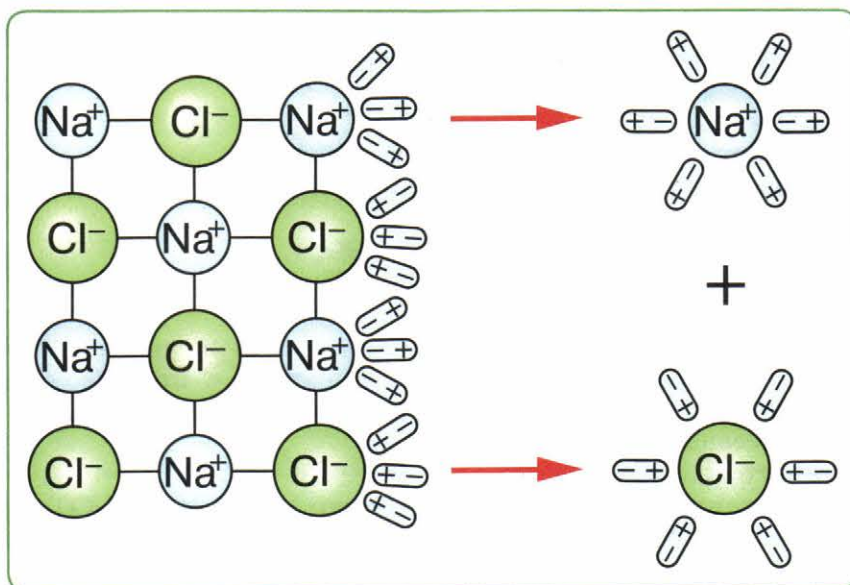


Рис. 59. Схема электролитической диссоциации хлорида натрия

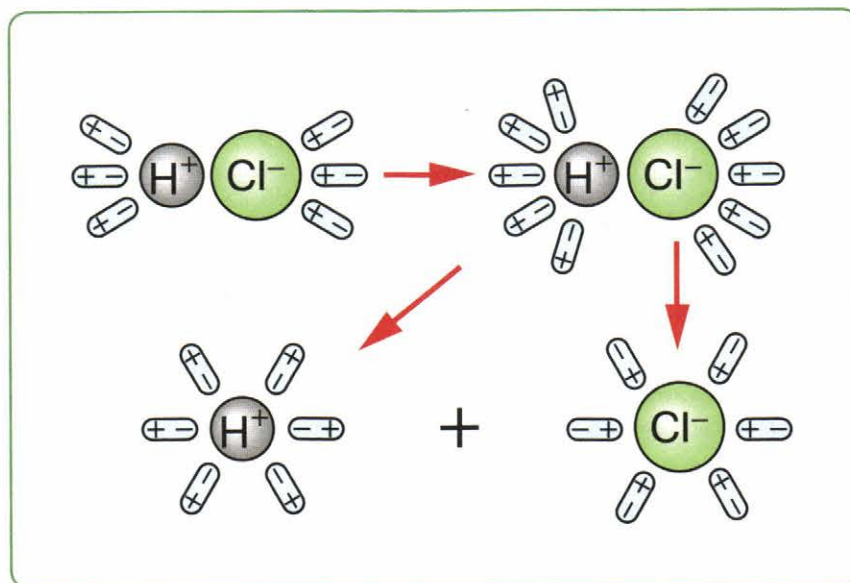


Рис. 60. Схема электролитической диссоциации соляной кислоты

Степень электролитической диссоциации определяют опытным путём и выражают в долях или процентах. Если $\alpha = 0$, то диссоциация отсутствует, а если $\alpha = 1$ (100%), то электролит полностью распадается на ионы.

Степень электролитической диссоциации зависит от природы электролита и от его концентрации в растворе. При разбавлении раствора степень электролитической диссоциации увеличивается.

По степени электролитической диссоциации все электролиты делятся на сильные и слабые.

Сильные электролиты в растворе полностью распадаются на ионы ($\alpha \rightarrow 1$), т. е. диссоциируют необратимо. К ним относятся:

- все растворимые в воде соли;
- щёлочи;
- многие кислоты, например HCl , HNO_3 , H_2SO_4 .

Запишем уравнения электролитической диссоциации некоторых сильных электролитов:



Слабые электролиты лишь частично распадаются на ионы ($\alpha \rightarrow 0$). Диссоциируют такие электролиты обратимо, т. е. наряду с процессом распада их молекул на ионы — диссоциацией — происходит процесс соединения ионов в молекулы — ассоциация.

К ним относятся:

- многие неорганические кислоты, например HNO_2 , H_2S , H_2CO_3 , HF , H_2SO_3 ;
- гидрат аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, нерастворимые гидроксиды металлов, например $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

В уравнениях диссоциации таких электролитов используют знак обратимости — две противоположно направленные стрелки:



Лабораторный опыт № 17

В углубление планшетки для эксперимента с малыми количествами веществ поместите с помощью пипетки 1—2 капли раствора уксусной кислоты. Соблюдая правила техники безопасности, понюхайте кислоту. Что отмечаете?

Добавьте в углубление с кислотой 7—10 капель воды. Снова понюхайте раствор. Что отмечаете?

Уксусная кислота — слабая летучая кислота, обладающая также резким запахом. При разбавлении она, как слабый электролит, почти не распадается на ионы, и молекулы обуславливают сохранение запаха.



Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Механизм диссоциации соединений ионного и ковалентно-полярного типов. Гидратированные и негидратированные ионы. Степень электролитической диссоциации и факторы, от которых она зависит. Сильные и слабые электролиты.

Проверьте свои знания

1. Что называют электролитической диссоциацией? На какие группы делятся вещества по способности к диссоциации?
2. Что называют степенью электролитической диссоциации? На какие группы делятся вещества по степени электролитической диссоциации?

Примените свои знания

1. Почему кристаллический хлорид натрия не проводит электрический ток, а его раствор электропроводен? Объясните механизм диссоциации соли.
2. Можно ли говорить о процессе ассоциации в растворах электролитов с ионной ковалентной связью? Почему?
3. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: хлорида железа(III), сероводородной кислоты, сульфата железа(II), фосфата натрия, гидроксида бария, азотистой кислоты, азотной кислоты. Почему в одних уравнениях вы записываете знак равенства, а в других — знак обратимости?
4. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами ионов в уравнениях электролитической диссоциации: а) нитрата лития; б) хлорида бария; в) нитрита кальция; г) сульфата цинка?
5. В растворах каких соединений загорится лампочка при испытании их на электропроводность: а) сероводород; б) азотистая кислота; в) гидроксид бария; г) гидрат аммиака; д) серная кислота; е) сульфат магния? Где она будет гореть ярко, а где — слабо? Как можно увеличить интенсивность горения лампочки?
6. Найдите количество вещества каждого из ионов, содержащихся в 342 г 5%-ного раствора сульфата алюминия.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

1. Подготовьте сообщение о жизни и научной деятельности С. Аррениуса.
2. Подготовьте презентацию по теме «Вклад русских химиков в развитие теории электролитической диссоциации».

§ 29. ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Теория (от греч. *theoria* — наблюдение, исследование) — совокупность научных положений какого-либо учения. Предметом химии являются вещества, а предметом теории электролитической диссоциации — электролиты. В свою очередь, свойства электролитов обусловлены свойствами образующихся при их диссоциации ионов. Попробуйте сформулировать основные положения этой теории в соответствии с логической схемой: вещества \rightleftharpoons электролиты \rightleftharpoons ионы. Почему в данной схеме использованы знаки обратимости?



Основные положения теории электролитической диссоциации были сформулированы, как вы уже знаете, С. Аррениусом и дополнены И. А. Каблуковым и В. А. Кистяковским. Изложим эти положения в соответствии с предложенной в задании схемой.

1. Все вещества по способности проводить электрический ток в водных растворах делятся на электролиты и неэлектролиты.

Очевидно, электролиты должны обладать двумя признаками: быть растворимыми в воде и состоять из ионов или образовывать их в растворе.

2. В растворе электролиты диссоциируют, т. е. распадаются на ионы. Причиной диссоциации является гидратация электролита, т. е. его взаимодействие с водой.

Обобщим сведения об ионах.

Ионы (от греч. *ιδν* — идущий, странствующий) — это положительно или отрицательно заряженные частицы, образующиеся при потере или приобретении электронов атомами или группами атомов.

По составу различают ионы **простые** (например, Na^+ , Cl^- , S^{2-} , Al^{3+}) и **сложные** (например, NH_4^+ , SO_4^{2-}).

По заряду различают **положительные** и **отрицательные** ионы.

Положительные ионы движутся к отрицательному полюсу источника тока — катоду, и поэтому называются **катионами**. К ним относятся:

- катион водорода H^+ ;
- катионы металлов M^{n+} ;
- катион аммония NH_4^+ .

Отрицательные ионы движутся к положительному полюсу источника тока — аноду, и поэтому называются **анионами**. К ним относятся:

- гидроксид-анион OH^- ;
- анионы кислотных остатков $\text{Ac}d^{n-}$ (от англ. *acid* — кислота), где n — основность кислоты.

По наличию водной оболочки вокруг ионов различают **гидратированные** и **негидратированные ионы**. Свойства гидратированных ионов отличаются от свойств негидратированных. Напомним, например, что гидратированный ион меди $\text{Cu}^{2+} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ имеет голубой цвет, а негидратированные ионы меди Cu^{2+} в безводных кристаллах сульфата меди(II) CuSO_4 бесцветны.

3. Разные электролиты по-разному диссоциируют на ионы и по этому признаку делятся на сильные и слабые.

Количественно способность электролитов диссоциировать характеризует, как вы уже знаете, степень электролитической диссоциации.

4. Все электролиты делятся на три класса: кислоты, основания и соли.

Электролиты, которые диссоциируют в воде на катионы водорода и анионы кислотного остатка, называются **кислотами**.

Общее уравнение электролитической диссоциации кислоты можно представить в виде



где $\text{Ac}d$ — кислотный остаток; n — величина заряда аниона кислотного остатка.

Кислоты классифицируют по числу атомов водорода, способных замещаться на металл, по наличию кислорода, по растворимости в воде, по способности к электролитической диссоциации.

1. По числу атомов водорода, способных замещаться на металл, кислоты подразделяют на три группы:

- одноосновные (например, HCl , HNO_3 , HNO_2);
- двухосновные (например, H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2S);
- трёхосновные (например, H_3PO_4).

2. По наличию кислорода в кислотном остатке кислоты бывают:

- кислородсодержащие (например, H_2SiO_3 , H_2SO_3 , H_3PO_4);
- бескислородные (например, HCl , H_2S , HCN).

3. По растворимости в воде кислоты делятся на две группы:

- растворимые (например, HCl , H_2SO_4);
- нерастворимые (например, H_2SiO_3).

4. По способности к электролитической диссоциации кислоты бывают:

- сильные (например, HNO_3 , HCl , H_2SO_4);
- слабые (например, H_2S , CH_3COOH , HNO_2).

Как сильные, так и слабые одноосновные кислоты диссоциируют, распадаясь на катион водорода и анион кислотного остатка:



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. На первой ступени отщепляется первый катион водорода, например:



Второму катиону водорода приходится отрываться уже не от нейтральной молекулы, а от отрицательно заряженного иона, что, согласитесь, сделать значительно сложнее. Следовательно, диссоциация кислоты по второй ступени менее значительна, чем по первой, и потому в уравнении диссоциации записывают знак обратимости, как для слабого электролита:



Электролиты, которые диссоциируют в воде на катионы металла (ионы аммония) и гидроксид-анионы, называются **основаниями**.

В общем виде уравнение электролитической диссоциации растворимых в воде оснований — щелочей выглядит так:



где M — катион металла; n — величина заряда катиона металла.

Помимо гидроксидов металлов, основные свойства проявляет водный раствор аммиака. Газообразный аммиак не просто растворяется в воде, но и частично с ней взаимодействует. При этом образуется гидрат аммиака, состав которого записывают формулой $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Основания классифицируют по числу гидроксильных групп, растворимости в воде и степени электролитической диссоциации.

1. По числу гидроксильных групп — кислотности основания подразделяются на две группы:

- однокислотные (например, NaOH, LiOH);
- двухкислотные (например, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂).

2. По растворимости в воде основания делятся на две группы:

- растворимые, или щёлочи (например, KOH, Ba(OH)₂);
- нерастворимые (например, Fe(OH)₂).

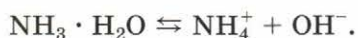
3. По степени электролитической диссоциации основания бывают:

- сильные, к которым относят щёлочи (например, NaOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂);
- слабые (например, NH₃ · H₂O, Fe(OH)₂).

Основания диссоциируют в растворах, распадаясь при этом на катион металла и гидроксид-анионы OH⁻:



Особое основание — гидрат аммиака, и диссоциирует оно по-особому:



Электролиты, которые диссоциируют в воде на катионы металла (ионы аммония) и анионы кислотного остатка, называются **солями**.

Роль однозарядного катиона металла может играть катион аммония NH₄⁺ — это так называемые соли аммония, или аммонийные соли, например, NH₄Cl — хлорид аммония, (NH₄)₂SO₄ — сульфат аммония.

Соли классифицируют по растворимости в воде и по составу.

В зависимости от *растворимости в воде* соли, как и вещества других классов, бывают:

- растворимыми (например, NaCl, KNO₃);
- малорастворимыми (например, CaSO₄, PbCl₂);
- нерастворимыми (например, AgCl, BaSO₄).

Следует помнить, что все растворимые соли — сильные электролиты. В растворе они полностью диссоциируют, например:



Вы уже знаете, что в состав солей входит катион металла и анион кислотного остатка. Такие соли называют **средними**. Их можно рассматривать как продукты полного замещения водорода в кислоте на металл. Соли, формулы которых приведены выше, относятся к средним солям.

Одноосновным кислотам соответствуют только средние соли. В многоосновных кислотах атомов водорода несколько. Если не все, а только часть из них заместить на атомы металла, получатся соли, называемые **кислыми**. Например, заменив один катион водорода в молекуле угольной кислоты, получим анион HCO₃⁻, имеющий заряд -1. Этот анион входит в состав кислых солей, например, NaHCO₃, Mg(HCO₃)₂. В названии кислых солей на сохранившийся атом водорода указывает приставка *гидро-*: гидрокарбонат натрия, гидрокарбонат магния.

Кислые соли, как и многоосновные кислоты, диссоциируют ступенчато:



Основные положения теории электролитической диссоциации. Катионы и анионы. Кислоты, основания и соли как электролиты. Их классификация и диссоциация.



Проверьте свои знания

1. Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации.
2. Дайте определения кислотам, основаниям и солям с точки зрения электролитической диссоциации.
3. На какие группы делят кислоты, основания и соли? Как ваши первоначальные представления о классификации этих соединений дополнились знаниями по теории электролитической диссоциации?
4. В чём различие процессов электролитической диссоциации сильных и слабых электролитов? Напишите уравнения электролитической диссоциации азотной и азотистой кислот. В каком уравнении необходимо поставить знак равенства, а в каком — знак обратимости?

Примените свои знания

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: бромида калия, иодоводородной кислоты, хлорида железа(III), сульфата натрия.
2. В чём сходство и различие составов растворов хлорида калия и хлорида натрия? Назовите ионы, присутствующие в растворах этих веществ.
3. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами ионов в уравнениях электролитической диссоциации: а) нитрата лития; б) хлорида бария; в) нитрита кальция; г) сульфата цинка?
4. Среди перечисленных веществ укажите сильные и слабые электролиты: сероводород, азотистая кислота, гидроксид бария, гидрат аммиака, серная кислота, сульфат магния.
5. Определите степени окисления атомов в следующих кислотах: борная H_3BO_3 , метафосфорная HPO_3 , двухромовая $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации двухромовой кислоты, учитывая, что по первой ступени двухромовая кислота диссоциирует полностью, а по второй — частично.
6. В 1 л воды растворили 4,48 л (н. у.) аммиака. Найдите массовую долю аммиака в полученном растворе.
7. Дайте названия солей, формулы которых: Na_2SO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, KNO_2 , CuSO_4 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, NH_4HSO_4 . Напишите уравнения электролитической диссоциации каждой из этих солей.

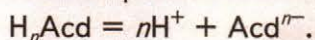
Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Предложите свою схему классификации веществ и электролитов.

§ 30. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ В СВЕТЕ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ



Вспомните общее уравнение электролитической диссоциации кислот:



В растворах кислот, особенно сильных, присутствуют два типа ионов: одинаковые для всех кислот — катионы водорода и индивидуальные для каждой кислоты — анионы кислотного остатка. Следует ли из этого вывод о том, что кислоты будут обладать как общими свойствами, так и индивидуальными, т. е. свойства кислот обусловлены свойствами, образующимися при диссоциации ионов?

Перечислим **общие свойства кислот**.

1. Все кислоты *обладают кислым вкусом*. Конечно, испытывать это в кабинете химии категорически запрещается. Достаточно того, что вам хорошо знаком кислый вкус лимона, который обусловлен присутствием лимонной кислоты.

2. Растворимые в воде кислоты *изменяют окраску индикаторов*. Напомним, что лакмус, метиловый оранжевый и универсальный индикаторы в кислой среде окрашиваются в красный цвет, фенолфталеин остаётся бесцветным.

3. Кислоты *реагируют с основаниями* с образованием соли и воды.

Лабораторный опыт № 18

Поместите в штатив две пробирки с 2 мл раствора серной кислоты, две — с 2 мл раствора азотной кислоты и две с 2 мл соляной кислоты. В 1, 3 и 5-ю пробирки добавьте с помощью пипетки 2—3 капли раствора лакмуса, в остальные — метилового оранжевого. Как изменилась окраска индикаторов? Почему для эксперимента не был предложен раствор фенолфталеина?

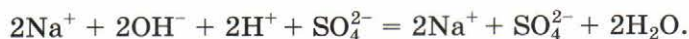
Лабораторный опыт № 19

Налейте в три пробирки по 2 мл раствора гидроксида натрия и добавьте к ним по 2—3 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем по каплям приливайте в эти пробирки кислоты: в 1-ю — раствор серной кислоты, во 2-ю — раствор азотной кислоты, в 3-ю — соляную кислоту, до тех пор пока растворы не обесцветятся. О чём свидетельствует исчезновение окраски индикатора? Потрогайте дно пробирок и сделайте вывод о тепловом эффекте реакции.

Запишем уравнения проведённых реакций, учитывая тот факт, что в опыте использовались сильные электролиты, т. е. соединения, полностью распавшиеся на ионы.

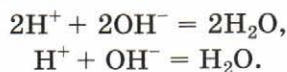
1) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ — молекулярное уравнение реакции.

Перепишем молекулярное уравнение следующим образом: формулы сильных электролитов запишем в виде ионов, а формулы неэлектролитов оставим в молекулярном виде:



Такую запись называют **полным ионным уравнением** реакции. В нём представлены все частицы, реально существующие в растворе.

Сократим одинаковые ионы в правой и левой частях уравнения. Из представленных уравнений видно, что катионы натрия 2Na^+ и сульфат-анионы SO_4^{2-} не участвуют в реакциях, так как они записаны и в левой, и в правой частях уравнения, поэтому их можно сократить:



Таким образом, получается **сокращённое ионное уравнение**, т. е. такое уравнение, в котором показано, между какими частицами идет взаимодействие.

2) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ — молекулярное уравнение реакции;

$\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- = \text{Na}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ — полное ионное уравнение;

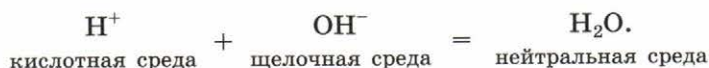
$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ — сокращённое ионное уравнение.

3) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ — молекулярное уравнение реакции;

$\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ — полное ионное уравнение;

$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ — сокращённое ионное уравнение.

Так как во всех трёх опытах наблюдается одинаковый эффект, то, очевидно, его суть отражает сокращённое ионное уравнение реакции, одинаковое для всех реакций: катионы водорода взаимодействуют с гидроксид-анионами с образованием воды:



Поэтому такую реакцию называют **реакцией нейтрализации**. Эта реакция является частным случаем реакций обмена. Так как такие реакции протекают между растворами электролитов, то их более точно называют **реакциями ионного обмена**.

Рассмотрим взаимодействие этих же кислот с нерастворимым гидроксидом меди(II).

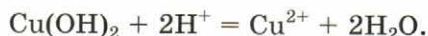
Лабораторный опыт № 20

Получите осадок гидроксида меди(II). С этой целью к 1 мл раствора сульфата меди(II) прилейте 1 мл раствора щёлочи. Что наблюдаете? Получите такой осадок ещё в двух пробирках. В 1-ю пробирку прилейте к осадку соляную кислоту (т. е. раствор, содержащий H^+ и Cl^-), во 2-ю — раствор серной кислоты (т. е. раствор, содержащий H^+ и SO_4^{2-}), в 3-ю — раствор азотной кислоты (т. е. раствор, содержащий H^+ и NO_3^-). Что наблюдаете? Запишите соответствующие уравнения реакций.

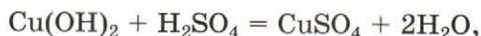
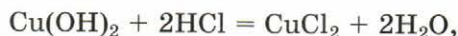
Во всех трёх пробирках наблюдается одинаковый эффект: выпавший на первом этапе данного эксперимента осадок голубого цвета растворяется, окрашивая содержимое пробирок в голубой цвет. Во всех трёх пробирках из осадка ионы меди перейдут в раствор:



Согласно закону сохранения зарядов, в реакцию с одной формульной единицей гидроксида меди(II) вступают два катиона водорода (так как образуется двухзарядный катион меди Cu^{2+}). Очевидно, что вторым продуктом этой реакции будет вода. Запишем сокращённое ионное уравнение всех трёх проведённых реакций:



Ему соответствуют три молекулярных уравнения:



4. Кислоты *реагируют с оксидами металлов* с образованием соли и воды.

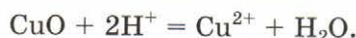
Лабораторный опыт № 21

В три сухие пробирки поместите немного порошка оксида меди(II) и прилейте: в 1-ю — соляную кислоту, во 2-ю — раствор серной кислоты, в 3-ю — азотную кислоту. Используя держатель для пробирок, нагрейте каждую пробирку в пламени спиртовки. Что наблюдаете? Запишите соответствующие уравнения реакций.

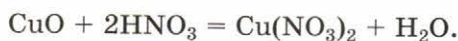
Очевидно, что сущность проведённых реакций отражает следующая схема:



которой соответствует следующее ионное уравнение реакции:

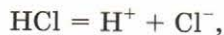


Ему, в свою очередь, соответствуют три следующих молекулярных уравнения:



5. Кислоты *взаимодействуют с металлами* с образованием соли и водорода.

Из сильных кислот по-особому взаимодействуют с металлами концентрированная серная кислота и азотная кислота любой концентрации. Эти реакции вы будете изучать в курсе химии 9 класса. Следовательно, из всех сильных кислот взаимодействие с металлами с образованием соли и водорода характерно для соляной и разбавленной серной кислот. Будучи сильными электролитами, эти вещества в растворе существуют не в виде молекул, а в виде отдельных ионов:



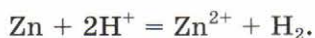
Лабораторный опыт № 22

Поместите в две пробирки по 1—2 гранулы цинка. Затем прилейте: в 1-ю пробирку 2 мл соляной кислоты, а во 2-ю пробирку 2 мл раствора серной кислоты. Что наблюдаете? Запишите соответствующие уравнения реакций.

Нетрудно заметить выделение пузырьков водорода. Гранулы цинка постепенно уменьшаются в размерах, т. е. цинк в виде ионов переходит в раствор в соответствии со схемой:



Очевидно, что с цинком взаимодействуют катионы водорода кислоты. Ионное уравнение этого процесса:



Запишите уравнения реакций в молекулярном виде между цинком и соляной кислотой, цинком и серной кислотой.



Однако не все металлы вытесняют водород из кислот. Возможность протекания такой реакции определяется положением металлов в **ряду активности металлов** (более точное научное название этого ряда — **электрохимический ряд напряжений металлов**):

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Au.

Металлы, стоящие в ряду активности металлов до водорода, способны вытеснять его из растворов сильных кислот (но не азотной и не концентрированной серной кислот). Очевидно, что медь с растворами серной и соляной кислот реагировать не будет (она находится в ряду активности металлов после водорода).

Лабораторный опыт № 23

Поместите в пробирку кусочек меди. Прилейте 2—3 мл соляной кислоты. Что наблюдаете?

Для того чтобы прошла реакция между раствором кислоты и металлом, необходимо соблюдение ещё одного правила. **В результате этой реакции должна образоваться растворимая соль.**

Лабораторный опыт № 24

Поместите в пробирку кусочек свинца и прилейте 2—3 мл раствора серной кислоты. Что наблюдаете?

Раствор серной кислоты со свинцом не взаимодействует, так как на его поверхности образуется нерастворимый сульфат. Тем самым нарушается важнейшее условие протекания химической реакции — соприкосновение реагирующих веществ.

Отметим также, что для растворов кислот уравнения реакций с металлами IA и IIA групп не записывают, так как эти металлы взаимодействуют с водой, образуя щёлочь и водород.

6. Кислоты взаимодействуют с солями.

Эта реакция проходит между растворами электролитов, поэтому она протекает по правилу Бертолле (установленному французским физиком Клодом Бертолле).

Реакция между растворами электролитов возможна только в том случае, если в результате реакции образуется газ, осадок или слабый электролит (например, вода).

Рассмотрим первый случай — образование газа.

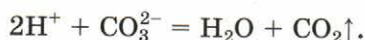
Лабораторный опыт № 25

В три пробирки налейте по 2 мл раствора карбоната натрия. Затем осторожно добавьте в каждую пробирку по 2—3 капли кислот: в 1-ю пробирку — соляную кислоту, во 2-ю — раствор серной кислоты, в 3-ю — раствор азотной кислоты. Что наблюдаете? Запишите соответствующие уравнения реакций.

Будучи сильным электролитом, карбонат натрия существует в растворе в виде отдельных ионов:



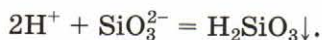
Во всех пробирках наблюдается один и тот же результат — бурное выделение углекислого газа в результате взаимодействия ионов:



Запишите три молекулярных уравнения, соответствующих этому ионному.

Разберём второй случай — выпадение осадка.

С помощью таблицы растворимости определим, каким образом можно связать катион водорода. Очевидно, в виде кремниевой кислоты, полученной в результате реакции, сокращённое ионное уравнение которой:



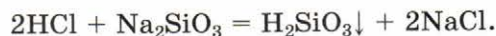
Лабораторный опыт № 26

В три пробирки налейте по 2 мл раствора силиката натрия. Затем добавляйте по каплям: в 1-ю пробирку соляную кислоту, во 2-ю — раствор серной кислоты, в 3-ю — раствор азотной кислоты. Что наблюдаете? Запишите соответствующие уравнения реакций.



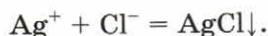
Запишите молекулярные уравнения проделанных реакций, соответствующие приведённому выше ионному.

Катионы водорода предоставляет для этой реакции каждая из рассмотренных кислот, как сильный электролит, а силикат-анион — растворимая соль кремниевой кислоты Na_2SiO_3 или K_2SiO_3 . Для соляной кислоты требуемое молекулярное уравнение:



Аналогично с помощью таблицы растворимости определим, какие реагенты необходимо использовать, чтобы перевести в осадок анионы кислотного остатка.

Определим с помощью таблицы растворимости, что хлорид-ион можно перевести в осадок в виде хлорида серебра в соответствии со следующим ионным уравнением:



Необходимый для проведения этой реакции катион серебра предоставит растворимая соль — нитрат серебра AgNO_3 .

Лабораторный опыт № 27

В пробирку прилейте 2 мл соляной кислоты и добавьте с помощью пипетки несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Запишите соответствующее уравнение реакции.

Выпавший белый творожистый осадок и представляет собой хлорид серебра. Для сульфат-иона возможность образования осадка имеют растворимые соли, формулы которых BaCl_2 , SrCl_2 или $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ в соответствии с ионным уравнением: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$.

Запишите молекулярные уравнения для растворимых солей стронция и свинца.



А вот для нитрат-иона азотной кислоты подобной реакции нет — все соли этой кислоты растворимы в воде.

Общие химические свойства кислот: изменение окраски индикаторов, взаимодействие с металлами, оксидами металлов, основаниями и солями. Условия протекания реакций между электролитами до конца. Ряд активности металлов.



Проверьте свои знания

1. Какие электролиты называют кислотами? Какие признаки лежат в основе их классификации? Приведите примеры кислот каждого типа. Охарактеризуйте серную и фосфорную кислоты по всем указанным вами признакам.
2. Назовите общие химические свойства кислот. Перечислите условия протекания реакций между растворами кислот и металлами.
3. Сформулируйте правило Бертолле, т. е. перечислите условия протекания реакций между растворами кислот и солей.

Примените свои знания

1. Запишите уравнения реакций (в молекулярной и ионной формах), характеризующих свойства: а) серной кислоты; б) соляной кислоты.
2. Запишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций между:
а) азотной кислотой и оксидом кальция;
б) азотной кислотой и гидроксидом кальция;
в) азотной кислотой и карбонатом кальция.
3. С какими из перечисленных веществ реагирует соляная кислота: азот, железо, оксид кальция, серная кислота, гидроксид алюминия, сульфат натрия, нитрат серебра? Напишите уравнения возможных реакций в молекулярном и ионном виде.
4. Найдите массу 10%-ного раствора соляной кислоты, необходимой для нейтрализации 160 г 5%-ного раствора гидроксида натрия.
5. Какая масса мрамора, содержащего 96% карбоната кальция, потребуется для получения 89,6 л (н. у.) углекислого газа при взаимодействии его с азотной кислотой? Какая масса 20%-ного раствора кислоты потребуется для этой реакции?

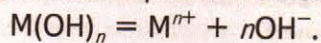
Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение об областях применения серной кислоты.

§ 31. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ В СВЕТЕ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ



Вспомните общее уравнение электролитической диссоциации оснований:



В растворах щелочей присутствуют два типа ионов: общие для всех оснований гидроксид-анионы и индивидуальные для каждого основания катионы конкретных металлов. Следует ли из этого вывод о том, что основания будут обладать как общими свойствами, так и индивидуальными, т. е. свойства оснований обусловлены свойствами образующихся при диссоциации ионов?

Рассмотрим **общие свойства оснований**.

1. Водные растворы щелочей *мылкие на ощупь*. Щёлочи разъедают кожу, оставляя на ней глубокие химические ожоги. Поэтому работать с растворами щелочей нужно очень осторожно.

2. Растворы щелочей *изменяют окраску индикаторов*.

Лабораторный опыт № 28

В три пробирки налейте по 2 мл раствора гидроксида натрия. В каждую пробирку добавьте по 2—3 капли индикаторов: в 1-ю — фенолфталеин, во 2-ю — лакмус, в 3-ю — метиловый оранжевый. Как изменилась окраска индикаторов?

Лакмус и универсальный индикатор в щелочной среде становятся синими, метиловый оранжевый приобретает жёлтую окраску, фенолфталеин — малиновую.

3. Основания *реагируют с кислотами* с образованием соли и воды. Это свойство мы детально рассмотрели на прошлом уроке. Щёлочи взаимодействуют с кислотами в соответствии с сокращённым ионным уравнением:



Нерастворимые в воде основания реагируют с кислотами по-другому. Сокращённое ионное уравнение имеет вид: $\text{M}(\text{OH})_n + n\text{H}^+ = \text{M}^{n+} + n\text{H}_2\text{O}$.

Приведите по два молекулярных уравнения, соответствующих приведённым сокращённым ионным уравнениям реакций.



4. Щёлочи *реагируют с оксидами неметаллов* с образованием соли и воды.

Лабораторный опыт № 29

Откройте пробки двух небольших пластиковых бутылочек из-под минеральной воды, заполненных углекислым газом, а затем в одну из них прилейте 10 мл раствора гидроксида натрия, а в другую — 10 мл раствора гидроксида калия. Вновь закройте бутылки пробками. Что наблюдаете?

Через 2—3 минуты можно заметить, что бутылки начали деформироваться (сжиматься) из-за взаимодействия углекислого газа со щёлочью. Так как эффект в обоих случаях одинаковый, то очевидно, что он вызван взаимодействием углекислого газа с одинаковыми гидроксид-анионами каждой из щелочей:

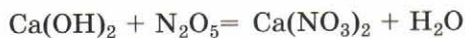


Этому сокращённому ионному уравнению соответствуют следующие молекулярные:



При взаимодействии оксида углерода(IV) с щелочами образуются соли угольной кислоты — карбонаты.

Необходимо помнить, что при взаимодействии оксидов неметаллов со щелочами образуются соли тех кислот, которым они соответствуют, например:



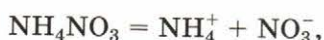
5. Растворимые в воде основания *реагируют с солями*. Такие реакции также протекают по правилу Бертолле, т. е. только в том случае, если в результате образуется осадок, газ или вода (при взаимодействии оснований с солями вода может образоваться также как продукт разложения гидрата аммиака).

Лабораторный опыт № 30

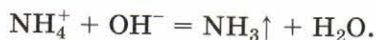
В две пробирки налейте по 2 мл растворов солей аммония — хлорида NH_4Cl и нитрата NH_4NO_3 . Затем добавьте в каждую по 1 мл раствора щёлочи — гидроксида натрия. С помощью держателя для пробирок подогрейте содержимое каждой из них в пламени спиртовки. Осторожно понюхайте продукт взаимодействия. Что ощущаете? Поднесите к отверстию пробирки влажную универсальную лакмусовую бумажку. Что наблюдаете?

На образование в проведённых реакциях газа указывает резкий запах аммиака (так пахнет нашатырный спирт). Лакмусовая бумажка указывает на щелочную среду раствора.

Рассмотрим сущность проведённой химической реакции. Очевидно, что, являясь сильными электролитами, соли аммония и щёлочь существуют в растворах в виде отдельных ионов:



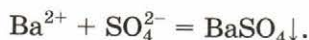
Нетрудно сделать вывод, что суть проведённого эксперимента отражена в ионном уравнении:



Для получения осадков воспользуемся способом, который мы применяли для характеристики свойств кислот. Только в этом случае возьмём щёлочь — сильный электролит, например гидроксид бария, который в растворе полностью диссоциирует на ионы:



Чтобы отправить в осадок катион бария, можно воспользоваться уже знакомым вам ионным уравнением:

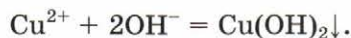


Чтобы определить растворимые вещества (электролиты), содержащие необходимые ионы, используют таблицы растворимости. Катион бария для этой реакции предоставит щёлочь, а сульфат-ион — любая растворимая соль серной кислоты, например сульфат натрия Na_2SO_4 или сульфат калия K_2SO_4 .



Запишите молекулярное уравнение, соответствующее приведённому сокращённому ионному уравнению.

Гидроксид-ион можно отправить в осадок, например, согласно следующему ионному уравнению:



Гидроксид-анион для этой реакции предоставит щёлочь, а катион меди(II) — любая растворимая соль этого металла.

Запишите два молекулярных уравнения, соответствующие приведённому сокращённому ионному уравнению.



Лабораторный опыт № 31

Повторите уже знакомый вам эксперимент. В пробирку налейте 2—3 мл раствора сульфата меди(II) — медного купороса — и прилейте 1—2 мл раствора щёлочи. Что наблюдаете?

Содержимое пробирки сохраните для проведения следующего опыта.

6. Нерастворимые основания при нагревании *разлагаются на соответствующий оксид металла и воду.*

Лабораторный опыт № 32

Закрепите в пробиркодержателе пробирку с полученным в предыдущем опыте синим осадком. Осторожно нагревайте её в пламени спиртовки (не до кипения). Что наблюдаете?

Появление чёрного осадка вместо синего свидетельствует об образовании оксида меди(II):



Общие химические свойства щелочей: взаимодействие с кислотами, оксидами неметаллов, солями. Общие химические свойства нерастворимых оснований: взаимодействие с кислотами, разложение при нагревании.



Проверьте свои знания

1. Какие химические свойства характерны для щелочей? Какие — для нерастворимых оснований? Какие химические свойства оснований характерны для обеих групп оснований?
2. Какие свойства оснований обусловлены гидроксид-анионами, а какие — катионами металла или аммония?
3. Перечислите условия протекания реакций между растворами щелочей и солей.

Примените свои знания

1. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций, протекающих при взаимодействии:

- раствора гидроксида натрия и оксида азота(V);
- раствора гидроксида хрома(II) и соляной кислоты;
- растворов гидроксида калия и хлорида аммония;
- растворов сульфата аммония и гидроксида натрия.

Отличаются ли друг от друга две последние реакции с точки зрения теории электролитической диссоциации?

2. Напишите по одному молекулярному уравнению реакций, которым соответствуют сокращённые ионные уравнения:

- $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$;
- $\text{CO}_2 + 2\text{OH}^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$;
- $2\text{H}^+ + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$.

3. Найдите массу 20%-ной азотной кислоты, необходимой для реакции с 160 г 35%-ного раствора гидроксида калия.

4. Какой объём аммиака (н. у.) образуется при взаимодействии 535 мг 20%-ного раствора хлорида аммония с избытком раствора гидроксида калия? Какая масса 40%-ного раствора щёлочи потребуется для проведения этой реакции?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение об областях применения и свойствах едких щелочей.

§ 32. ОКСИДЫ, ИХ КЛАССИФИКАЦИЯ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА



Предложите классификацию оксидов, исходя из их химических свойств. С важнейшими свойствами представителей этого класса соединений вы уже знакомы, когда рассматривали свойства кислот и оснований.

С кислотами взаимодействуют оксиды металлов, в результате образуются соль и вода. Аналогичные продукты реакции образуются при взаимодействии оксидов неметаллов со щелочами. Таким образом, по химическим свойствам оксиды можно разделить на две группы: **основные** и **кислотные**.

Оксиды, которые взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду, и которым в качестве гидроксидов соответствуют основания, называют **основными**.

Большинство таких оксидов образованы металлами с небольшими значениями степени окисления (+1 или +2). Это, например, оксиды щелочных

и щёлочно-земельных металлов (IA и IIA групп Периодической системы Д. И. Менделеева), оксид железа(II) — FeO, оксид хрома(II) — CrO. В таблице 7 представлены формулы некоторых оксидов и соответствующих им оснований.

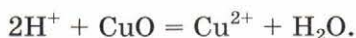
Таблица 7

**Формулы некоторых основных оксидов
и соответствующих им оснований**

Формула основного оксида	Формула соответствующего оксиду основания
Na ₂ O	NaOH
Cu ₂ O	CuOH
MgO	Mg(OH) ₂
BaO	Ba(OH) ₂

Химические свойства основных оксидов.

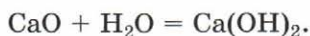
1. *Взаимодействие основных оксидов с кислотами* вы уже изучали. Вспомните эксперимент по взаимодействию раствора серной кислоты с оксидом меди(II), суть которого отражает сокращённое ионное уравнение



Запишите 2—3 молекулярных уравнения, соответствующие этому ионному уравнению.



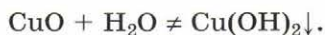
2. *Взаимодействие основных оксидов с водой* подчиняется следующему правилу: реакция между основным оксидом и водой протекает в том случае, если в результате её образуется щёлочь (растворимое основание). Вы уже знакомы с таким взаимодействием на примере гашения извести:



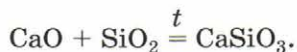
Лабораторный опыт № 33

Поместите в пробирку небольшое количество (на кончике шпателя) негашёной извести — оксида кальция. Прилейте к нему 4—5 мл воды и взболтайте содержимое пробирки. С помощью пипетки добавьте к полученной взвеси 3—4 капли фенолфталеина. Что наблюдаете?

Получить таким способом гидроксид меди(II) нельзя, так как он нерастворим в воде:



3. *Основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами*, образуя соли, например:



Оксиды, которые взаимодействуют с основаниями, образуя соль и воду, и которым в качестве гидроксидов соответствуют кислоты, называют **КИСЛОТНЫМИ**.

Кислотным оксидам в качестве гидроксидов соответствуют кислоты. Формулы некоторых кислотных оксидов и соответствующих им кислот представлены в таблице 8.

Таблица 8

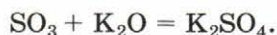
Формулы некоторых кислотных оксидов и соответствующих им кислот

Формула кислотного оксида	Формула соответствующей оксиду кислоты
$\overset{+5}{\text{N}}_2\text{O}_5$	$\overset{+5}{\text{HNO}}_3$
$\overset{+3}{\text{N}}_2\text{O}_3$	$\overset{+3}{\text{HNO}}_2$
$\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_3$	$\overset{+6}{\text{H}_2}\text{SO}_4$
$\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2$	$\overset{+4}{\text{H}_2}\text{SO}_3$
$\overset{+5}{\text{P}}_2\text{O}_5$	$\overset{+5}{\text{H}_3}\text{PO}_4$
$\overset{+4}{\text{C}}\text{O}_2$	$\overset{+4}{\text{H}_2}\text{CO}_3$
$\overset{+4}{\text{Si}}\text{O}_2$	$\overset{+4}{\text{H}_2}\text{SiO}_3$
$\overset{+7}{\text{Cl}}_2\text{O}_7$	$\overset{+7}{\text{HClO}}_4$

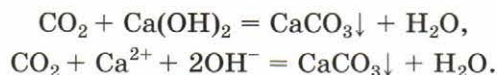
Кислотные оксиды в большинстве своём являются оксидами неметаллов. Однако оксиды металлов в степенях окисления +4, +5, +6, +7 также являются кислотными, например, $\overset{+6}{\text{Cr}}\text{O}_3$, $\overset{+7}{\text{Mn}}_2\text{O}_7$. Оксиду хрома(VI) $\overset{+6}{\text{Cr}}\text{O}_3$ соответствуют хромовая $\overset{+6}{\text{H}_2}\text{CrO}_4$ и двуххромовая $\overset{+6}{\text{H}_2}\text{Cr}_2\text{O}_7$ кислоты, оксиду марганца(VII) $\overset{+7}{\text{Mn}}_2\text{O}_7$ — марганцовая кислота $\overset{+7}{\text{HMnO}}_4$.

Химические свойства кислотных оксидов.

1. Как вы только что узнали, кислотные оксиды взаимодействуют с основными оксидами, при этом образуются соли, например:



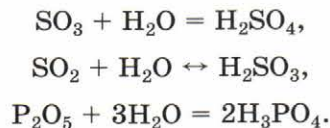
2. Кислотные оксиды взаимодействуют со щелочами, в результате образуются соль и вода, например:



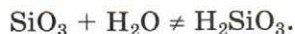
Лабораторный опыт № 34

Повторите уже знакомый вам эксперимент по распознаванию углекислого газа. Налейте в пробирку 3—4 мл известковой воды и пропускайте через неё с помощью соломки для напитков выдыхаемый воздух. Что наблюдаете?

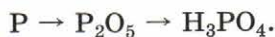
3. *Кислотные оксиды взаимодействуют с водой, образуя растворимые кислоты, например:*



Нерастворимую кремниевую кислоту таким способом получить нельзя:



Вспомним эксперимент по сжиганию фосфора и растворению полученного продукта в воде. Эти процессы можно описать с помощью особой схемы — **цепочки превращений**, или **переходов**:



Оксиды основные и кислотные, их химические свойства: взаимодействие с гидроксидами (кислородными кислотами или основаниями), водой, друг с другом.



Проверьте свои знания

1. Какие вещества называют оксидами? На какие группы они делятся? Найдите сходство и различие в свойствах этих групп оксидов.
2. Какие вещества называют гидроксидами? На какие группы они делятся?

Примените свои знания

1. Запишите формулы оксидов, соответствующих следующим гидроксидам:
а) двухромовой кислоте $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; г) гидроксиду свинца(IV);
б) марганцевой кислоте HMnO_4 ; д) хлорной кислоте HClO_4 .
в) гидроксиду железа(III);
2. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;
б) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$;
в) фосфор \rightarrow оксид фосфора(V) \rightarrow фосфорная кислота \rightarrow фосфат калия \rightarrow фосфат кальция;
г) кремний \rightarrow оксид кремния(IV) \rightarrow силикат натрия \rightarrow кремниевая кислота \rightarrow оксид кремния(IV) \rightarrow кремний.

Уравнения с участием электролитов запишите также и в ионном виде.

3. Какой объём углекислого газа (н. у.) образуется при взаимодействии 730 г 20%-ной соляной кислоты с необходимым количеством мрамора? Какое количество вещества карбоната кальция потребуется для реакции?

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

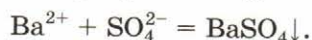
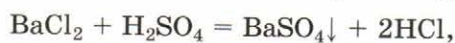
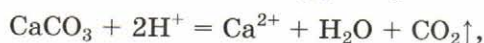
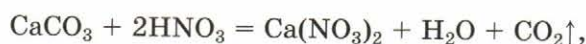
Подготовьте сообщение о свойствах и областях применения одного из оксидов металла или неметалла. Аргументируйте свой выбор оксида.

§ 33. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ В СВЕТЕ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ



В отличие от свойств кислот и оснований свойства солей зависят как от катиона металла, так и от аниона кислотного остатка. Вы уже знакомы с двумя свойствами солей, так как они рассматривались при изучении свойств кислот и щелочей. Охарактеризуйте эти свойства.

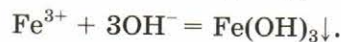
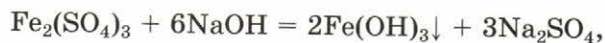
1. Соли и кислоты взаимодействуют, если образуется осадок или газ, например:



Лабораторный опыт № 35

Поместите в пробирку небольшой кусочек мрамора и прилейте к нему 2–3 мл раствора азотной кислоты. Что наблюдаете? Как можно распознать выделяющийся газ?

2. Растворы солей и щелочей взаимодействуют, если образуется осадок или газ, например:



Лабораторный опыт № 36

Прилейте в пробирку 2 мл раствора сульфата железа(III), а затем добавьте в неё 3 мл раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете?

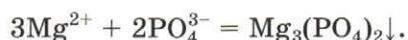
3. Следующее свойство солей определяется свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации. Это взаимодействие **растворов одних солей с растворами других солей**.

Используем таблицу растворимости для экспериментального доказательства состава соли, например сульфата магния.

Как сильный электролит, эта соль в растворе полностью диссоциирует:



Катион магния можно отправить в осадок, например, в виде фосфата:

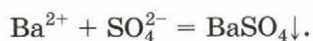


Необходимый для этой реакции фосфат-анион может предоставить растворимая соль фосфорной кислоты: K_3PO_4 , Na_3PO_4 .

Запишите молекулярное уравнение реакции между сульфатом магния и фосфатом щелочного металла.



Сульфат-анион можно отправить в осадок в виде уже знакомого вам сульфата бария:



4. Взаимодействие **растворов солей с металлами** определяется положением металла в электрохимическом ряду напряжений металлов и подчиняется следующим правилам:

- металл, вступающий в реакцию с раствором соли, должен располагаться в ряду активности металлов левее металла, входящего в состав соли;
- как исходная соль, так и соль, образующаяся в результате реакции, должны быть растворимыми;
- так как щелочные металлы взаимодействуют с водой, то в растворах солей они реагируют в первую очередь именно с ней, а потому для подобных реакций их не используют.

Например, если в раствор нитрата серебра поместить медный стержень, то через некоторое время на нём можно будет обнаружить мелкие кристаллы выделившегося серебра (рис. 61). Сокращённое ионное уравнение этого процесса:

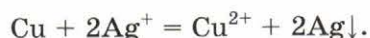


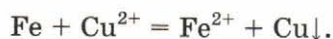
Рис. 61. Вытеснение серебра медью из раствора нитрата серебра



Запишите молекулярное уравнение реакции между нитратом серебра и медью.

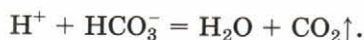
Лабораторный опыт № 37

Поместите в пробирку канцелярскую скрепку. Прилейте в пробирку раствор сульфата меди(II) так, чтобы скрепка полностью находилась в растворе. Через некоторое время вы сможете отметить признак протекающей реакции. Что наблюдаете?

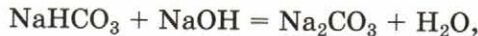


Существуют также **кислые соли** — продукты неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл.

Они, как правило, растворимы в воде. Например, карбонат кальция CaCO_3 нерастворим, а гидрокарбонат $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ растворим, однако обе соли аналогично взаимодействуют с кислотами. Реакцию для карбоната кальция мы уже рассмотрели выше. Запишем уравнение реакции для гидрокарбоната кальция:



Кислые соли можно перевести в средние, нейтрализовав катионы водорода в кислотном остатке щёлочью:



Химические свойства средних солей: взаимодействие с кислотами, щелочами, солями и металлами. Взаимодействие кислых солей со щелочами.

Проверьте свои знания

1. Какие электролиты называют солями?
2. Какие соли называются кислыми? Как диссоциируют кислые соли? Запишите уравнения диссоциации для сульфата и гидросульфата калия.

Примените свои знания

1. Запишите ионные и молекулярные уравнения получения сульфата магния с использованием соединений разных классов (не менее пяти способов).
2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочки превращений:

- а) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$;
б) $Zn \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(NO_3)_2$;
в) $Na_2O \rightarrow NaOH \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4$.

Реакции с участием электролитов запишите также и в ионном виде.

3. Сульфат бария используется в качестве контрастного вещества при рентгеноскопии желудочно-кишечного тракта, в качестве наполнителя при изготовлении бумаги и резины, как пигмент белой краски. Сколько килограммов 20%-ных растворов сульфата натрия и хлорида бария потребуется для получения 93,2 кг сульфата бария?

4. Железную пластинку погрузили в раствор сульфата меди(II), в результате чего её масса увеличилась на 1,3 г. Рассчитайте массу меди, выделившейся на пластинке.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Подготовьте сообщение об областях применения и свойствах одной из солей: средней (хлорид натрия, карбонат кальция, фосфат кальция), кислой (гидрокарбонат натрия или кальция), основной (малахит). Аргументируйте свой выбор соли.

§ 34. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Происхождение химических веществ — это результат химических реакций. Какими взаимными превращениями генетически (от греч. *genesis* — происхождение, возникновение) связаны различные классы веществ?



Очевидно, что для ответа на поставленный вопрос вначале нужно вспомнить классификацию веществ.

Как вы хорошо знаете, по элементному составу все вещества делятся на два типа: **простые**, состоящие из атомов одного химического элемента, и **сложные**, состоящие из атомов двух и более химических элементов.

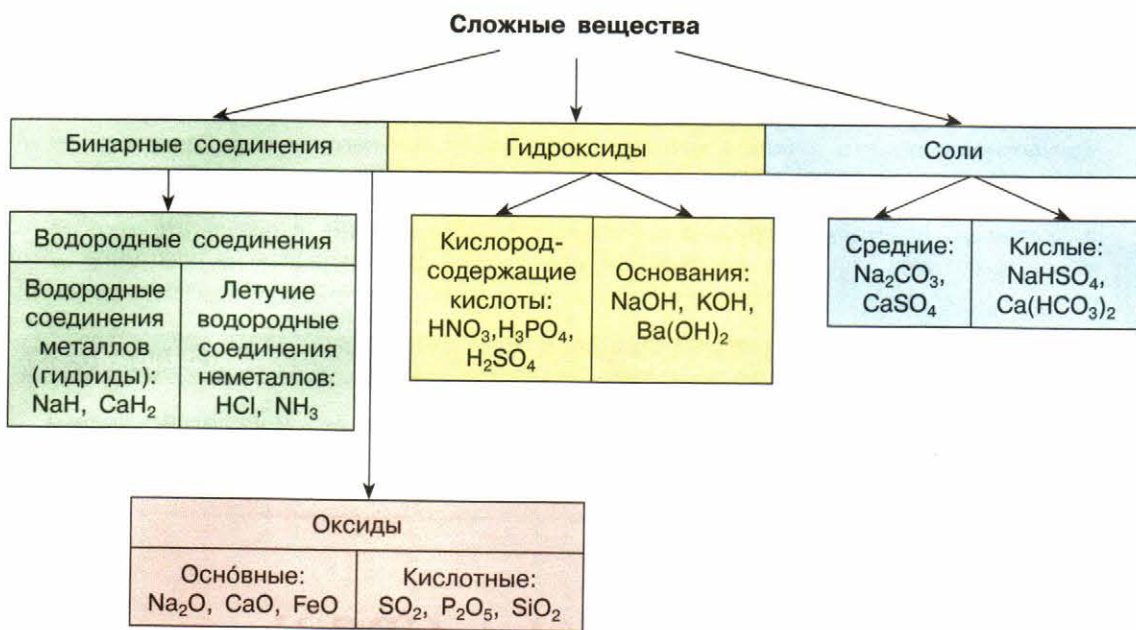
Простые вещества делятся на три класса (см. табл. 9).

Сложные вещества делят также на три класса, каждый из которых подразделяется на подклассы (схема 5).

Вещества различных типов и классов, как вы могли убедиться, связаны между собой взаимными превращениями.

Генетической называется связь между веществами различных типов и классов, связанных между собой взаимопревращениями.

Исходя из классификации простых веществ, можно выделить два вида генетических рядов: **генетические ряды металлов** и **генетические ряды неметаллов**.

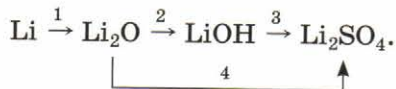


Генетический ряд металла отражает взаимосвязь веществ разных классов, образованных одним и тем же химическим элементом-металлом.

Например, генетический ряд металла, которому соответствует щёлочь:



Такие записи, как вы уже знаете, называют цепочкой превращения или переходов, и их можно конкретизировать уравнениями реакций: сколько стрелочек в цепочке превращений, столько и уравнений. Тем не менее в нашем случае продукт второго перехода возможно получить двумя способами: взаимодействием оксида лития с водой (реакция соединения) и взаимодействием лития с водой (реакция замещения). Очевидно, представленную цепочку можно дополнить ещё одной связью:



Третий переход (от щёлочи к соли) можно осуществить, используя различные реагенты. Сульфат лития образуется при взаимодействии гидроксида лития и с оксидом серы(VI), и с серной кислотой, и с солью, например сульфатом меди(II).

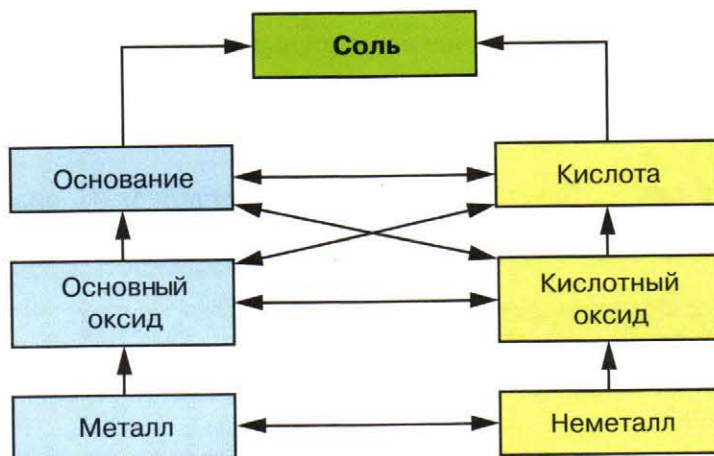


Запишите уравнения предложенных реакций в молекулярной и ионной формах.

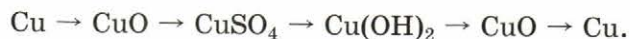
Простые вещества

Класс	Химические элементы, образующие вещества класса	Особенности состава и свойств веществ класса
Металлы	IA группа — щелочные металлы; IIA группа — Be, Mg и щёлочно-земельные металлы; Al; металлы B-групп	Образованы с помощью металлической химической связи и имеют металлическую кристаллическую решётку
Неметаллы	H, B, C, Si, N, P, As; VIA группа — халькогены (кроме Po); VIIA группа — галогены	Образованы за счёт ковалентной неполярной связи. Способны к аллотропии (кроме H, N и галогенов). Имеют: — молекулярную кристаллическую решётку (H ₂ , O ₂ и O ₃ , N ₂ , галогены, P ₄ , S ₈); — атомную кристаллическую решётку (аллотропные модификации углерода, кремния, бора, мышьяка)
Благородные газы	VIIIA группа	Имеют одноатомные молекулы, а следовательно, молекулярные кристаллические решётки. В химические связи вступают редко. Для He и Ne соединений не получено

Схема 6



Приведём ещё один пример генетического ряда металла, которому соответствует нерастворимое основание:



Запишите уравнения реакций переходов в молекулярной и ионной формах.

Возможно, вы сумеете предложить дополнительные связи или варианты переходов (их также отразите уравнениями реакций в молекулярной и ионной формах).

Лабораторный опыт № 38

Нагрейте на пламени спиртовки с помощью тигельных щипцов или пинцета медную пластинку или кусок толстой медной проволоки. Что наблюдаете? Образовавшийся чёрный налёт соскоблите на листок бумаги и пересыпьте в пробирку. Прилейте в неё 2 мл раствора серной кислоты и нагрейте содержимое с помощью держателя для пробирок. Что наблюдаете? К полученному раствору добавьте несколько капель раствора щёлочи. Что наблюдаете? Составьте соответствующие уравнения реакций.

Генетический ряд неметалла отражает взаимосвязь веществ разных классов, образованных одним и тем же химическим элементом-неметаллом.

Приведём в качестве примера хорошо знакомый вам генетический ряд фосфора:



Запишите уравнения реакций переходов в молекулярной и ионной формах.

Более полно многообразие генетических связей между классами неорганических соединений отражает схема 6. Проанализируйте её, и тогда вам будет легче выполнить задания параграфа.



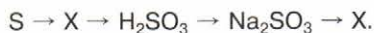
Генетическая связь. Генетические ряды металлов и их разновидности. Генетические ряды неметаллов и их разновидности.

Проверьте свои знания

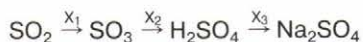
Назовите признаки генетического ряда. Какие разновидности генетических рядов вы можете выделить?

Примените свои знания

1. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



2. В схеме превращений

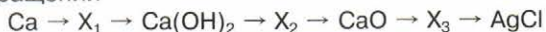


веществами X_1 , X_2 и X_3 являются соответственно:

- 1) O_2 , H_2O , $NaOH$; 3) O_2 , H_2O , N_2 ;
2) NO_2 , H_2 , $NaCl$; 4) O_2 , H_2 , $NH_3 \cdot H_2O$.

Запишите уравнения реакций, соответствующих приведённой цепочке превращений. Уравнения реакций с участием электролитов запишите также в ионном виде.

3. В цепочке превращений



веществами X_1 , X_2 и X_3 являются соответственно:

- 1) CaO , $CaCO_3$, $CaCl_2$; 3) CaO , $CaSO_4$, $CaCl_2$;
2) $CaSO_4$, $CaCO_3$, $CaCl_2$; 4) CaO , $Ca(HCO_3)_2$, $CaCO_3$.

Запишите уравнения реакций, соответствующих приведённой цепочке превращений. Уравнения реакций с участием электролитов запишите также в ионном виде.

4. Найдите массу осадка, который выпадает при сливании 807 г 20%-ного раствора нитрата свинца(II) с раствором, содержащим избыток иодида калия.

5. Какие из перечисленных 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.

6. Какие из перечисленных 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.

Используйте дополнительную информацию и выразите мнение

Предложите свою классификацию химических веществ и генетической связи между классами неорганических соединений.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ IV «РАСТВОРЫ. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ»

1. Основные положения теории электролитической диссоциации:

1) все вещества по способности проводить электрический ток в водных растворах делятся на электролиты и неэлектролиты;

2) в растворе электролиты диссоциируют, т. е. распадаются на ионы. Причиной диссоциации является гидратация электролита, т. е. его взаимодействие с водой;

3) электролиты делятся на сильные и слабые;

4) все электролиты делятся на три класса: кислоты, основания и соли.

2. Степенью электролитической диссоциации называют отношение количества вещества электролита, распавшегося на ионы (n_d), к общему количеству растворённого вещества (n_p): $\alpha = n_d / n_p$. Степень диссоциации зависит от природы электролита и от разбавления раствора. У сильных электролитов (они диссоциируют необратимо) $\alpha \rightarrow 1$, у слабых электролитов (они диссоциируют обратимо) $\alpha \rightarrow 0$.

3. Химические свойства кислот:

1) кислота + основание \rightarrow соль + вода;

(реакция обмена)

2) кислота + оксид металла \rightarrow соль + вода;

(реакция обмена)

3) кислота + металл \rightarrow соль + водород;

(реакция замещения)

4) кислота + соль \rightarrow новая кислота + новая соль.

(реакция обмена)

4. Химические свойства оснований:

1) основание + кислота \rightarrow соль + вода;

(реакция обмена)

2) щёлочь + кислотный оксид \rightarrow соль + вода;

(реакция обмена)

3) щёлочь + соль \rightarrow новое основание + новая соль.

(реакция обмена)

5. Химические свойства оксидов:

- 1) основной оксид + кислота → соль + вода;
(реакция обмена)
- 2) кислотный оксид + щёлочь → соль + вода;
(реакция обмена)
- 3) кислотный оксид + основной оксид → соль;
(реакция соединения)
- 4) кислотный или основной оксид + вода →
→ растворимый гидроксид.
(реакция соединения)

6. Химические свойства средних солей:

- 1) соль + кислота → другая соль + другая кислота;
(реакция обмена)
- 2) соль + щёлочь → другая соль + другое основание;
(реакция обмена)
- 3) соль₁ + соль₂ → соль₃ + соль₄;
(реакция обмена: в реакцию вступают две соли,
в результате получаются две другие соли)
- 4) соль + металл → другая соль + другой металл.
(реакция замещения)

Практические работы

Практическая работа № 1

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В КАБИНЕТЕ ХИМИИ. НЕКОТОРЫЕ ВИДЫ РАБОТ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ (КАБИНЕТЕ ХИМИИ)



В химическом кабинете необходимо соблюдать особые правила при работе как с лабораторным оборудованием, так и с химическими реактивами. Почему? Каковы эти правила?

1. Во время урока учащиеся должны следовать указаниям учителя и инструкциям техники безопасности, быть очень внимательными. Приступать к эксперименту можно только с разрешения учителя.

2. Категорически запрещается пробовать на вкус вещества в кабинете химии. Нюхать их можно, лишь направляя лёгким движением руки испарения к носу, при этом нельзя вдыхать полной грудью (рис. 62).

3. Учащимся запрещено проводить любые опыты, которые не предусмотрены данной практической или лабораторной работой.

4. О рассыпанных веществах или разлитых реактивах ученик должен незамедлительно сообщить учителю или лаборанту.



Рис. 62. Определение запаха веществ

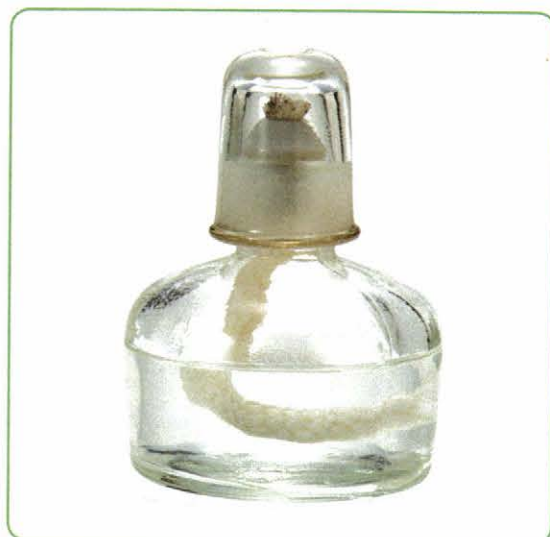


Рис. 63. Спиртовка

5. Обо всех неполадках в работе оборудования или других сложностях ученики должны немедленно сообщить учителю и прекратить работу. Нельзя выливать в канализацию органические жидкости и растворы.

6. Нельзя оставлять без присмотра включённые или горящие нагревательные приборы. Во время урока необходимо соблюдать правила пожарной безопасности и технику обращения с электроприборами, спиртовками (рис. 63) или газовыми горелками (рис. 64).

7. При получении травмы или ухудшении самочувствия ученик должен прекратить работу и сразу сообщить об этом учителю.

8. В кабинете запрещается принимать пищу и пробовать вещества на вкус.

9. Вещества нельзя брать руками, нужно использовать для этого специальные шпатели, ложечки, пинцеты.

10. Нельзя наливать и перемешивать реактивы вблизи лица.

11. Необходимо пользоваться только чистой лабораторной посудой.

12. Остатки реактивов или их растворов запрещается высыпать и выливать обратно в исходный сосуд.

13. После практического занятия учащиеся должны сдать оборудование и реактивы учителю или лаборанту. Так же следует поступить с использованной во время выполнения практической работы посудой.

14. По окончании работы необходимо привести рабочее место в порядок и тщательно вымыть руки с мылом.

Для работы с веществами, обладающими неприятными запахами или оказывающими вредное влияние на здоровье, предназначен *вытяжной шкаф* (рис. 65), из которого опасные газообразные вещества удаляются с помощью вытяжки.

Защитные очки предназначены для работы с веществами, которые могут повредить зрению (рис. 66).

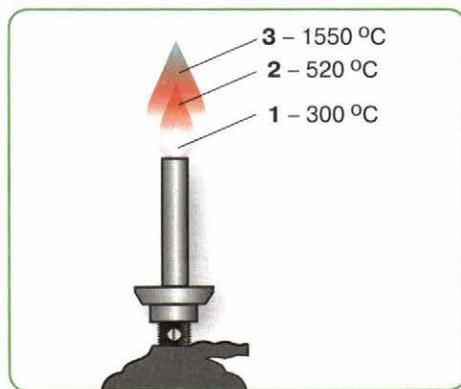


Рис. 64. Газовая горелка



Рис. 65. Вытяжной шкаф



Рис. 66. Защитные очки

Лабораторное оборудование по химии предназначено для выполнения ряда операций с веществами, которые проводят с помощью специального оборудования. Как с ним обращаться в процессе выполнения таких операций?



Нагревание



Рис. 67. Держатель для пробирок

температура. Пробирку держите наклонно, под углом $30\text{--}45^\circ$ к поверхности стола. Отверстие должно быть направлено в сторону от себя и от соседей на случай выброса жидкости из пробирки. В начале нагревания пробирку прогрейте по всей длине несколькими движениями в пламени, затем нагревайте находящийся в ней раствор. Если в пробирке есть осадок, надо быть особенно внимательным: нижнюю часть пробирки надовсё время встряхивать для перемешивания, а отверстие пробирки направлять в сторону от себя и от соседа.

Проверяя запах выделяющегося газа, следует движением руки направлять воздух от пробирки к лицу. Если вы нагревали пробирку с газоотводной трубкой, по которой газ выходил в раствор, надо предупредить засасывание раствора в нагреваемую пробирку. Для этого сначала выньте конец газоотводной трубки из раствора, и только после этого закончите нагревание.

Выполните эту операцию с раствором поваренной соли.

Измельчение и смешивание

Удобнее всего осуществлять измельчение и смешивание веществ в ступках. В химических лабораториях применяют ступки фарфоровые (рис. 68), агатовые или из других твёрдых материалов. Фарфоровые ступки применяют для измельчения не очень крупных кусочков вещества, твёрдость которого меньше твёрдости фарфора. При растирании очень сильно нажимать пестиком не нужно, так как от этого устают руки и измельчение замедляется.

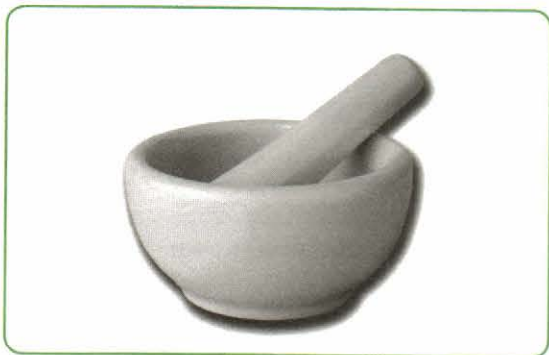


Рис. 68. Ступка с пестиком

Периодически смещайте измельчаемое вещество в ступке от стенок к центру с помощью ложечек, лопаточек, шпателей.

Для смешивания твёрдых веществ растирайте их вместе в ступке. Хорошее смешивание достигается, если вещества были предварительно высушены и измельчены.

Приготовьте с помощью ступки и пестика кусочек мела для приготовления взвеси, необходимой при выполнении следующей операции.

Фильтрация

Фильтрация служит для отделения твёрдых веществ от жидкостей. Жидкость, прошедшая через фильтр, называется «фильтрат». Как правило, фильтры изготавливают из специальной фильтровальной бумаги.

Стандартная фильтровальная бумага изготавливается разных размеров и имеет различный размер пор. Для грубых осадков можно использовать фильтры с большим диаметром пор, для осадков с мелкими частицами потребуются более плотные фильтры.

Для готовых фильтров — кругов из фильтровальной бумаги, упакованных в пачки — пористость определяют по цвету упаковочной ленты:

- розовая или чёрная лента — быстрофильтрующие фильтры;
- белая лента — бумага средней проницаемости;
- синяя лента — плотные фильтры, предназначенные для фильтрации мелкозернистых осадков.

Для фильтрации используют стеклянные или пластиковые воронки (рис. 69). Размер фильтра должен быть таким, чтобы он не доходил до края воронки на 5—7 мм. Воронку укрепите в кольце штатива, под неё поставьте приёмник фильтрата. Сливная трубка воронки должна касаться стенки склянки-приёмника. Готовый фильтр сложите в четыре раза, вставьте в воронку. Он должен плотно прилегать к воронке. Если этого не наблюдается, надо подогнать фильтр по воронке, изменяя положение сгиба фильтра. Уложенный в воронку фильтр смочите водой или жидкостью, которую будете фильтровать.



Рис. 69. Конусная воронка

Приготовьте взвесь мела в воде. Для этого поместите в стакан полученный ранее тонкоизмельчённый порошок мела и прилейте в него 20—30 мл воды. Размешайте полученную смесь стеклянной палочкой, снабжённой резиновым наконечником.

Проведите фильтрацию полученной взвеси. Перед фильтрацией дайте осадку отстояться в том сосуде, где он был получен. Осторожно, не взбалтывая осадок, перелейте жидкость в воронку с фильтром, направляя её на стенки воронки. Можно переливать жидкость при помощи стеклянной палочки. Палочку приложите к стакану, в котором находится жидкость с осадком. Дайте раствору стекать по палочке, направляя поток не в центр фильтра, а на боковую сторону, чтобы избежать прорыва фильтра в центральной части.

Уровень жидкости в фильтре не должен достигать до края фильтра на 5—10 мм.

Взвешивание

В школьной практике наиболее часто используются рычажные весы и разновесы. Однако при изучении химии в практику всё больше входят электронные весы.

При взвешивании сыпучих материалов в обе чашки рычажных весов укладывают одинаковые листочки бумаги, например фильтры или одинаковые по размеру кусочки кальки. Проверьте настройку (регулировку) весов, добиваясь установки стрелки на нулевой отметке шкалы, отрывая или добавляя

небольшие кусочки бумаги. Затем поместите на одну чашу весов разновесы нужной массы, а на вторую осторожно насыпайте вещество с помощью шпателя, добиваясь уравнивания чашек весов. При использовании электронных весов на платформу положите листочек бумаги и обнулите показания весов. Затем насыпайте измеряемое вещество.

Если надо взвесить раствор, то предварительно на платформу электронных весов ставят пустой стакан, показания весов обнуляют, а затем в стакан приливают необходимую массу раствора.

Взвесьте 5 г поваренной соли и измерьте массу 25 мл раствора поваренной соли (последнее измерение проведите при наличии электронных весов).

Практическая работа № 2

НАБЛЮДЕНИЕ ЗА ГОРЯЩЕЙ СВЕЧОЙ

В замечательной книге М. Фарадея «История свечи» есть строчки: «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 горящей свечи».

Какие явления вы будете изучать при выполнении этой практической работы?



Опыт 1. Физические явления при горении свечи

Возьмите небольшую парафиновую свечу (можно использовать огарок свечи), зажгите спичку и, нагревая с её помощью нижний конец свечи, прикрепите её к кафельной плитке или кусочку стекла. Зажгите свечу (рис. 70). Обратите внимание на то, что парафин вокруг фитиля начинает плавиться, образуя небольшую лужицу. Какое явление происходит? Через некоторое время лужица переполняется, жидкий парафин стекает по краям свечи, образуя при застывании причудливые потёки. Какое явление происходит?



Рис. 70. Пламя свечи

Опыт 2. Строение пламени свечи

Проткните язычок пламени свечи спичкой, держа её за головку. Через две секунды выньте спичку из пламени и обратите внимание на то, какие её части обуглились. Сделайте вывод о строении пламени свечи и соответственно о правилах нагревания при выполнении химического эксперимента. Зарисуйте в тетради строение пламени и подпишите его части.

Опыт 3. Обнаружение продуктов горения парафина и влияние воздуха на горение свечи

Возьмите пинцетом кусочек стекла или осколок фарфоровой посуды, внесите его в светящуюся зону пламени свечи и подержите его там несколько секунд. Посмотрите на поверхность стекла или фарфора. Объясните, что там появилось.

Сухой, желательно охлаждённый (но не запотевший) стеклянный стакан подержите над пламенем свечи до запотевания. Объясните наблюдаемое явление.

Накройте горящую свечу стеклянным стаканом. Что наблюдаете? Почему погасла свеча?

Переверните подставку со свечой и стаканом. Выньте подставку со свечой из стакана и быстро вылейте в него полученную у учителя известковую воду из небольшого флакончика. Что наблюдаете? Какое явление происходит при этом? Образование какого вещества подтверждает опыт?

Дополнительное задание. Подготовьте сообщение и презентацию по теме «Свечи, их классификация и роль в жизни человека».

Практическая работа № 3 АНАЛИЗ ПОЧВЫ



Из курса географии вспомните, от чего зависит плодородие почвы. Почва является индивидуальным веществом или смесью веществ? Предложите свои варианты исследования почвы с помощью изученных на прошлом уроке способов разделения смесей. Сделайте общий вывод о зависимости плодородия почвы от её состава.

Опыт 1. Механический анализ почвы

Рассмотрите с помощью увеличительного стекла или лупы выданный вам образец почвы. Сделайте вывод: почва является индивидуальным веществом или смесью веществ? Если вы решили, что почва — это смесь веществ, определите, к какому типу смесей относится почва — гомогенным или гетерогенным.

Поместите в пробирку или колбу 1—2 см почвы, прилейте к ней 4—5 мл дистиллированной воды. Закройте пробирку пробкой и тщательно встряхивайте в течение 1—2 мин. С помощью лупы или увеличительного стекла наблюдайте за осаждением частиц почвы и структурой осадка. Опишите и объясните свои наблюдения.

Достаточно быстро осядут крупные песчинки и частицы глины, но раствор останется мутным из-за взвешенных в нём мелких почвенных частиц.

Опыт 2. Получение почвенного раствора и опыты с ним

Соберите прибор для фильтрования (рис. 71): вставьте бумажный фильтр в воронку, закреплённую в кольце штатива, и смочите его водой.

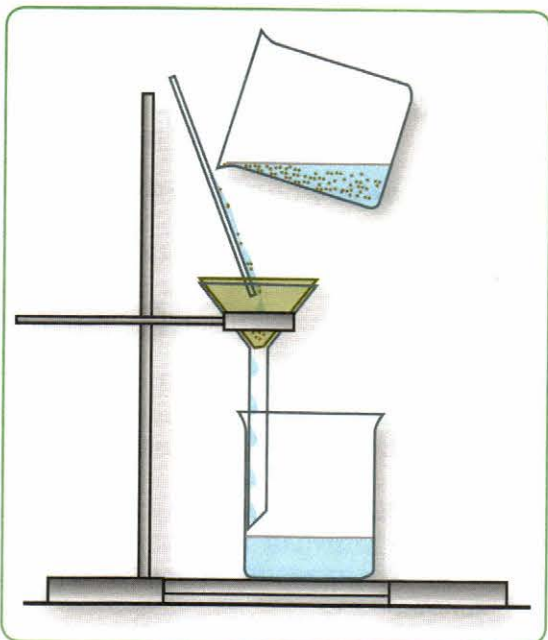


Рис. 71. Прибор для фильтрования

Профильтруйте полученную в первом опыте смесь почвы и воды в химический стакан. Твёрдые нерастворимые компоненты почвы останутся на фильтре, а в стакане соберётся фильтрат — прозрачный *почвенный раствор*. Исследуйте его.

1. С помощью пипетки поместите несколько капель этого раствора на стеклянную пластинку и, используя тигельные щипцы, подержите её над пламенем спиртовки до полного выпаривания воды. Что наблюдаете? Объясните.

После испарения воды на стекле останется белый налёт. Следовательно, почва содержит растворимые в воде минеральные вещества.

2. Испытайте среду почвенного раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги. С этой целью с помощью пипетки нанесите каплю почвенного раствора на индикаторную бумагу и, используя шкалу на упа-

ковке, определите среду раствора. Сделайте вывод: какую среду — кислую, щелочную или нейтральную — имеет полученный вами почвенный раствор?

3. В одну пробирку прилейте 2—3 мл дистиллированной воды, а в другую — такой же объём почвенного раствора. В каждую пробирку добавьте по одной капле 5 %-ного раствора. Что наблюдаете? В пробирке с дистиллированной водой окраска раствора перманганата калия сохранилась. А что наблюдалось в почвенном растворе? Сделайте вывод о наличии перегноя (органических веществ) в почвенном растворе, если известно, что исчезновение окраски указывает на его присутствие.

Практическая работа № 4 ВЫРАЩИВАНИЕ КРИСТАЛЛОВ АЛЮМОКАЛИЕВЫХ КВАСЦОВ ИЛИ МЕДНОГО КУПОРОСА (ДОМАШНИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ)



Учебный эксперимент проводят в химическом кабинете (лаборатории). Так требуют правила техники безопасности. Но нет правил без исключений. Почему предлагаемая работа является таким исключением?



Рис. 72. Упаковка обезвоженных алюмокалиевых квасцов

Алюмокалиевые квасцы относятся к особой группе солей, которые называются *двойными*. Это такие соли, в которых с одним и тем же ионом кислотного остатка связаны ионы разных металлов. Формулу алюмокалиевых квасцов можно записать так: $\text{KAl}[\text{SO}_4]_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

Обратите внимание на то, что в кристаллической соли на каждую формульную единицу соли приходится определённое число связанных с ней молекул воды. Такие соли называют *кристаллогидратами*. Некоторые из них могут быть вам знакомы: сода кристаллическая $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Алюмокалиевые квасцы продаются в аптеке в виде порошка как присыпка для кожи и бактерицидное вещество, которое не вызывает аллергии и нетоксично. Обратите внимание на этикетку аптечной упаковки. На ней обозначены не просто квасцы, а квасцы жжённые, т. е. такие, из которых выпарили воду (рис. 72). Их ещё называют обезвоженными.



Рис. 73. Кристаллы алюмокалиевых квасцов и медного купороса

Растворите квасцы в тёплой воде до тех пор, пока эта соль не перестанет растворяться. Вы приготовили раствор, который называют *насыщенным*. Отфильтруйте полученный насыщенный раствор алюмокалиевых квасцов.

Через несколько дней на дне сосуда появятся небольшие кристаллы. Отберите из них 3—4 кристалла правильной формы и поместите их в другой сосуд. Залейте эти кристаллы раствором из первого сосуда, осторожно переливая его во второй сосуд. Через несколько дней маленькие кристаллы превратятся в большие красивые кристаллы (рис. 73).

Можно модифицировать вторую часть работы по выращиванию кристаллов. С этой целью отобранные маленькие кристаллы приклейте к концам прочных нитей водостойким клеем. Затем привяжите второй конец нити к середине карандаша на такую высоту, чтобы кристалл был в растворе, но не касался дна и стенок сосуда. Раз в два-три дня растущие кристаллы следует переносить в новый стакан, а раствор фильтровать и снова заливать им кристаллы, подвешенные на нитях.

Аналогично можно вырастить очень красивые окрашенные в яркий синий цвет кристаллы из медного купороса.

Оформите отчёт о проделанной работе. В нём представьте: а) график роста кристаллов (их величины или массы) в зависимости от продолжительности их выращивания (в днях); б) фото кристаллов. Лучшие кристаллы аккуратно просушите бумажной салфеткой, покройте бесцветным лаком, чтобы кристаллы не расплывались, и продемонстрируйте учителю и одноклассникам.

Проведите следующие расчёты:

- а) вычислите молярную массу безводных алюмокалиевых квасцов, рассчитайте массовую долю металлов в сульфате;
- б) вычислите молярную массу медного купороса и рассчитайте массовую долю воды и сульфата меди(II) в кристаллогидрате.

Практическая работа № 5

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА С ЗАДАННОЙ МАССОВОЙ ДОЛЕЙ РАСТВОРЁННОГО ВЕЩЕСТВА



В кулинарных книгах и пособиях по домашнему консервированию нередко предлагается приготовить раствор с заданной массовой долей растворённого вещества. Как это сделать?

При выполнении этой практической работы вам необходимо приготовить три раствора заданной концентрации путём растворения твёрдого вещества в воде, разбавления раствора и добавления твёрдого вещества к имеющемуся раствору. Получите у учителя вариант задания.

Таблица 11

Варианты задания для выполнения практической работы

Вариант	Растворённое вещество	Раствор 1	Раствор 2	Раствор 3
1	Хлорид натрия	50 г, 10%-ный	6%-ный	8%-ный
2	Хлорид натрия	30 г, 20%-ный	8%-ный	12%-ный
3	Карбонат натрия	70 г, 5%-ный	4%-ный	6%-ный
4	Карбонат натрия	80 г, 8%-ный	6%-ный	10%-ный

Приготовление раствора 1.

1. Рассчитайте массу твёрдого вещества и воды, необходимых для приготовления раствора 1. Зная, что плотность воды равна 1 г/мл, рассчитайте объём воды, необходимый для приготовления раствора.

2. Взвесьте твёрдое вещество в соответствии с рассчитанной массой и перенесите в химический стакан.

3. Мерным цилиндром отмерьте вычисленный объём воды и прилейте его к веществу в химическом стакане. Перемешивая содержимое стакана стеклянной палочкой, добейтесь полного растворения вещества в воде.

4. Приготовленный раствор отдайте учителю.

Приготовление раствора 2. Рассчитайте массу воды, которую необходимо добавить к раствору 1, чтобы получить раствор 2 меньшей концентрации. Рассчитайте объём воды. Отмерьте воду с помощью мерного цилиндра и добавьте в раствор 1.

Какова масса раствора 2?

Приготовление раствора 3. Рассчитайте массу твёрдого вещества, которое следует добавить к раствору 2, чтобы получить раствор 3 большей концентрации. На весах взвесьте необходимую массу вещества, добавьте его в раствор 2 и перемешайте стеклянной палочкой до полного растворения.

Какова масса раствора 3?

Практическая работа № 6

РЕШЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ»

Если теоретические знания не применять на практике, то изучение химии будет скучным и неэффективным. Как с помощью эксперимента решить поставленную задачу?



1. Реакция нейтрализации. С помощью предложенных реактивов, выданных в виде растворов (гидроксид натрия, серная кислота, азотная кислота, сульфат меди(II), фенолфталеин), проведите четыре возможных реакции нейтрализации. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

2. Получение соединений. С помощью предложенных реактивов, выданных в виде растворов (гидроксид натрия, хлорид бария, соляная кислота, сульфат меди(II)), и твёрдых веществ (железо, карбонат натрия) получите четыре соли, щёлочь и нерастворимое основание, одну кислоту и один металл. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

3. Идентификация кислоты. Используя необходимые реактивы, проведите реакции, подтверждающие качественный состав серной кислоты. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

4. Идентификация основания. Используя необходимые реактивы, проведите реакции, подтверждающие качественный состав гидроксида кальция, выданного вам в виде известковой воды. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

5. Идентификация солей. Используя необходимые реактивы, проведите реакции, подтверждающие качественный состав:

- хлорида бария;
- сульфата аммония.

Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

6. Сравнение силы кислот. С помощью предложенных реактивов (гранулы цинка, соляная кислота и раствор уксусной кислоты) проведите опыты по сравнению силы кислот. Какие наблюдения позволяют вам судить об этом? Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, учитывая, что формула уксусной кислоты CH_3COOH и она диссоциирует как слабый электролит согласно уравнению



ОТВЕТЫ К ЗАДАНИЯМ

Глава I

§ 8. Примените свои знания. 6. $m(1 \text{ атом Fe}) = 9,3 \cdot 10^{-23} \text{ г}$.

§ 9. Примените свои знания. 1. $M_r(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342$; $w(\text{C}) = 42,11\%$, $w(\text{H}) = 6,43\%$, $w(\text{O}) = 51,46\%$. 2. $M_r(\text{H}_2\text{S}) = 34$, $M_r(\text{SO}_3) = 80$, $M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106$, $M_r(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 98$, $M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 142$, $M_r(\text{AlCl}_3) = 133,5$, $M_r(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 261$. 4. В 32 раза. 6. $w(\text{Ca}) = 40\%$, $w(\text{C}) = 12\%$, $w(\text{O}) = 48\%$.

§ 10. Примените свои знания. 2. а) $\nu(\text{KOH}) = 0,1 \text{ моль}$, б) $\nu(\text{S}) = 300 \text{ кмоль}$, в) $\nu(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ ммоль}$. 3. а) $\nu(\text{O}_3) = 0,3 \text{ моль}$, б) $\nu(\text{CO}_2) = 2 \text{ моль}$, в) $\nu(\text{SO}_2) = 0,2 \text{ моль}$, г) $\nu(\text{CH}_4) = 0,1 \text{ моль}$, д) $\nu(\text{H}_2\text{O}) = 3 \text{ моль}$. 4. $M(\text{NO}) = 30 \text{ г/моль}$.

§ 11. Примените свои знания. 1. а) $\nu(\text{O}_2) = 0,5 \text{ моль}$, б) $\nu(\text{CH}_4) = 0,25 \text{ моль}$, в) $\nu(\text{H}_2\text{S}) = 40 \text{ ммоль}$, г) $\nu(\text{CO}_2) = 44,64 \text{ моль}$. 2. а) $\rho(\text{CO}_2) = 1,96 \text{ г/л}$, б) $\rho(\text{SO}_2) = 2,86 \text{ г/л}$, в) $\rho(\text{NH}_3) = 0,76 \text{ г/л}$, г) $\rho(\text{CH}_4) = 0,71 \text{ г/л}$. 3. $D_{(\text{H}_2)\text{O}_2} = 16$, $D_{(\text{возд.})\text{O}_2} = 1,103 \text{ г/л}$. 4. $M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль}$. 5. $\nu(\text{N}_2) = 1,5 \text{ моль}$; $m(\text{N}_2) = 42 \text{ г}$; $V(\text{N}_2) = 33,6 \text{ л}$. 6. а) $m(\text{C}) = 24 \text{ г}$, б) $m(\text{C}) = 36 \text{ г}$, в) $m(\text{C}) = 12 \text{ мг}$.

§ 14. Примените свои знания. 1. $V(\text{H}_2) = 201,6 \text{ м}^3$. 2. $V(\text{CO}_2) = 44,8 \text{ л}$; $\nu(\text{CaO}) = 2 \text{ моль}$.

Глава II

§ 19. Примените свои знания. 3. $V(\text{N}_2) = 89,6 \text{ л}$.

§ 20. Примените свои знания. 3. $\nu(\text{Cu}) = 1,5 \text{ кмоль}$.

Глава III

§ 23. Проверьте свои знания. 2. а) $w(\text{Sn}) = 78,82\%$, $w(\text{O}) = 21,19\%$; б) $w(\text{Al}) = 52,94\%$, $w(\text{O}) = 47,06\%$; в) $w(\text{Ca}) = 71,43\%$, $w(\text{O}) = 28,57\%$; г) $w(\text{P}) = 43,66\%$, $w(\text{O}) = 56,31\%$. Примените свои знания. 2. $V(\text{CO}_2) = 33,6 \text{ л}$. 3. $V(\text{CO}_2) = 56 \text{ л}$. 4. Азот.

§ 24. Примените свои знания. 1. Барий. 2. $\nu(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 5, 27 \text{ моль}$. 3. $m(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 450 \text{ г}$, $m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 53,5 \text{ г}$.

§ 25. Примените свои знания. 5. $m(\text{HCl}) = 54,75 \text{ г}$.

§ 26. Примените свои знания. 2. KNO_3 . 3. $\nu(\text{NaCl}) = 0,205 \text{ моль}$. 4. $m(\text{KNO}_3) = 2,02 \text{ г}$.

Глава IV

§ 27. Примените свои знания. 1. $w(\text{NaCl}) = 6\%$. 2. $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,9 \text{ кг}$, $m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{O}_2) = 1,6 \text{ кг}$. 3. $m(\text{глицерина}) = 47,25 \text{ г}$. 4. $m(\text{NaCl}) = 275 \text{ г}$, $\nu(\text{NaCl}) = 4,7 \text{ моль}$. 5. $m(\text{H}_2\text{O}_2) = 17,5 \text{ кг}$. 6. $w(\text{NH}_3) = 2,83\%$. 7. $w(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 12,2\%$. 8. $w(\text{KMnO}_4) = 3,1\%$.

§ 28. Примените свои знания. 6. $\nu(\text{Al}^{3+}) = 0,1 \text{ моль}$, $\nu(\text{SO}_4^{2-}) = 0,15 \text{ моль}$.

§ 29. Примените свои знания. 6. $w(\text{NH}_3) = 0,34\%$.

§ 30. Примените свои знания. 4. $m_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = 73 \text{ г}$. 5. $m(\text{мрамора}) = 416,7 \text{ г}$, $m_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) = 2520 \text{ г}$.

§ 31. Примените свои знания. 3. $m_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) = 315 \text{ г}$. 4. $V(\text{NH}_3) = 44,8 \text{ мл}$, $m_{\text{р-ра}}(\text{KOH}) = 280 \text{ мл}$.

§ 32. Примените свои знания. 3. $V(\text{CO}_2) = 44,8 \text{ л}$, $\nu(\text{CaCO}_3) = 2 \text{ моль}$.

§ 33. Примените свои знания. 3. $m_{\text{р-ра}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 284 \text{ кг}$, $m_{\text{р-ра}}(\text{BaCl}_2) = 416 \text{ кг}$. 4. $m(\text{Cu}) = 10,4 \text{ г}$

§ 34. Примените свои знания. 4. $m(\text{PbI}_2) = 225 \text{ г}$.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица растворимости

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ

Ионы	H ⁺ водорода	Ag ⁺ серебра	Al ³⁺ алюминия	Ba ²⁺ бария	Ca ²⁺ кальция	Co ²⁺ кобальта	Cu ²⁺ меди(II)	Fe ²⁺ железа	Fe ³⁺ железа	K ⁺ калия	Li ⁺ лития	Mg ²⁺ магния	Mn ²⁺ марганца	Na ⁺ натрия	NH ₄ ⁺ аммония	Ni ²⁺ никеля	Pb ²⁺ свинца	Sn ²⁺ олова(II)	Sr ²⁺ стронция	Zn ²⁺ цинка
Br ⁻ бромид	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻ ацетат	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻ карбонат	М	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н
Cl ⁻ хлорид	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
F ⁻ фторид	Р	Р	М	М	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р
I ⁻ йодид	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NO ₂ ⁻ нитрит	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NO ₃ ⁻ нитрат	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
OH ⁻ гидроксид	Н	Н	Н	Р	М	Н	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н
PO ₄ ³⁻ фосфат	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н
S ²⁻ сульфид	М	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻ сульфит	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р	Р	М	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₄ ²⁻ сульфат	Р	М	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н
SiO ₃ ²⁻ метасиликат	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н

растворимо, в литре воды при 25°C
распространено не менее 0,1 моля
данного соединения

нерастворимо, в литре воды при 25°C
распространено не менее 0,01 моля
данного соединения

микростворимо, в литре воды при 25°C
распространено от 0,01 до 0,1 моля
данного соединения

такое соединение не существует
или оно реагирует с водой (разлагается)

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

Li ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	La ³⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Pb ²⁺	H ₂	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Au ³⁺
-3,04	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,52	-2,36	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,40	-0,28	-0,26	-0,14	0,00	+0,34	+0,80	+0,85	+1,52

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ

ГРУППЫ

ПЕРИОДЫ

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР (ЧИСЛО ПРОТОНОВ)

ХИМИЧЕСКИЙ СИМВОЛ

НАЗВАНИЕ

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ ВНЕШНЕГО СЛОЯ

1	IA																	
1	H ВОДОРОД 1,00794 1s ¹																	
2	Li ЛИТИЙ 6,941 2s ¹	IIA																
2	Be БЕРИЛЛИЙ 9,01218 2s ²																	
3	Na НАТРИЙ 22,98977 3s ¹	Mg МАГНИЙ 24,305 3s ²																
4	K КАЛИЙ 39,0983 4s ¹	Ca КАЛЬЦИЙ 40,078 4s ²	Sc СКАНДИЙ 44,9559 3d ¹ 4s ²	Ti ТИТАН 47,88 3d ² 4s ²	V ВАНАДИЙ 50,9415 3d ³ 4s ²	Cr ХРОМ 51,9961 3d ⁵ 4s ¹	Mn МАРГАНЕЦ 54,9380 3d ⁵ 4s ²	Fe ЖЕЛЕЗО 55,847 3d ⁶ 4s ²	Co КОБАЛЬТ 58,9332 3d ⁷ 4s ²									
5	Rb РУБИДИЙ 85,4678 5s ¹	Sr СТРОНЦИЙ 87,62 5s ²	Y ИТРИЙ 88,9059 4d ¹ 5s ²	Zr ЦИРКОНИЙ 91,22 4d ² 5s ²	Nb НИОБИЙ 92,9064 4d ⁴ 5s ¹	Mo МОЛИБДЕН 95,94 4d ⁵ 5s ¹	Tc ТЕХНЕЦИЙ (98) 4d ⁵ 5s ²	Ru РУТЕНИЙ 101,07 4d ⁷ 5s ¹	Rh РОДИЙ 102,9055 4d ⁸ 5s ¹									
6	Cs ЦЕЗИЙ 132,9054 6s ¹	Ba БАРИЙ 137,33 6s ²	La ЛАНТАН 138,81 5d ¹ 6s ²	Hf ГАФНИЙ 178,49 4f ¹⁴ 5d ² 6s ²	Ta ТАНТАЛ 180,9479 4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²	W ВОЛЬФРАМ 183,85 4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²	Re РЕНИЙ 186,207 4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²	Os ОСМИЙ 190,23 4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²	Ir ИРИДИЙ 192,22 4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²									
7	Fr ФРАНЦИЙ (223) 7s ¹	Ra РАДИЙ (226) 7s ²	Ac АКТИНИЙ (227) 6d ¹ 7s ²	Rf РЕЗЕРФОРДИЙ (261) 5f ¹⁴ 6d ² 7s ²	Db ДУБНИЙ (268) 5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²	Sg СИБОРГИЙ (271) 5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ²	Bh БОРИЙ (267) 5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ²	Hs ХАССИЙ (269) 5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ²	Mt МЕЙТНЕРИЙ (278) 5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ²									

8

O

КИСЛОРОД

15,9994

2s²2p⁴

-  Неметаллы
-  Металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды
-  Металлы, образующие основные оксиды и гидроксиды

● ЛАНТАНОИДЫ

● АКТИНОИДЫ

Ce ЦЕРИЙ 140,12 4f ¹ 6d ¹ 6s ²	Pr ПРАЗЕОДИМ 140,9077 4f ³ 5d ⁰ 6s ²	Nd НЕОДИМ 144,24 4f ⁴ 5d ⁰ 6s ²	Pm ПРОМЕТИЙ (145) 4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	Sm САМАРИЙ 150,35 4f ⁶ 5d ⁰ 6s ²
Th ТОРИЙ 232,0381 5f ⁰ 6d ² 7s ²	Pa ПРОТАКТИНИЙ 231,04 5f ² 6d ¹ 7s ²	U УРАН 238,0289 5f ³ 6d ¹ 7s ²	Np НЕПТУНИЙ (237) 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	Pu ПЛУТОНИЙ (244) 5f ⁶ 6d ¹ 7s ²

СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ГРУППЫ

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР
(ЧИСЛО ПРОТОНОВ)

ГРАНИЦА МЕЖДУ МЕТАЛЛАМИ
И НЕМЕТАЛЛАМИ

		ГРУППЫ							
		IIIA	VIA	VA	VIA	VIIA	VIIIA		
							He ² ГЕЛИЙ 4,002602 1s ²	1	
		B ⁵ БОР 10,811 2s ² 2p ¹	C ⁶ УГЛЕРОД 12,011 2s ² 2p ²	N ⁷ АЗОТ 14,0067 2s ² 2p ³	O ⁸ КИСЛОРОД 15,9994 2s ² 2p ⁴	F ⁹ ФТОР 18,998403 2s ² 2p ⁵	Ne ¹⁰ НЕОН 20,179 2s ² 2p ⁶	2	
		Al ¹³ АЛЮМИНИЙ 26,98154 3s ² 3p ¹	Si ¹⁴ КРЕМНИЙ 28,0855 3s ² 3p ²	P ¹⁵ ФОСФОР 30,97376 3s ² 3p ³	S ¹⁶ СЕРА 32,066 3s ² 3p ⁴	Cl ¹⁷ ХЛОР 35,453 3s ² 3p ⁵	Ar ¹⁸ АРГОН 39,948 3s ² 3p ⁶	3	
	IB	IIIB							
Ni ²⁸ НИКЕЛЬ 58,69 3d ⁸ 4s ²	Cu ²⁹ МЕДЬ 63,546 3d ¹⁰ 4s ¹	Zn ³⁰ ЦИНК 65,39 3d ¹⁰ 4s ²	Ga ³¹ ГАЛЛИЙ 69,723 4s ² 4p ¹	Ge ³² ГЕРМАНИЙ 72,59 4s ² 4p ²	As ³³ МЫШЬЯК 74,9216 4s ² 4p ³	Se ³⁴ СЕЛЕН 78,96 4s ² 4p ⁴	Br ³⁵ БРОМ 79,904 4s ² 4p ⁵	Kr ³⁶ КРИПТОН 83,80 4s ² 4p ⁶	4
Pd ⁴⁶ ПАЛЛАДИЙ 106,42 4d ¹⁰ 5s ⁰	Ag ⁴⁷ СЕРЕБРО 107,8682 4d ¹⁰ 5s ¹	Cd ⁴⁸ КАДМИЙ 112,41 4d ¹⁰ 5s ²	In ⁴⁹ ИНДИЙ 114,82 5s ² 5p ¹	Sn ⁵⁰ ОЛОВО 118,710 5s ² 5p ²	Sb ⁵¹ СУРЬМА 121,75 5s ² 5p ³	Te ⁵² ТЕЛЛУР 127,60 5s ² 5p ⁴	I ⁵³ ЙОД 126,9045 5s ² 5p ⁵	Xe ⁵⁴ КСЕНОН 131,29 5s ² 5p ⁶	5
Pt ⁷⁸ ПЛАТИНА 195,08 5d ⁹ 6s ¹	Au ⁷⁹ ЗОЛОТО 196,9665 5d ¹⁰ 6s ¹	Hg ⁸⁰ РУТЬ 200,59 5d ¹⁰ 6s ²	Tl ⁸¹ ТАЛЛИЙ 204,383 6s ² 6p ¹	Pb ⁸² СВИНЕЦ 207,2 6s ² 6p ²	Bi ⁸³ ВИСМУТ 208,9804 6s ² 6p ³	Po ⁸⁴ ПОЛОНИЙ (209) 6s ² 6p ⁴	At ⁸⁵ АСТАТ (210) 6s ² 6p ⁵	Rn ⁸⁶ РАДОН (222) 6s ² 6p ⁶	6
Ds ¹¹⁰ ДАРМШЛАДТИЙ (281) 6d ⁹ 7s ¹	Rg ¹¹¹ РЕНТГЕНИЙ (281) 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ¹	Cn ¹¹² КОПЕРНИЦИЙ (285) 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ²	Nh ¹¹³ НИХОНИЙ (286) 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ¹	Fl ¹¹⁴ ФЛЕРОВИЙ (288) 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ²	Mc ¹¹⁵ МОСКОВИЙ (288) 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ³	Lv ¹¹⁶ ЛИВЕРМОРИЙ (293) 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁴	Ts ¹¹⁷ ТЕННЕСИЙ (294) 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁵	Og ¹¹⁸ ОГАНЕСОН (294) 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁶	7

Г
Р
У
П
Ы

В скобках указано массовое число наиболее устойчивого изотопа искусственного элемента.

Eu ⁶³ ЕВРОПИЙ 151,96 4f ⁷ 5d ⁰ 6s ²	Gd ⁶⁴ ГАДОЛИНИЙ 157,25 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	Tb ⁶⁵ ТЕРБИЙ 158,9254 4f ⁹ 5d ⁰ 6s ²	Dy ⁶⁶ ДИСПРОЗИЙ 162,50 4f ¹⁰ 5d ⁰ 6s ²	Ho ⁶⁷ ГОЛЬМИЙ 164,9304 4f ¹¹ 5d ⁰ 6s ²	Er ⁶⁸ ЭРБИЙ 167,26 4f ¹² 5d ⁰ 6s ²	Tm ⁶⁹ ТУЛИЙ 168,9342 4f ¹³ 5d ⁰ 6s ²	Yb ⁷⁰ ИТЕРБИЙ 173,04 4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ²	Lu ⁷¹ ЛЮТЕЦИЙ 174,967 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²
Am ⁹⁵ АМЕРИЦИЙ (243) 5f ⁷ 6d ⁰ 7s ²	Cm ⁹⁶ КЮРИЙ (247) 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	Bk ⁹⁷ БЕРКЛИЙ (247) 5f ⁹ 6d ⁰ 7s ²	Cf ⁹⁸ КАЛИФОРНИЙ (251) 5f ¹⁰ 6d ⁰ 7s ²	Es ⁹⁹ ЭЙНШТЕЙНИЙ (252) 5f ¹¹ 6d ⁰ 7s ²	Fm ¹⁰⁰ ФЕРМИЙ (257) 5f ¹² 6d ⁰ 7s ²	Md ¹⁰¹ МЕНДЕЛЕВИЙ (258) 5f ¹³ 6d ⁰ 7s ²	No ¹⁰² НОБЕЛИЙ (259) 5f ¹⁴ 6d ⁰ 7s ²	Lr ¹⁰³ ЛОУРЕНСИЙ (260) 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²

Открытие химических элементов

Символ и название элемента		Авторы открытия	Год открытия
Ac	Актиний	А. Дебьерн (Франция)	1899
Ag	Серебро	—	*
Al	Алюминий	Х. Эрстед (Дания)	1825
Ar	Аргон	Д. Рэлей, У. Рамзай (Англия)	1894
As	Мышьяк	—	*
At	Астат	Э. Сегре, Д. Корсон, К. Макензи (США)	1940
Au	Золото	—	*
B	Бор	Л. Гей-Люссак, Л. Тенар (Франция)	1808
Ba	Барий	К. Шееле (Швеция)	1774
Be	Бериллий	Л. Воклен (Франция)	1798
Bi	Висмут	—	*
Br	Бром	А. Балар (Франция)	1826
C	Углерод	—	*
Ca	Кальций	Г. Дэви (Англия)	1808
Cd	Кадмий	Ф. Штроемeyer (Германия)	1817
Cl	Хлор	К. Шееле (Швеция)	1774
Cn	Коперниций	С. Хофманн, В. Нинов, Ф. П. Хессбергер, П. Армбрустер и др. (Германия)	1996
Co	Кобальт	Г. Брандт (Швеция)	1735
Cr	Хром	Л. Воклен (Франция)	1797
Cs	Цезий	Р. Бунзен, Г. Кирхгоф (Германия)	1860
Cu	Медь	—	*
Db	Дубний	Г. Н. Флёрв, И. Звара и др. (СССР); А. Гиорсо и др. (США)	1970
Ds	Дармштадтий	Ю. Ц. Оганесян и др. (СССР); П. Армбрустер и др. (ФРГ)	1988
Es	Эйнштейний	Г. Сиборг, А. Гиорсо и др. (США)	1952
Eu	Европий	Э. Демарсе (Франция)	1901
F	Фтор	А. Муассан (Франция)	1886
Fe	Железо	—	*
Fr	Франций	М. Пере (Франция)	1939

Символ и название элемента		Авторы открытия	Год открытия
Fl	Флеровий	Ю. Ц. Оганесян и др. (Россия)	1998
Ge	Германий	К. Винклер (Германия)	1886
H	Водород	Г. Кавендиш (Англия)	1766
He	Гелий	Ж. Жансен (Франция); Н. Локьер, Э. Франкланд (Англия)	1868
Hg	Ртуть	—	*
Hs	Хассий	Г. Н. Флёрв, И. Звара и др. (СССР); П. Армбрустер и др. (ФРГ)	1984
I	Иод	Б. Куртуа (Франция)	1811
K	Калий	Г. Дэви (Англия)	1807
Li	Литий	А. Арфведсон (Швеция)	1817
Lv	Ливерморий	Ю. Ц. Оганесян и др. (Россия)	2000
Md	Менделевий	Г. Сиборг, А. Гиорсо и др. (США)	1955
Mg	Магний	Г. Дэви (Англия)	1808
Mn	Марганец	Ю. Ган (Швеция)	1774
Mo	Молибден	К. Шееле (Швеция)	1778
Mc	Московский	Ю. Ц. Оганесян и др. (Россия)	2004
N	Азот	Д. Резерфорд (Англия)	1772
Na	Натрий	Г. Дэви (Англия)	1807
Ne	Неон	У. Рамзай, М. Траверс (Англия)	1898
Nh	Нихоний	К. Морито (Япония)	2004
Ni	Никель	А. Кронстедт (Швеция)	1751
O	Кислород	К. Шееле (Швеция); Дж. Пристли (Англия)	1771—1774
Og	Оганессон	Ю. Ц. Оганесян и др. (Россия)	2007
Os	Осмий	С. Теннант (Англия)	1803
P	Фосфор	Х. Брандт (Германия)	1669
Pb	Свинец	—	*
Po	Полоний	М. Склодовская-Кюри, П. Кюри (Франция)	1898
Pt	Платина	—	*
Ra	Радий	М. Склодовская-Кюри, П. Кюри (Франция)	1898
Rb	Рубидий	Р. Бунзен, Г. Кирхгоф (Германия)	1861

Символ и название элемента		Авторы открытия	Год открытия
Rg	Рентгений	С. Хофманн, В. Нинов, Ф. П. Хессбергер, П. Армбрустер и др. (Германия)	1994
Rn	Радон	Ф. Дорн (Германия)	1900
Ru	Рутений	К. К. Клаус (Россия)	1844
S	Сера	—	*
Sb	Сурьма	—	*
Sc	Скандий	Л. Нильсон (Швеция)	1879
Se	Селен	Й. Берцелиус (Швеция)	1817
Si	Кремний	Й. Берцелиус (Швеция)	1824
Sm	Самарий	П. Лекок де Буабодран (Франция)	1879
Sn	Олово	—	*
Sr	Стронций	А. Крофорд и У. Крукшенк (Англия)	1787
Tc	Технеций	Э. Сегре, К. Перриер (Италия)	1937
Te	Теллур	Ф. Мюллер фон Рейхенштейн (Венгрия)	1782
Ti	Титан	М. Клапрот (Германия)	1795—1797
Tl	Таллий	У. Крукс (Англия)	1861
Ts	Теннессин	Ю. Ц. Оганесян и др. (Россия, США)	2009
U	Уран	М. Клапрот (Германия)	1789
V	Ванадий	Н. Г. Сефстрём (Швеция)	1830
W	Вольфрам	К. Шееле (Швеция)	1781
Xe	Ксенон	У. Рамзай, М. Траверс (Англия)	1898
Уь	Иттербий	Ш. Мариньяк (Швейцария)	1878
Zn	Цинк	—	*
Zr	Цирконий	М. Клапрот (Германия)	1789

* Элемент в свободном виде или соединения известны с древних времён или с эпохи Средневековья.

Некоторые химические вещества и области их применения

Бытовое (тривиальное) название вещества	Химическое название	Формула	Применение
Бертолетова соль	Хлорат калия	$KClO_3$	Производство спичек
Бура	Тетрагидрат тетрабората натрия	$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$	В быту и медицине, как дезинфицирующее средство
Глауберова соль	Декагидрат сульфата натрия	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$	В медицине
Киноварь	Сульфид ртути	HgS	Краски
Кремнезём	Оксид кремния	SiO_2	Строительство, производство стекла и цемента
Купоросное масло	Серная кислота	H_2SO_4	Аккумуляторная кислота
Ляпис	Нитрат серебра	$AgNO_3$	Медицина
Малахит	Гидрокарбонат меди(II)	$(CuOH)_2CO_3$	Декоративный материал
Марганцовка	Перманганат калия	$KMnO_4$	Медицина
Медный купорос	Пентагидрат сульфата меди(II)	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	Для борьбы с болезнями растений
Нашатырный спирт	Гидрат аммиака	$NH_3 \cdot H_2O$	Медицина
Нашатырь	Хлорид аммония	NH_4Cl	Удобрение, паяние
Поташ	Карбонат калия	K_2CO_3	Удобрение, производство тугоплавкого стекла и жидкого мыла
Сахар	Сахароза	$C_{12}H_{22}O_{11}$	Пищевой продукт
Селитра чилийская	Нитрат натрия	$NaNO_3$	Удобрение
Сернистый газ	Оксид серы(IV)	SO_2	Обеззараживание помещений, обесцвечивание соломы, производство серной кислоты
Серный ангидрид	Оксид серы(VI)	SO_3	Производство серной кислоты
Сулема	Хлорид ртути(II)	$HgCl_2$	Медицина
Уксус столовый	Уксусная (этановая) кислота (раствор)	CH_3COOH	Гашение соды, домашнее консервирование

ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

- Агрегатные состояния веществ 17
— газообразное 17
— жидкое 18
— твёрдое 19
Актиноиды 35
Аллотропия 27
Алхимия 8
Ассоциация 122
Атом 28, 65
Атомно-молекулярная теория 28
- Благородные газы 38
- Валентность 81
Валентный штрих 80
Вещества 13
— молекулярного строения 29
— немолекулярного строения 29
— простые 26
— сложные 26
Выпаривание 23
- Галогены 38
Генетические ряды 145
Гидраты 114
Гидроксид кальция 101
Гидроксогруппа 99
- Десублимация 20
Дистилляция 22
- Закон постоянства состава веществ 46
Закон сохранения массы веществ 50
- Изменение свойств химических элементов 73
Изотопы 66
Индикаторы 100
Ионы 29, 77
— гидратированные 124
— негидратированные 124
— простые 124
— сложные 124
Испарение 18
- Катализаторы 54
Кварки 68
Кислоты 103, 124
— общие свойства 128
— серная 105
— соляная 106
— фосфорная 106
Количество вещества 44
Конденсация 20
Кристаллизация 18
Кристаллическая решётка 79
— атомная 82
— ионная 79
— металлическая 87
— молекулярная 82,85
- Лантаноиды 35
- Массовая доля
— растворённого вещества 115
— элемента в веществе 42
Массовое число 65
Материал 14
Материаловедение 14
Моделирование 11
Молекула 28
Моль 44
Молярная масса 45
Молярный объём 47
- Наблюдение 9
Нейтрон 66
Неэлектролиты 119
Нормальные условия 17
Нуклоны 64
- Оксиды 95
— вода 96
— кислотные 140
— негашёная известь 98
— основные 138
Основания 99, 125
— общие свойства 134
— гашёная известь 98
— гидроксид калия 100
— гидроксид натрия 100
Основность кислот 104
Относительная атомная масса 39
Относительная молекулярная масса 42
Относительная плотность газа 48

- Периодический закон 75
Периоды 34
— большие 35
— малые 35
Плавление 19
Планетарная модель строения атома 64
Подгруппы 38
Полярность молекулы 84
Признаки химических реакций 30
Протон 66
- Растворитель 114
Растворы 114
Реагенты 30
Ряд активности металлов 131
- Свойства веществ 13
Смеси 21
— гетерогенные 21
— гомогенные 21
Соли 107, 126
— карбонат кальция 109
— фосфат кальция 109
— хлорид натрия 109
— общие свойства средних солей 142
— кислые соли 144
Сольваты 114
Состав вещества 41
— качественный 41
— количественный 41
Степень окисления 92
Степень электролитической диссоциации 121
Структурная формула 80
Сублимация (возгонка) 19
- Теория электролитической диссоциации 119
Термопластичность 14
— углекислый газ 97
- Физические свойства металлов 88
Физический смысл
— номера группы 72
— номера периода 72
— номера химического элемента 72
- Фильтрование 23
Формульная единица 78
- Хемофилия 7
Хемофобия 7
Химическая связь 77
— ионная 77
— ковалентная (атомная) 80
— металлическая 87
— неполярная 85
— полярная 83
Химическая формула 41
Химические реакции 30
— горения 31
— замещения 55
— нейтрализации 129
— обмена 56, 129
— разложения 54
— соединения 53
— экзотермические 32
— эндотермические 32
Химический эксперимент 10
Химический элемент 25, 65
Химическое уравнение 52
Химия 20
- Цепочки превращений (переходов) 141
- Число Авогадро 44
- Шкала pH 102
Шкала твёрдости Мооса 13
- Щёлочи 38, 100
Щелочные металлы 38
- Электролиты 118
— сильные 122
— слабые 122
Электронная оболочка 64
Электронная формула 80
Электронные слои (энергетические уровни) 68
Электроны 64
Электроотрицательность 84

Оглавление

<i>Предисловие</i>	3
<i>Глава I. Начальные понятия и законы химии</i>	5
§ 1. Роль химии в жизни человека.....	6
§ 2. Методы изучения химии	9
§ 3. Вещества и их физические свойства.....	12
§ 4. Агрегатные состояния веществ.....	17
§ 5. Физические явления в химии.....	21
§ 6. Атомно-молекулярное учение. Химические элементы	25
§ 7. Химические реакции.....	30
§ 8. Периодическая таблица химических элементов Д. И. Менделеева ...	34
§ 9. Химические формулы	40
§ 10. Количество вещества	44
§ 11. Молярный объём газов	47
§ 12. Химические уравнения	49
§ 13. Типы химических реакций	53
§ 14. Расчёты по химическим уравнениям	57
Выводы к главе I	62
<i>Глава II. Строение вещества</i>	63
§ 15. Основные сведения о строении атома.....	64
§ 16. Строение электронных оболочек атомов.....	68
§ 17. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева ...	71
§ 18. Ионная химическая связь.....	76
§ 19. Ковалентная химическая связь	79
§ 20. Ковалентная полярная связь.....	83
§ 21. Металлическая связь.....	87
Выводы к главе II.....	90
<i>Глава III. Состав и классификация химических соединений</i>	91
§ 22. Степень окисления	92
§ 23. Оксиды.....	95
§ 24. Основания	99
§ 25. Кислоты	102
§ 26. Соли	107
Выводы к главе III.....	111
<i>Глава IV. Растворы. Теория электролитической диссоциации</i>	113
§ 27. Растворы. Массовая доля растворённого вещества	114
§ 28. Электролитическая диссоциация	118
§ 29. Основные положения теории электролитической диссоциации.....	123

§ 30. Химические свойства кислот в свете теории электролитической диссоциации.....	128
§ 31. Химические свойства оснований в свете теории электролитической диссоциации.....	134
§ 32. Оксиды, их классификация и химические свойства.....	138
§ 33. Химические свойства солей в свете теории электролитической диссоциации.....	142
§ 34. Генетическая связь между классами неорганических соединений... Выводы к главе IV	145 150
<i>Практические работы</i>	152
Практическая работа № 1. Правила техники безопасности при работе в кабинете химии. Некоторые виды работ в химической лаборатории (кабинете химии).....	152
Практическая работа № 2. Наблюдение за горящей свечой.....	157
Практическая работа № 3. Анализ почвы	158
Практическая работа № 4. Выращивание кристаллов алюмокалиевых квасцов или медного купороса (домашний эксперимент)	160
Практическая работа № 5. Приготовление раствора с заданной массовой долей растворённого вещества	162
Практическая работа № 6. Решение экспериментальных задач по теме «Теория электролитической диссоциации».....	163
<i>Ответы к заданиям</i>	164
<i>Приложение</i>	165
Таблица растворимости	165
Периодическая таблица элементов	166
Открытие химических элементов	168
Некоторые химические вещества и области их применения.....	171
<i>Предметный указатель</i>	172



0bb6aed-e871-11e6-b89f-0050569c7d18

Учебное издание

**Габриелян Олег Сергеевич
Остроумов Игорь Геннадьевич
Сладков Сергей Анатольевич**

**Химия
8 класс**

Учебное пособие
для общеобразовательных организаций

ЦЕНТР ЕСТЕСТВЕННО-МАТЕМАТИЧЕСКОГО ОБРАЗОВАНИЯ

Редакция химии

Зав. редакцией *С. А. Сладков*

Ведущий редактор *А. Н. Евсеевичева*

Редактор *Г. А. Шипарёва*

Художественный редактор *Т. В. Глушкова*

Техническое редактирование и компьютерная вёрстка *Е. В. Алфёровой*

Художественное оформление и макет *О. Г. Ивановой*

Дизайн обложки *А. И. Савченко*

Корректор *М. В. Соколова*

Налоговая льгота — Общероссийский классификатор продукции ОК 005-93—953000.

Изд. лиц. Серия ИД № 05824 от 12.09.01. Подписано в печать 08.06.17.

Формат 84×108¹/₁₆. Бумага офсетная. Гарнитура SchoolBookCSanPin.

Печать офсетная. Уч.-изд. л. 12,49. Тираж 1000 экз. Заказ № ВЗК-04182-17.

Акционерное общество «Издательство «Просвещение».

127521, Москва, 3-й проезд Марьиной рощи, 41.

Отпечатано в АО «Первая Образцовая типография», филиал «Дом печати — ВЯТКА»
в полном соответствии с качеством предоставленных материалов.

610033, г. Киров, ул. Московская, 122.