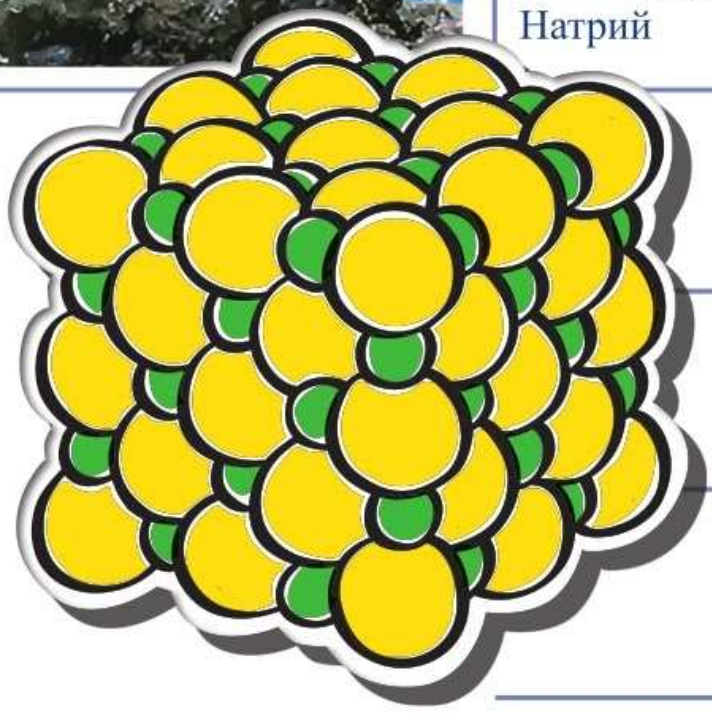
О. С. Габриелян
И. Г. Остроумов
С. А. Сладков

Химия





Na 11 22,9898 Натрий		Cl 17 35,453 Хлор

8

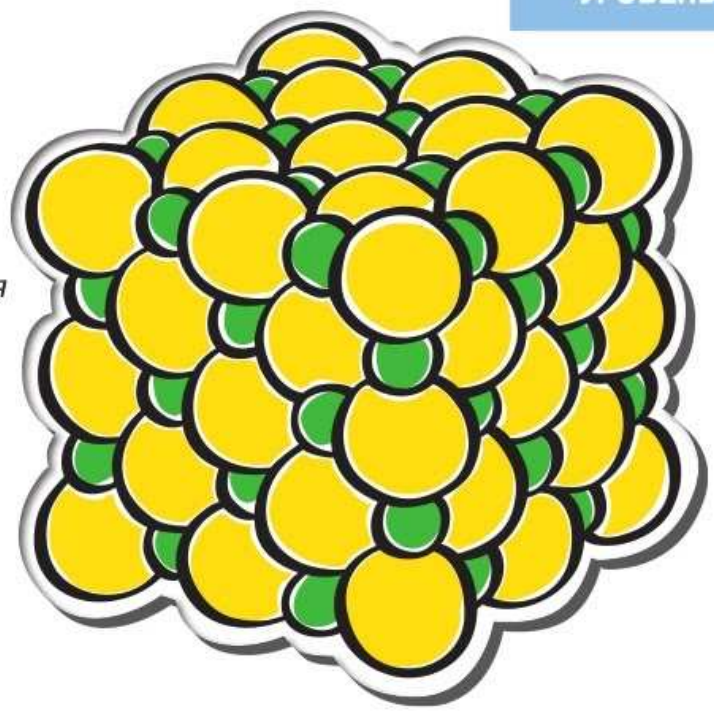
БАЗОВЫЙ УРОВЕНЬ

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

Химия

8 класс

БАЗОВЫЙ УРОВЕНЬ



Учебник

Допущено Министерством просвещения Российской Федерации

7-е издание, стереотипное

Москва
«Просвещение»
2025

ПРЕДИСЛОВИЕ

Дорогие восьмиклассники!

Вы открыли новый учебник «Химия. 8 класс. Базовый уровень». Учебник предназначен как тем, кто уже познакомился с химией годом раньше, так и тем, кто только открывает для себя этот интересный предмет.

В учебнике предусмотрена система обозначений, которая поможет ориентироваться в материале.



Так обозначен вопрос в начале каждого параграфа. Изучив текст параграфа, вы обязательно найдёте на него ответ.



Вопрос, над которым авторы предлагают поразмышлять, а затем дать обоснованный ответ.

Определения и формулы, которые вам необходимо выучить, заключены в рамку.

Лабораторный опыт 1

Под таким заголовком даётся описание лабораторных опытов, которые вы будете самостоятельно проводить в кабинете химии.



Так обозначены основные положения и понятия каждого параграфа.

В конце каждого параграфа вам предлагается выполнить серию заданий.

Проверьте свои знания

Рубрика предлагает ответить на вопросы и выполнить задания по материалу параграфа.

Примените свои знания

Рубрика предлагает применить полученные знания в конкретной ситуации.

Используйте дополнительную информацию

Рубрика предлагает, используя материал из разных источников, выразить своё мнение при решении важной проблемы.

Обратите внимание, что красным цветом выделены номера заданий, направленных на формирование метапредметных результатов.

В конце каждой главы приведены краткие выводы. Они позволяют быстро повторить изученный материал.

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

Рекомендуемые интернет-ресурсы

1. http://gotourl.ru/10730 — 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://gotourl.ru/10731 — 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://gotourl.ru/10733 — 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://gotourl.ru/10735 — журнал «Химия и жизнь» понятно и занимательно рассказывает обо всём интересном, что происходит в науке и в мире, в котором мы живём. Можно прочитать архив журнала.

5. http://gotourl.ru/10740 — популярная библиотека химических элементов.

6. http://gotourl.ru/10755 — дана информация об олимпиадах по всем предметам, в том числе и по химии.

7. http://gotourl.ru/10762 — сборник статей о химических элементах Периодической системы Д.И. Менделеева.

8. http://gotourl.ru/10764 — онлайн-энциклопедия на основе книги «Химическая энциклопедия» (М.: Советская энциклопедия, 1988).

9. http://gotourl.ru/10772 — онлайн-ресурс предоставляет возможность посмотреть видеоролик эксперимента для элементов периодической таблицы и прослушать на английском языке интересные факты о них.



I

ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ

§ 1. ПРЕДМЕТ ХИМИИ. РОЛЬ ХИМИИ В ЖИЗНИ ЧЕЛОВЕКА

Что изучают известные вам естественные науки и какова этимология (происхождение) их названий?

Окружающую природу раньше называли *естеством*. Отсюда произошло название области знаний о природе — *естествознание*. Оно объединяет такие науки, как химия, физика, география, биология, астрономия. С физикой, физической географией и биологией вы знакомились ранее.

А что изучает химия?

Лабораторный опыт 1

Ознакомьтесь с химической лабораторной посудой. Подумайте, для чего предназначен каждый её образец: пробирка, колба, химический стакан, мерный цилиндр, воронки (пластиковая и стеклянная). Что общего между образцами посуды? Чем различаются воронки?

Все окружающие нас объекты (в том числе лабораторная посуда) — это **физические тела**. Вы, конечно, заметили, что лабораторная посуда для опыта, за исключением одной пластмассовой воронки, изготовлена из стекла.

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

Каждое вещество характеризуется индивидуальными физическими свойствами: цветом, запахом, агрегатным состоянием (при определённых условиях), температурой плавления, температурой кипения, плотностью, теплопроводностью, электропроводностью и др.

А что такое свойства веществ?

Признаки, которыми характеризуется каждое конкретное вещество, называются **свойствами веществ**.

Свойства самых известных веществ выступают в роли эталонных (от фр. *etalon* — образец, мерило). Так, на свойствах воды основана температурная шкала, которую предложил шведский астроном и метеоролог Андерс Цельсий (шкала Цельсия). В этой шкале за 0 °С принята температура замерзания воды, а за 100 °С — температура её кипения. За единицу измерения теплоты принята 1 калория — это количество теплоты, которое необходимо для нагревания 1 г воды на 1 °С.

Твёрдость веществ определяют по минералогической шкале твёрдости, предложенной немецким минералогом и геологом Фридрихом Моосом (шкала Мооса). Эталонами в ней являются 10 распространённых минералов (от талька до алмаза), расположенных в порядке возрастания твёрдости, значения шкалы от 1 до 10 (табл. 1).

Таблица 1

Шкала твёрдости Мооса

Твёрдость по Моосу	Эталонный минерал	Изображение	Тест на твёрдость
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

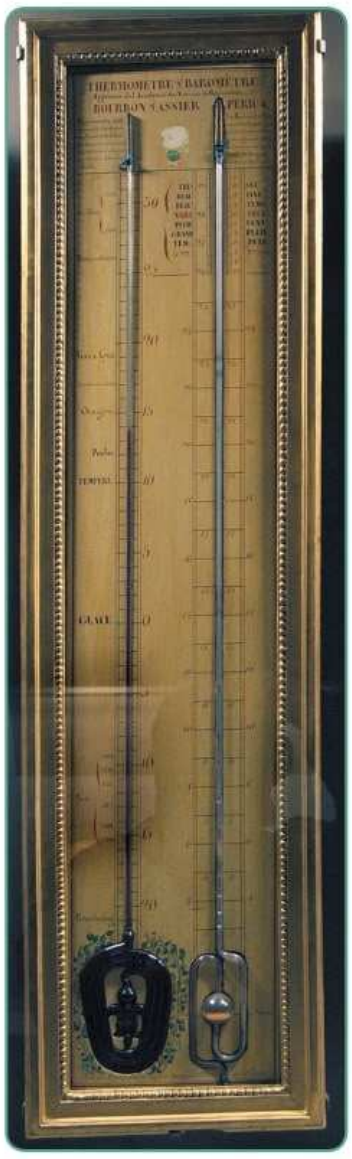


Рис. 1. Прибор на основе ртути — барометр

Измерять атмосферное давление по высоте столбика ртути в качестве эталона предложил в XVII в. итальянский математик и физик Эванджелиста Торричелли. Проведя опыт, он доказал, что атмосферное давление уравновешивается весом столбика ртути, имеющей очень высокую плотность. Позднее на основе этого открытия был создан прибор для измерения атмосферного давления — барометр (рис. 1). Жидкую ртуть используют также и в термометрах.

Свойства веществ обусловливают их применение. Например, стекло и пластмасса — это материалы для изготовления самых разных изделий.

Материал — вещество или смесь веществ, из которых изготавливается изделие.

Изучением свойств и созданием материалов занимается раздел науки — **материаловедение**. Важная цель материаловедения — получать материалы с заранее заданными свойствами.

Изделия изготавливают с учётом свойств материала. Рассмотрим в качестве примера *физические свойства* материалов на основе алюминия. Лёгкость и прочность таких материалов позволяют использовать их в авиационной технике, транспортном машиностроении (судостроении и т. д.). А простота механической обработки позволяет изготавливать из алюминия самые разные изделия (рис. 2): детали машин и приборов, архитектурные сооружения, конструкции мостов, линии электропередачи (ЛЭП), трубы, железнодорожные цистерны и т. д. Поскольку материалы на основе алюминия безвредны, их широко применяют для изготовления посуды. Алюминий незаменим для изготовления упаковочной фольги. Серебристый порошок алюминия применяется для получения декоративной краски.

Используются и *химические свойства* алюминия:

— он не взаимодействует с концентрированными серной и азотной кислотами, поэтому их перевозят в алюминиевых цистернах;

— способность алюминия гореть ослепительно ярким пламенем широко используется при производстве фейерверков, салютов, бенгальских огней, осветительных ракет. При этом алюминий превращается в другие вещества.

Явления, при которых из одних веществ образуются новые вещества, называются **химическими явлениями**. Изучением таких явлений и занимается химия.

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

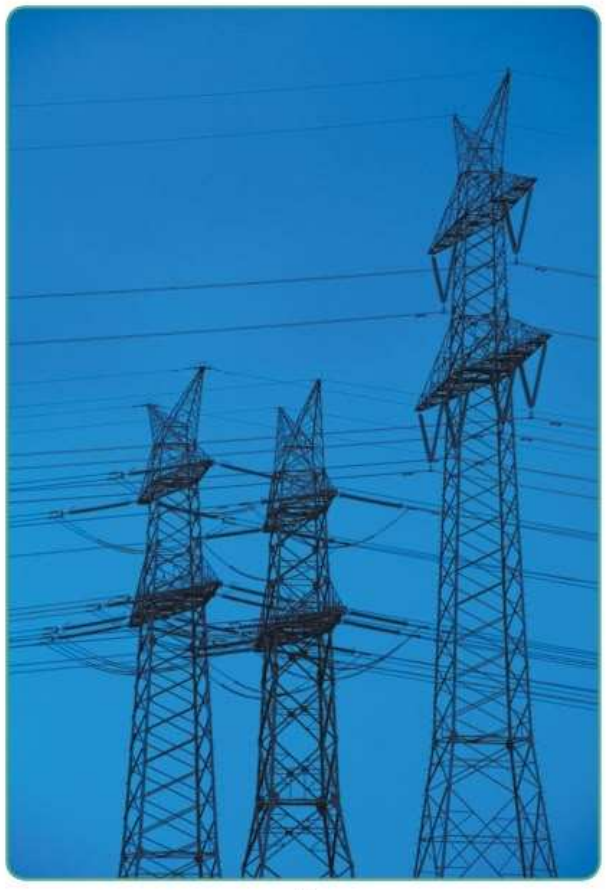
Сегодня химия и химическая промышленность развиваются гораздо быстрее многих наук и отраслей производства. Почему же слово «химия» вызывает у нас как положительные, так и отрицательные эмоции? Положительные потому, что без достижений химии немыслимо существование современного общества (рис. 3). Это самые разнообразные пластмассы для изготовления компьютеров, телефонов и автомобилей; предметы быта, упаковка и т. д. Это гигиенические и косметические средства. Своими успехами современная медицина во многом обязана химии: синтетические витамины и лекарственные средства, материалы для изготовления медицинской аппаратуры и приборов. Сельское хозяйство



а



б



в



г

Рис. 2. Применение алюминия на основе его свойств: *а* — самолётостроение; *б* — ракетостроение; *в* — ЛЭП; *г* — производство фольги



Рис. 3. Примеры использования химии в жизни: *а* — фарфоровая посуда; *б* — косметика; *в* — удобрения; *г* — синтетические ткани; *д* — компьютер; *е* — лекарства

немыслимо без применения удобрений, средств защиты растений и животных. На основе химических технологий создаются материалы для носителей информации, а также средства для её хранения и передачи.

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

А вот что в XX в. сказал о химии Н. Н. Семёнов, учёный, лауреат Нобелевской премии: «Всё 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 — **хемофили́я**. Антоним хемофилии — **хемофобия**. Отрицательное отношение к химии тоже 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 ежегодно сжигается более 1 млрд т топлива, выбрасывается в атмосферу несколько миллиардов тонн угарного и углекислого газов, десятки миллионов тонн оксидов азота и серы. Они образуют с атмосферной влагой растворы кислот, которые, выпадая в виде дождей (так называемые кислотные дожди),



Михаил Васильевич Ломоносов (1711—1765)



Николай Николаевич Семёнов (1896—1986)



а б

Рис. 4. Последствия воздействия агрессивной среды: *а* — некроз листьев растений; *б* — разрушающаяся мраморная скульптура



а б

Рис. 5. Загрязнённый природный ландшафт: *а* — на опушке леса; *б* — на берегу реки

оказывают губительное воздействие на природу, разрушают памятники архитектуры и скульптуры (рис. 4).

Разливы нефти представляют собой смертельную опасность для морских и пресноводных организмов.

Бытовые отходы загрязняют природные ландшафты, превращая живописные уголки в мусорные свалки. Часто этому способствуют химическая безграмотность и безответственное поведение людей: выбрасывая пластиковые пакеты и бутылки в лесу или по берегам водоёмов, они обезображивают природу на десятилетия (рис. 5).

Знание химии — это основа бережного и ответственного отношения людей к природе, их безопасного и экологически грамотного обращения с веществами, материалами и химическими процессами.

Вещества. Свойства веществ. Эталонные физические свойства веществ. Материалы и материаловедение. Химические явления. Значение химии в жизни современного человека. Хемофилия и хемофобия

Проверьте свои знания

1. Что вы понимаете под веществом и материалом?
2. Что такое свойства веществ? Как взаимосвязаны свойства веществ и материалов с их применением?
3. Приведите примеры физических свойств веществ, которые используются в качестве эталонных.
4. Раскройте положительное и отрицательное значения химии в жизни современного общества.

Примените свои знания

5. Изучите физические свойства: а) сахара и соли; б) лимонной кислоты и соды. Для определения температуры плавления и кипения веществ используйте Интернет. Результаты проведённого анализа оформите в виде таблицы.
6. Предложите свои примеры применения конкретных веществ и материалов в зависимости от их физических свойств. За информацией обратитесь к Интернету.

Используйте дополнительную информацию

7. Подготовьте сообщение об истории усовершенствования приборов для измерения температуры тела человека.
8. Сторонником какой позиции — хемофилии или хемофобии — вы являетесь? Аргументируйте свою точку зрения.
9. Какой деятельностью вы хотели бы заниматься после окончания школы? Какую роль играет в ней химия?
10. 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 в процессе изучения других естественно-научных предметов?

Химия — важнейшая из естественных наук, к которым также относятся биология, география, физика и астрономия. При изучении этих наук широко используется важнейший метод познания — наблюдение.

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

Этот метод вам хорошо известен из начальной школы. Различают:

— *непосредственное наблюдение*, которое проводит ученик, наблюдая за изучаемым химическим объектом (веществом, смесью веществ, материалами и изменениями, 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.

Наблюдение, проводимое в процессе изучения химии, 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** (от греч. *hypothesis* — основание) — научное предположение, объясняющее какое-либо свойство химического объекта и влияние условий на его проявление.

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

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

Многократное воспроизведение эксперимента позволяет выявить закономерность, которой подчиняются исследуемые химические объекты и явления. Такие условия обеспечивает специально оборудованное помещение — лаборатория (рис. 6).

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



Рис. 6. Химическая лаборатория

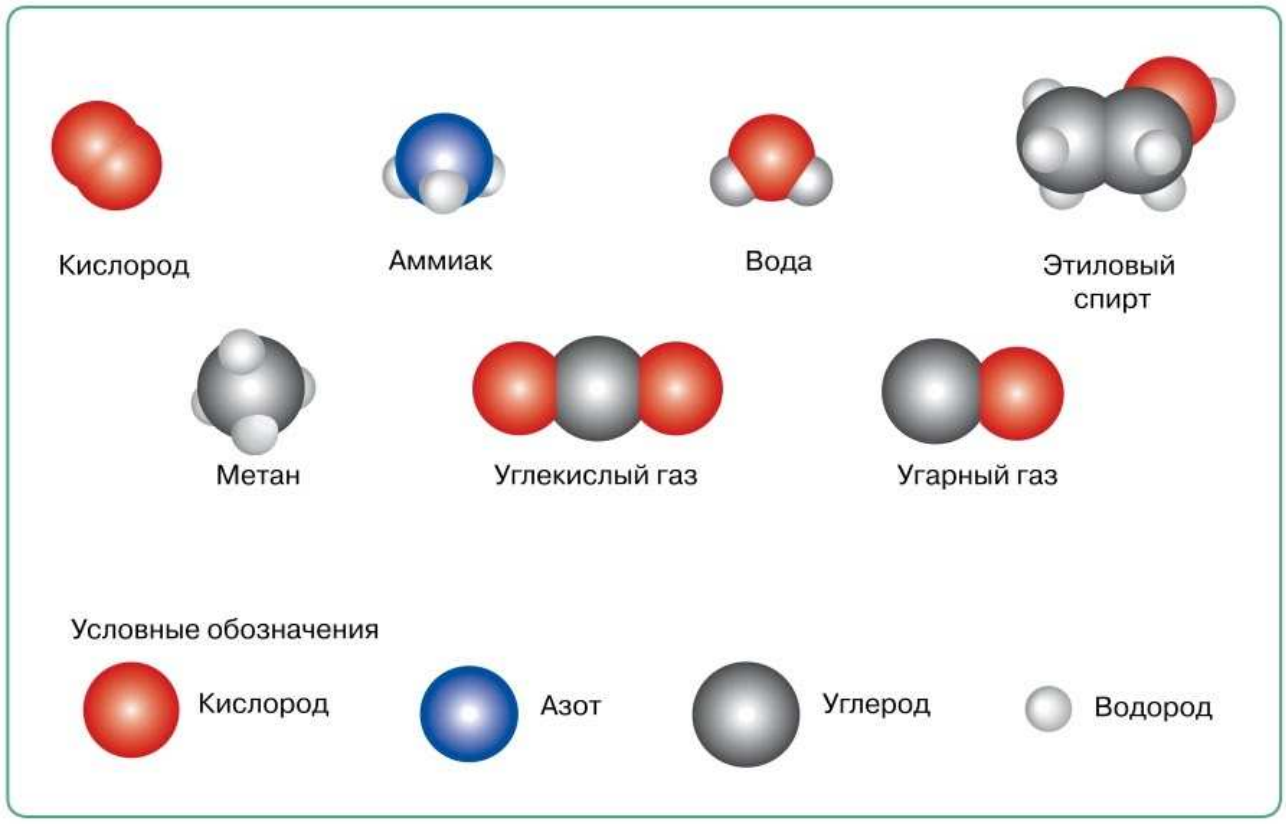


Рис. 7. Модели молекул некоторых веществ

Некоторые эксперименты проведёт учитель; многие опыты вы будете выполнять самостоятельно. Главное, что вам необходимо сделать в том и в другом случае, — это внимательно наблюдать за происходящими химическими явлениями и на основании наблюдения формулировать выводы, которые позволят подтвердить или опровергнуть выдвинутую гипотезу.

Не только химический эксперимент необходим для познания мира веществ и реакций. Важную роль играет 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 кристаллической решётки, химического аппарата или промышленной установки), в котором копируются лишь важнейшие свойства объекта с целью его изучения. Это **материальные**, или **вещественные, модели** (рис. 7). Однако не меньшую роль в изучении химии играют и **знаковые**, или **символьные, модели**. К таким моделям можно отнести условные обозначения атомов и молекул, а также химические знаки, формулы и уравнения, с которыми вы будете знакомиться далее.

Наблюдение. Гипотеза. Вывод. Химический эксперимент. Моделирование. Модели материальные (вещественные), знаковые (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 химический эксперимент? Каким условиям он должен отвечать?

Примените свои знания

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

Используйте дополнительную информацию

6. Приведите примеры долговременных и кратковременных наблюдений по биологии, химии, физике.
7. В каких литературных произведениях описаны химические лаборатории и химические эксперименты?

§ 3. АГРЕГАТНЫЕ СОСТОЯНИЯ ВЕЩЕСТВ

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

В зависимости от условий (давление, температура) вещество может находиться в одном из трёх агрегатных состояний: газообразном, жидком и твёрдом.

Нормальные условия (н. у.) — это давление и температура, с которыми соотносятся значения других физических величин, зависящих от давления и температуры. Нормальные условия определены Международным союзом теоретической и прикладной химии (IUPAC): давление 101 325 Па (760 мм рт. ст.) и температура 0 °С.

Газообразное состояние. При обычных и нормальных условиях кислород, водород, азот, углекислый газ — 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.



а



б

Рис. 8. Кислород: *а* — жидкий (при переливании он испаряется, поглощая много тепла из воздуха; воздух сильно охлаждается, а влага из него конденсируется, образуя туман); *б* — твёрдый (имеет небольшую прочность, плавится и кипит при низких температурах, обладает магнитными свойствами)

Так, при нормальных условиях кислород не имеет цвета и запаха, плохо растворим в воде. При температуре −183 °С он превращается в жидкость голубого цвета (рис. 8, *а*). При температуре −219 °С кислород затвердевает. Твёрдый кислород — вещество синего цвета (рис. 8, *б*).

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 увеличится (рис. 9).

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

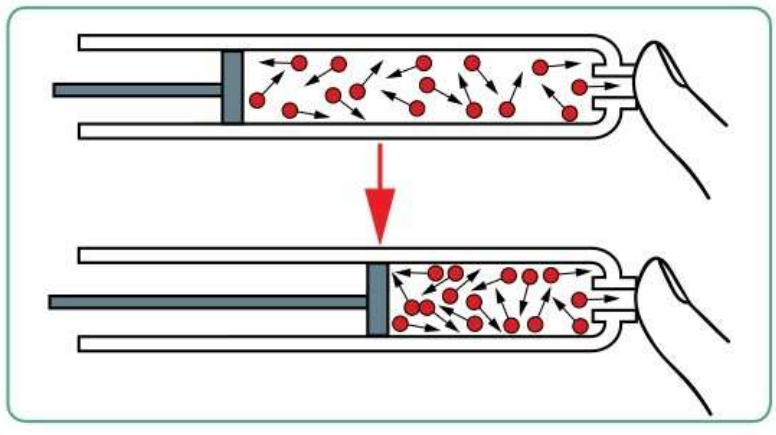


Рис. 9. Сжимаемость газов

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 колбы ладонью (рис. 10). 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.

Поэтому, в отличие от газов, жидкости практически *несжимаемы*. При обычных условиях жидкостями являются вода, ртуть, этиловый спирт, азотная кислота, ацетон. Жидкости обладают *текучестью* (рис. 11), поэтому принимают форму сосуда, в котором находятся.

В состоянии невесомости или свободного падения, а также в виде небольших капелек жидкость стремится принять форму шара (рис. 12).

Некоторые частицы жидкости способны преодолевать силы межмолекулярного притяжения, отрываться от её поверхности и превращаться в газ. Этот процесс называют

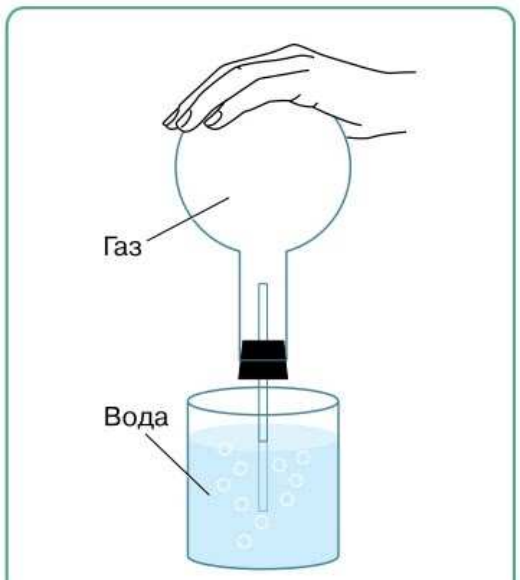


Рис. 10. Увеличение объёма газа при нагревании используют для проверки прибора на герметичность



Рис. 11. Текучесть — важнейшее свойство жидкости



Рис. 12. Капли росы на паутине

испарением. При увеличении температуры число таких частиц становится всё больше, испарение — интенсивнее. И наконец, при определённой температуре жидкость закипает. Эта температура называется **температурой кипения**.

Каждое вещество имеет свою температуру кипения. Например, при нормальном атмосферном давлении вода закипает при температуре 100 °С, ацетон — при 56 °С, уксусная кислота — при 118 °С.

При охлаждении жидкости её молекулы всё меньше перемещаются в пространстве и при некоторой температуре занимают определённые положения относительно друг друга. Этот процесс называют **кристаллизацией**: вещество из жидкого состояния переходит в твёрдое. Например, при охлаждении до 0 °С вода превращается в лёд.

Твёрдое состояние. Твёрдые тела сохраняют свои форму и объём. Это объясняется тем, что частицы, образующие твёрдое тело, сохраняют своё взаимное положение относительно друг друга и перестают свободно перемещаться, а могут совершать лишь небольшие колебания.

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

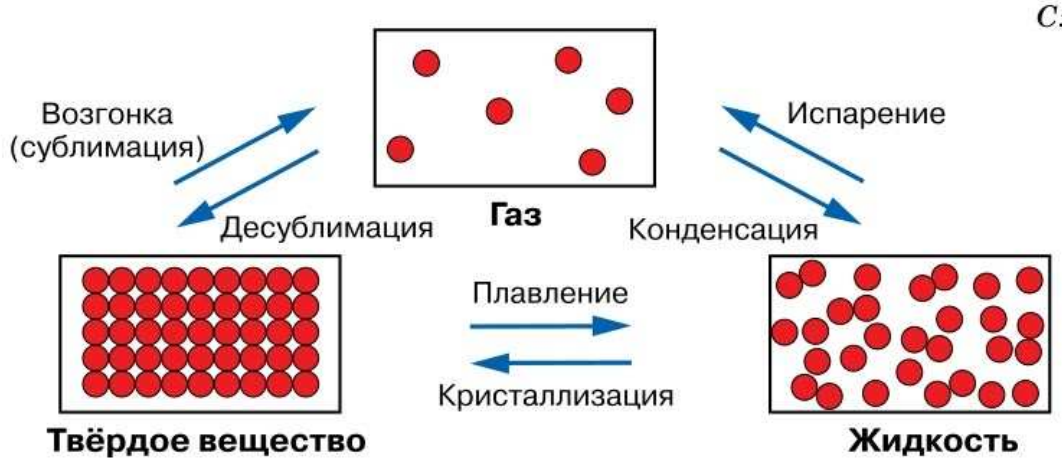
При нагревании частицы твёрдого вещества колеблются всё сильнее, и при определённой температуре — **температуре плавления** — наблюдается переход вещества из твёрдого агрегатного состояния в жидкое — **плавление**.

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 обычных условиях не имеет жидкого агрегатного состояния (медицинский иод — это спиртовой раствор). Поддаётся возгонке вода, поэтому бельё после стирки можно высушить на морозе.

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. В зависимости от условий вещество может находиться в любом из трёх агрегатных состояний. Из одного агрегатного состояния оно 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

Схема 1



(*сублимация*, или *возгонка*), газ — в твёрдое вещество (*десублимация*). Эти переходы показаны на схеме 1.

В этом параграфе вы познакомились с явлениями взаимных переходов вещества из одного агрегатного состояния в другое. Само вещество при этом не изменялось. Такие явления называются **физическими**.

Агрегатные состояния веществ и их взаимные переходы: конденсация, испарение, кристаллизация, плавление, сублимация (возгонка), десублимация

Проверьте свои знания

1. Дайте сравнительную характеристику различных агрегатных состояний вещества по следующему плану: а) расстояние между частицами; б) способность к текучести и сжимаемости; в) способность сохранять форму и объём.
2. Разделите предложенные явления на две группы (физические и химические явления): а) выпаривание соли из раствора; б) выращивание кристаллов из раствора соли; в) разложение воды электрическим током; г) фотосинтез; д) растворение сахара в воде; е) изменение цвета чая при добавлении лимона.
3. Вам известны взаимные переходы воды из одного агрегатного состояния в другое: твёрдое (лёд) — жидкое (вода) — газообразное (пар). Возможен ли переход из твёрдого состояния в газообразное?
4. Какое из перечисленных явлений является лишним в следующем перечне: а) плавление льда; б) кипение воды; в) образование капель воды; г) конденсация водяного пара; д) кристаллизация воды? Поясните свой выбор.

Примените свои знания

5. Предложенную схему взаимных переходов агрегатных состояний веществ проиллюстрируйте конкретными примерами и покажите значение таких взаимных переходов.
6. Почему во время соревнований фигуристов и хоккейных матчей делают перерывы на заливку льда?
7. Почему после купания в реке или море человек даже в жаркую погоду ощущает прохладу? Спрогнозируйте тепловые эффекты всех переходов из одного агрегатного состояния в другое.

Используйте дополнительную информацию

8. Подготовьте сообщение о сухом льде.
9. Уточните возможное число агрегатных состояний веществ. Аргументируйте свой ответ сведениями, полученными из различных источников информации. Укажите эти источники.
10. К важнейшим свойствам веществ относятся их физические константы, в том числе температуры кипения и плавления. Найти данные величины можно в справочной литературе или Интернете. Определите и запишите температуры кипения и плавления аммиака, этилового спирта, гидроксида натрия. С какой точностью приведены эти значения в справочнике? В каких единицах они измеряются?

Практическая работа 1

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ И НЕКОТОРЫЕ ВИДЫ РАБОТ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ (КАБИНЕТЕ ХИМИИ)

В химической лаборатории необходимо соблюдать особые правила при работе с оборудованием и реактивами. Почему? Каковы эти правила?

1. Во время урока учащиеся должны следовать указаниям учителя и инструкциям по технике безопасности, быть очень внимательными.

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. 13).



Рис. 13. Определение запаха веществ



Рис. 14. Спиртовка

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.

5. Обо всех неполадках в работе оборудования и других проблемах 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. 14) и газовыми горелками (рис. 15).

7. При получении травмы или ухудшении самочувствия ученик должен прекратить работу и сразу сообщить об этом учителю.

8. Вещества нельзя брать руками, нужно использовать для этого специальные шпатели, ложечки, пинцеты.

9. Нельзя наливать и перемешивать реактивы вблизи лица.

10. Необходимо пользоваться только чистой лабораторной посудой. Остатки реактивов или их растворов запрещается высыпать и выливать обратно в исходный сосуд.

11. После практического занятия учащиеся должны сдать оборудование и реактивы учителю или лаборанту.

12. По окончании работы необходимо привести рабочее место в порядок и тщательно вымыть руки с мылом.

Для работы с обладающими неприятными запахами или вредными веществами предназначен *вытяжной шкаф* (рис. 16). Защитные очки предназначены для работы с веществами, которые могут травмировать глаза (рис. 17).

Нагревание. При нагревании пробирку держат специальным держателем (рис. 18).

Объём жидкости в нагреваемой пробирке должен составлять не более $^1/_2$ её объёма. Запомните, что пробирку надо удерживать в верхней части пламени — там наиболее высокая температура. Пробирку держите наклонно, под углом 30—45° к поверхности стола. Отверстие должно быть направлено в сторону от себя и от соседей на случай выброса жидкости из пробирки. В начале нагревания пробирку несколько раз прогрейте по всей длине, затем нагревайте её содержимое. Если в пробирке есть осадок, будьте особенно внимательны: нижнюю часть пробирки надо всё время встряхивать для перемешивания.

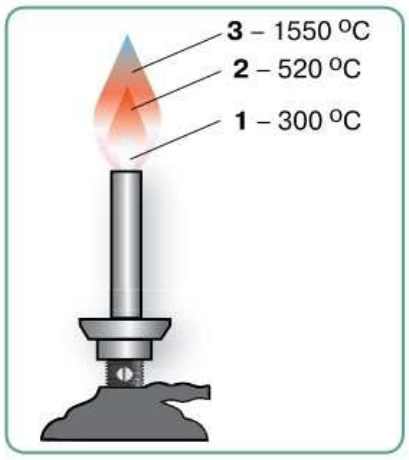


Рис. 15. Газовая горелка

Если вы нагреваете пробирку с газоотводной трубкой, по которой газ выходит в раствор, важно не допустить засасывания раствора в нагреваемую пробирку. Поэтому выньте конец газоотводной трубки из раствора и затем закончите нагревание.

Проведите нагревание раствора поваренной соли.

Измельчение и смешивание. Для измельчения некрупных кусочков вещества с твёрдостью меньше твёрдости фарфора в химических лабораториях применяют фарфоровые ступки (рис. 19). При растирании сильно нажимать пестиком не нужно.

Смешивая твёрдые вещества, растирайте их в ступке вместе. Хорошего смешивания можно достичь, если вещества сначала высушить и измельчить.

С помощью ступки и пестика измельчите кусочек мела для взвеси, необходимой при выполнении фильтрования.

Фильтрование. Фильтрование служит для отделения твёрдых веществ от жидкостей. Жидкость, прошедшая через фильтр, называется «фильтрат». Фильтры изготавливают из специальной бумаги.

Готовые фильтры — круги фильтровальной бумаги. Пористость таких фильтров определяют по цвету упаковочной ленты:

- розовая или чёрная лента — крупнопористые фильтры;
- белая лента — бумага средней проницаемости;
- синяя лента — плотные фильтры, предназначенные для фильтрования мелкозернистых осадков.



Рис. 16. Вытяжной шкаф



Рис. 17. Защитные очки



Рис. 18. Держатель для пробирок



Рис. 19. Ступка с пестиком

Для фильтрования используют воронки (рис. 20). Размер фильтра должен быть таким, чтобы он не доходил до края воронки на 5—7 мм. Воронку укрепите в кольце штатива, под неё поставьте склянку-приёмник. Сливная трубка воронки должна касаться стенки склянки-приёмника. Готовый фильтр сложите в четыре раза и вставьте в воронку; фильтр должен плотно прилегать к ней. Уложенный в воронку фильтр смочите водой или жидкостью, которую будете фильтровать.

Приготовьте взвесь мела в воде. Для этого поместите в стакан ранее измельчённый порошок мела и добавьте 20—30 мл воды. Размешайте полученную смесь стеклянной палочкой с резиновым наконечником.

Проведите фильтрование полученной взвеси. *Перед фильтрованием взболтайте содержимое стакана. Наливайте жидкость в воронку с фильтром, направляя жидкость на стенки воронки. Можно переливать жидкость при помощи стеклянной палочки. Для этого 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 разрыва фильтра в центре.*

Уровень жидкости в фильтре не должен доходить до его края на 5—10 мм.

Взвешивание. В школьной лаборатории используются рычажные и электронные весы. При взвешивании сыпучих материалов в обе чашки рычажных весов укладывают одинаковые листочки бумаги, например фильтры или одинаковые по размеру кусочки кальки. Затем проверяют настройку (регулировку) весов, добиваясь установки стрелки на нулевой отметке шкалы, отрывая или добавляя небольшие кусочки бумаги. После этого помещают на одну чашку весов разновесы нужной массы, а на другую осторожно шпателем насыпают вещество, добиваясь уравновешивания чашек весов. При использовании электронных весов на платформу кладут листок бумаги и обнуляют показания весов. Затем насыпают измеряемое вещество.



Рис. 20. Конусная воронка

Если надо взвесить раствор, на платформу электронных весов ставят пустой стакан, показания весов обнуляют, а затем в стакан наливают необходимую массу раствора.

Взвесьте 5 г поваренной соли, растворите её в 20 мл воды и измерьте массу раствора (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. 21). 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. 21. 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?

При горении свечи образуются не только сажа и вода, но также и углекислый газ. Как его можно распознать? (Для ответа на вопрос используйте знания из курса биологии и различные источники информации.)

Дополнительное задание. Подготовьте сообщение и презентацию по теме «Свечи, их классификация и роль в жизни человека».

§ 4. ФИЗИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ — ОСНОВА РАЗДЕЛЕНИЯ СМЕСЕЙ В ХИМИИ

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

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

Чистыми называют вещества, которые почти не содержат примесей.

Смеси веществ (или композиции) в качестве материалов используются неизмеримо чаще. Индивидуальные вещества в них называют компонентами. По внешним, т. е. визуальным, признакам различают гомогенные и гетерогенные смеси.

В **гомогенных смесях** границы раздела между частицами компонентов не видны не только невооружённым глазом, но даже под микроскопом.

Например, нельзя различить частицы газов, входящих в состав воздуха, или компоненты спиртовой настойки иода.

В **гетерогенных смесях** частицы компонентов можно заметить невооружённым глазом. К таким смесям, например, относятся горные породы, стиральные порошки, строительные смеси.

Приведённые примеры позволят предложить классификацию смесей, основанную на их агрегатном состоянии.

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

К твёрдым гетерогенным смесям можно отнести горные породы, компонентами которых являются минералы, например гранит (от лат. *granum* — зерно).

Лабораторный опыт 3

Рассмотрите под лупой кусочек гранита. Вы увидите 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.

Приготовим искусственную гетерогенную твёрдую смесь.

Лабораторный опыт 4

На лист бумаги поместите шпателем порошок серы и железные опилки (в соотношении примерно 1 : 2) и тщательно перемешайте стеклянной палочкой. Рассмотрите полученную смесь невооружённым глазом и под лупой. Какой вывод о свойствах компонентов смеси вы можете сделать?

Половину полученной смеси высыпьте в стакан с водой. Вторую половину накройте листом бумаги и поднесите к нему магнит. Что наблюдаете?

Нетрудно сделать вывод о том, что в приготовленной смеси индивидуальные свойства железа (способность намагничиваться) и серы (способность флотировать — плавать на поверхности воды из-за несмачиваемости) сохраняются, поэтому их смесь легко разделить.

К жидким 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 в морской воде содержится взвесь частиц почвы, то вода является 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 в химических лабораториях для приготовления растворов определённого состава.

Чтобы познакомиться с дистилляцией, обратимся к эксперименту. Установка для лабораторного получения дистиллированной воды (рис. 22) 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 пары́ воды охлаждаются, конденсируются в капельки и стекают в *приёмник* (стакан или колбу).

К жидким смесям относится нефть. Если в ней нет частиц твёрдых веществ, нефть можно считать гомогенной смесью, из которой получают необходимые современному индустриальному обществу нефтепродукты.

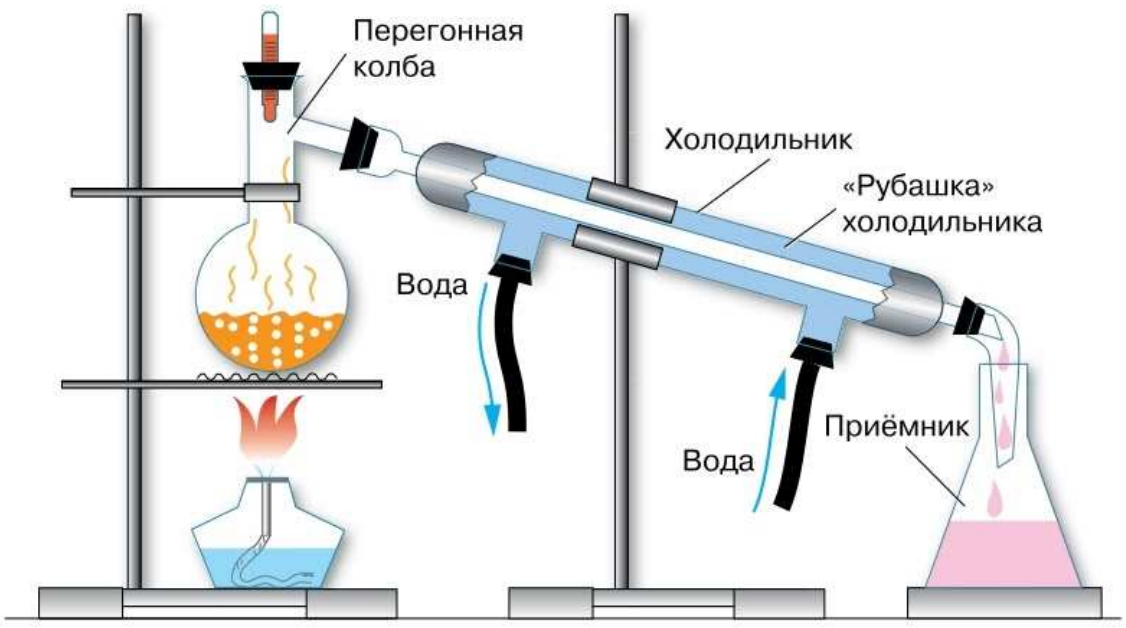


Рис. 22. Лабораторная установка для перегонки жидкостей

К газообразным смесям относится, например, воздух, состоящий из азота, кислорода, благородных газов и других компонентов. Все газообразные смеси гомогенны.

Кроме перегонки, существуют 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?

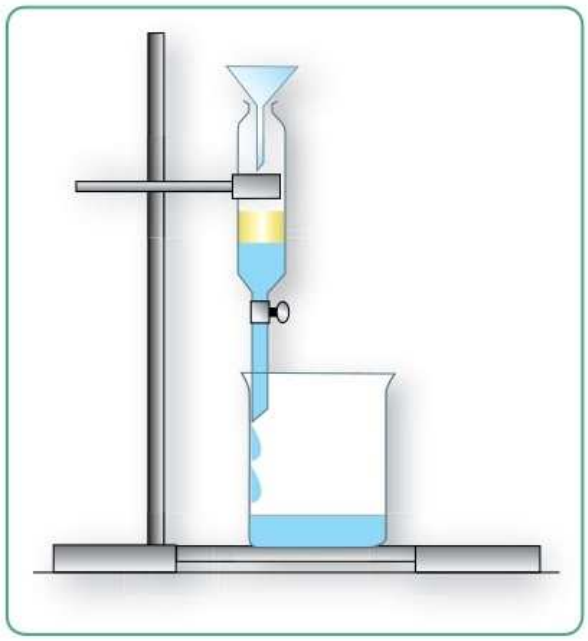


Рис. 23. Разделение двух несмешивающихся жидкостей с помощью делительной воронки



Рис. 24. Добыча соли из морской воды путём выпаривания влаги на солнце

С помощью лупы легко различить кристаллы сахара и речного песка. Возможно, некоторые из вас предложат использовать для отделения таких кристаллов пинцет, но время, которое потребуется для этого, будет значительно больше, чем нужно было Золушке для того, чтобы выбрать из мешка и отделить тёмные бобы от светлых. Да и от частиц глины таким способом не избавиться.

Мелкие частицы глины из мутного раствора могут осесть, но для этого потребуется значительное время. Чтобы ускорить процесс, используют метод **фильтрования**. Лабораторные бумажные фильтры производят на основе специальной пористой бумаги, которую, как вы знаете, называют фильтровальной. Частицы почвы (песка и глины) не проходят через поры бумаги и остаются на ней. Прозрачный раствор сахара (*фильтрат*) свободно просачивается через фильтр. Сахар из него можно выделить методом **выпаривания** полученного раствора. С этой целью используют специальные фарфоровые чашки.

Смесь воды и нефтепродуктов легко разделить **отстаиванием** с помощью особого прибора — *делительной воронки* (рис. 23). 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 можно разделить смесь воды и растительного масла.

Рассмотренные выше способы разделения смесей на отдельные компоненты или группы сходных компонентов широко используются в лаборатории, на производстве, в быту.

Выпаривание — основа соледобычи из концентрированных растворов соляных озёр — рассолов (рис. 24). 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.

Фильтрование также распространено в природе, в промышленности и быту.

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 фильтрованием широко применяется и в медицине. Медицинские маски часто используются в период эпидемий. Такие маски обязательно надевают врачи, и в первую очередь хирурги во время операции (рис. 25). Строительные и дорожные рабочие защищают лёгкие от пыли с помощью специальных фильтрующих устройств — респираторов (рис. 26).

Ещё один способ разделения смесей (в том числе газовых) на компоненты, а также их распознавания — **хроматография** (от греч. *chromatos* — цвет и *grapho* — пишу) — открыт русским биохимиком Михаилом Семёновичем Цветом. Этот способ основан на различии скорости перемещения компонентов растворённой смеси в слое некоторых веществ и материалов, например бумаги (бумажная хроматография).

Проведём эксперимент. В стакан нальём слой спирта или раствора уксусной кислоты (0,5—1 см). На расстоянии 2 см от узкого края бумажной полоски шириной 1 см, вырезанной из фильтровальной бумаги, нанесём точку чёрным фломастером.



Рис. 25. Медицинская маска



Рис. 26. Респиратор, применяемый для защиты органов дыхания



Михаил Семёнович Цвет (1872—1919)

Опустим полоску бумаги в стакан со спиртом так, чтобы конец с нанесённой точкой касался дна стакана. Наблюдаем разделение красящих веществ фломастера.

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

Проверьте свои знания

1. Какие типы смесей различают по агрегатному состоянию образующих их веществ?
2. Перечислите способы разделения смесей. Какие свойства компонентов лежат в основе каждого способа?
3. Назовите как можно больше бытовых приборов и приспособлений, действие которых основано на одном из способов разделения смесей.
4. На надгробной плите одного из отечественных учёных высечены слова: «Ему было дано открыть хроматографию, разделяющую молекулы, объединяющую людей». Кто этот учёный?

Примените свои знания

5. Проведите домашний эксперимент, соблюдая технику безопасности. Укрепите в подсвечниках свечи небольшого диаметра из воска и парафина и одновременно подожгите их. Наблюдайте за горением свечей. Постройте графики зависимости плавления свечей от времени. Предложите таблицу «Сравнение процессов горения свечей из парафина и воска» и заполните её. Обсудите результаты работы в классе.
6. 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.
7. Старатели отделяют золото от пустой породы, взбалтывая грунт в воде и сливая мутную жидкость с осадка. Так появилось выражение «мыть золото». На каком свойстве золотого песка основано его отделение от пустой породы?
8. Установите последовательность проведения операций для разделения смеси речного песка, порошка серы и поваренной соли: фильтрование, растворение в воде, флотирование, выпаривание, отстаивание.
9. Определите, какие смеси являются гетерогенными, а какие — гомогенными: а) природный газ; б) молоко; в) морская вода; г) зубная паста; д) стиральный порошок.

Используйте дополнительную информацию

10. В период эпидемии заболевания, передающегося воздушно-капельным путём, врачи рекомендуют носить медицинские маски. Аргументируйте, с какой целью это делается. Какие правила необходимо соблюдать при использовании таких масок?
11. Подготовьте сообщение по одной из тем: а) «Краски в руках художника»; б) «Знаменитые парфюмеры».

Практическая работа 3
АНАЛИЗ ПОЧВЫ

Из курса физической географии вы знаете, от чего зависит плодородие почвы. Почва является индивидуальным веществом или смесью веществ? Предложите свои варианты исследования почвы с помощью изученных способов разделения смесей. Сделайте общий вывод.

Опыт 1. Механический анализ почвы

Рассмотрите с помощью увеличительного стекла или лупы образец почвы. Сделайте вывод: почва является индивидуальным веществом или смесью веществ? Если вы решили, что почва — это смесь веществ, определите, к какому типу смесей она относится — гомогенным или гетерогенным.

Поместите в пробирку или колбу почву на высоту 1—2 см и добавьте 4—5 мл дистиллированной воды. Закройте пробирку пробкой и тщательно встряхивайте в течение 1—2 мин. С помощью лупы наблюдайте за осаждением частиц почвы и структурой осадка. Опишите и объясните свои наблюдения.

Опыт 2. Получение почвенного раствора и опыты с ним

Соберите прибор для фильтрования (рис. 27): вложите бумажный фильтр в воронку, закреплённую в кольце штатива, и смочите его водой.

В химический стакан профильтруйте полученную в первом опыте смесь почвы и воды. Твёрдые нерастворимые компоненты почвы останутся на фильтре, а в стакане соберётся фильтрат — прозрачный *почвенный раствор*. Исследуйте его.

1. С помощью пипетки поместите несколько капель почвенного раствора на стеклянную пластинку и, используя тигельные щипцы, подержите её над пламенем спиртовки до полного испарения воды. Что наблюдаете? Объясните.

2. Испытайте среду почвенного раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги. С этой целью на неё пипеткой нанесите каплю почвенного раствора и, используя шкалу на упаковке, определите среду раствора. Сделайте вывод: какую — кислую, щелочную или нейтральную — среду 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 2 %-ного раствора перманганата калия. Что наблюдаете? В пробирке с дистиллированной водой окраска раствора перманганата калия не изменилась. Что наблюдали в почвенном растворе? Сделайте вывод о наличии перегноя (органических веществ) в почвенном растворе, если известно, что исчезновение окраски указывает на его присутствие.

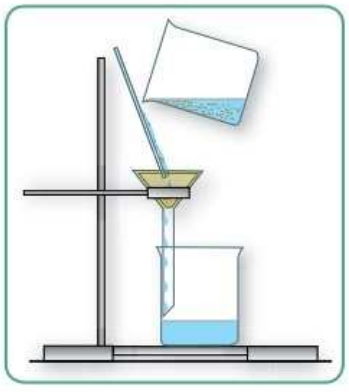


Рис. 27. Прибор для фильтрования

Дополнительное задание. Проконсультируйтесь у специалиста, какая почва характерна для вашего региона. Предложите способ улучшения её плодородия.

§ 5. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ. ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

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

В XVII в. 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. Молекулы веществ отличаются друг от друга размерами, массой, строением и свойствами. Несмотря на микроскопические размеры (конец иглы построен из миллиардов атомов), атомы тоже различаются массой, размерами и строением. В настоящее время известно 118 видов атомов.

Определённый вид атомов называют **химическим элементом**.

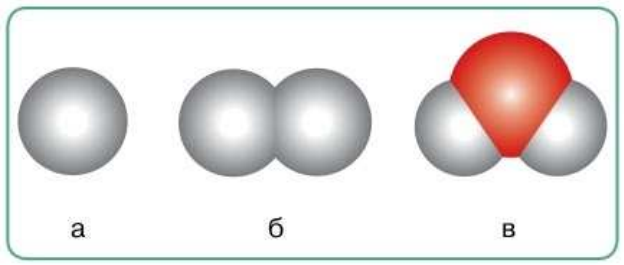


Рис. 28. Модели: *а* — атом водорода; *б* — молекула водорода; *в* — молекула воды

Каждый химический элемент имеет *три формы существования*: свободные (изолированные) атомы, простые вещества и сложные вещества. Например, в атмосфере Солнца химический элемент водород существует в виде атомов (рис. 28, *а*); Солнце более чем наполовину состоит из водорода. На Земле же два атома водорода соединяются в молекулу (рис. 28, *б*). Такие молекулы построены очень просто — из атомов одного химического элемента.

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 построены сложнее, а вещества, состоящие из них, называют сложными.

Вещества, образованные атомами разных химических элементов, называют **сложными веществами**.

Например, в молекуле воды два атома водорода соединены с одним атомом кислорода (рис. 28, *в*), поэтому вода — сложное вещество. Сложными являются углекислый газ, молекулы которого состоят из атомов углерода и кислорода, серная кислота, построенная из атомов водорода, серы и кислорода.

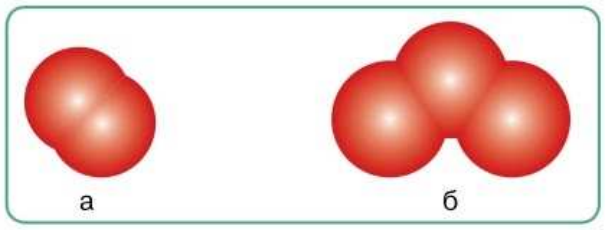


Рис. 29. Модели молекул аллотропных модификаций кислорода:
а — кислород; *б* — озон

Из известных 118 химических элементов в природе встречается 90. Вы, наверное, обратили внимание, что названия химических элементов часто совпадают с названиями простых веществ. Логично предположить, что в природе простых веществ тоже должно быть 90. Однако это не так. Известно более 400 простых веществ.

В чём причина такого многообразия простых веществ?

Оказывается, атомы одного химического элемента могут соединяться в разные молекулы или кристаллы:

- атомы кислорода образуют как двухатомные молекулы кислорода, так и трёхатомные молекулы *озона* (рис. 29);
- атомы серы соединяются как в молекулы *ромбической серы*, состоящие из восьми атомов, так и в большие молекулы *пластической серы*, образуемые множеством атомов (рис. 30);
- атомы углерода образуют как кристаллы *алмаза* и *графита*, так и молекулу *фуллерена* C_{60}, которая состоит из 60 атомов и напоминает футбольный мяч (рис. 31).

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

Свойства аллотропных модификаций одного химического элемента различны. Например, при обычных условиях кислород — газ без цвета и запаха, тогда как озон — голубоватый газ с запахом свежести.

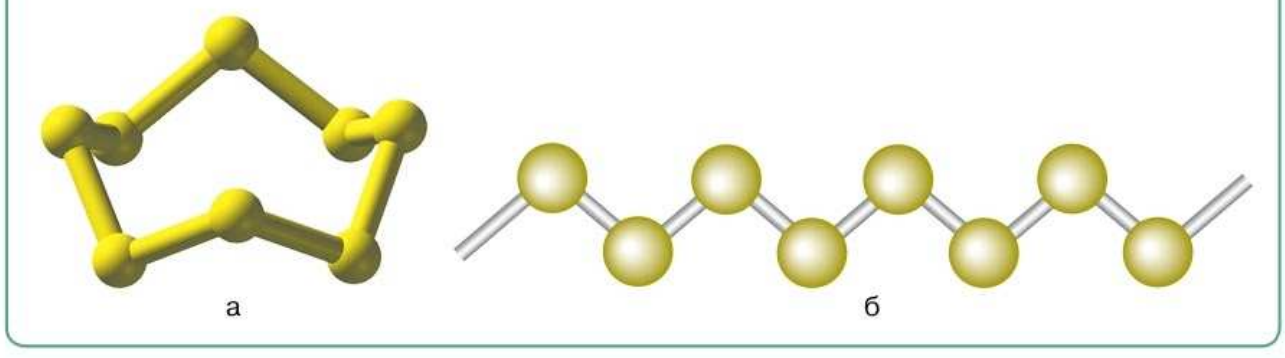


Рис. 30. Модели молекул серы: *а* — ромбической; *б* — пластической

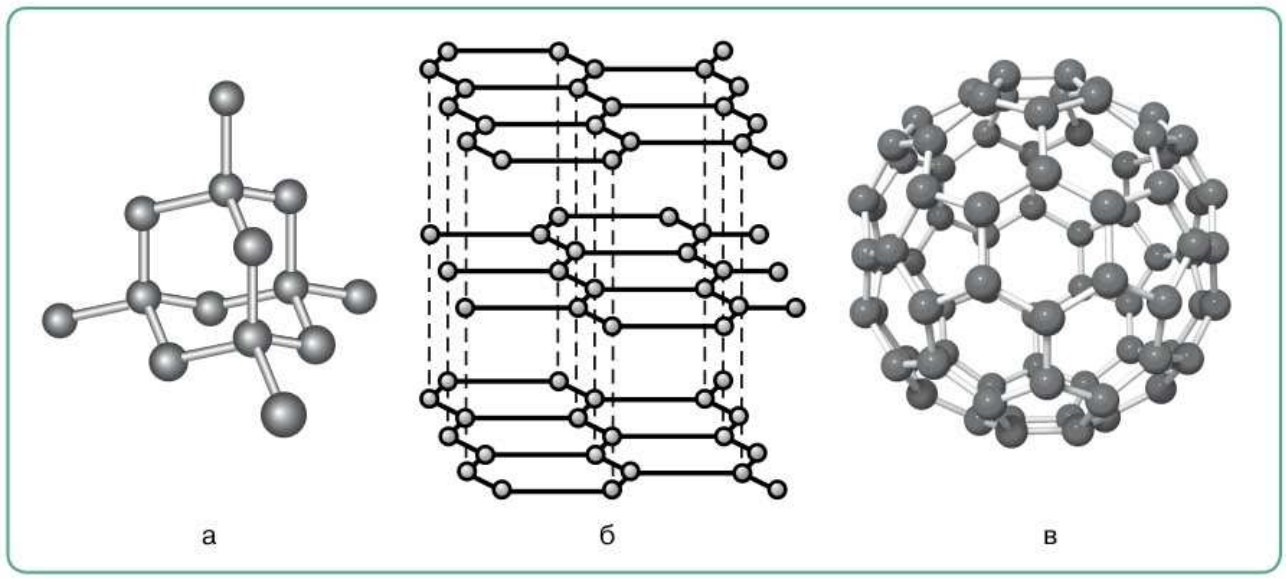


Рис. 31. Модели аллотропных модификаций углерода: *а* — алмаз; *б* — графит; *в* — фуллерен

Сложных веществ гораздо больше, чем простых — свыше 100 миллионов!

Как объяснить такое многообразие сложных веществ, 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.

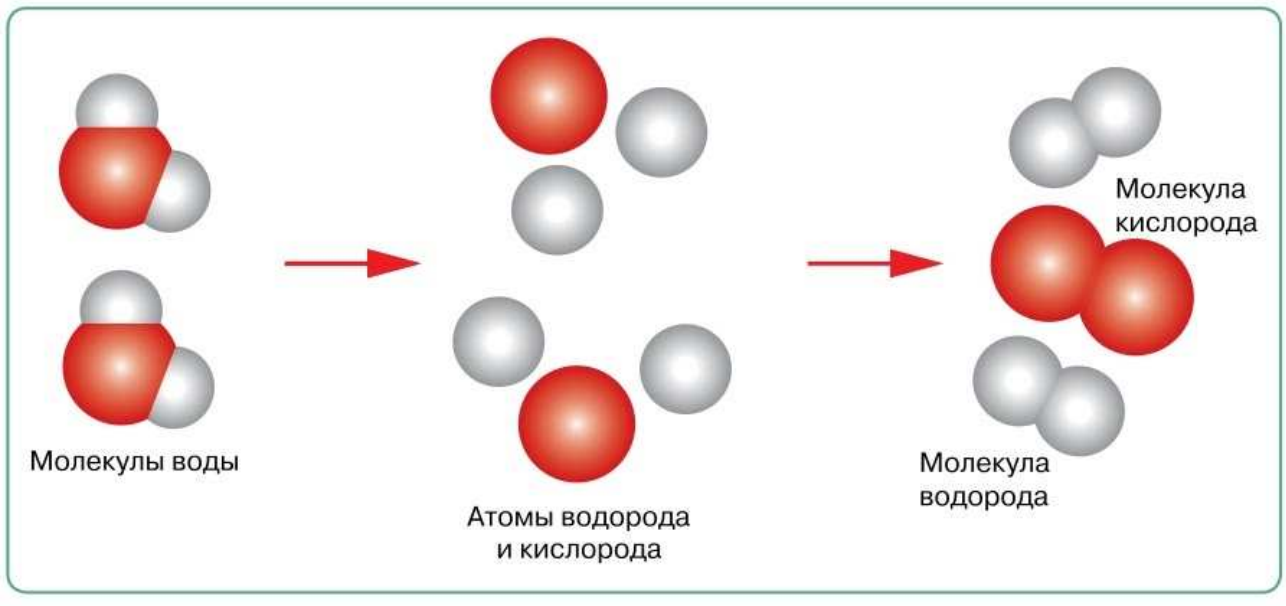


Рис. 32. Схема разложения воды на водород и кислород под действием электрического тока

Изучение состава и строения веществ привело к созданию **атомно-молекулярного учения**. Одно из его положений 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 и образовании из тех же атомов молекул новых веществ. Например, при разложении воды электрическим током образуются молекулы водорода и кислорода (рис. 32).

Сформулируем основные положения атомно-молекулярного учения.

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 н. э. древнегреческие философы Левкипп и Демокрит ввели понятие «атом». Путём умозаключений они пришли к выводу, что в результате деления вещества на части можно получить такую мельчайшую частицу, дальнейшее деление которой будет уже невозможно. Эти частицы назвали **атомами**, что означает «неделимые».

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

За более чем двухтысячелетнюю историю атомно-молекулярного учения представления о строении веществ постоянно совершенствовались.

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

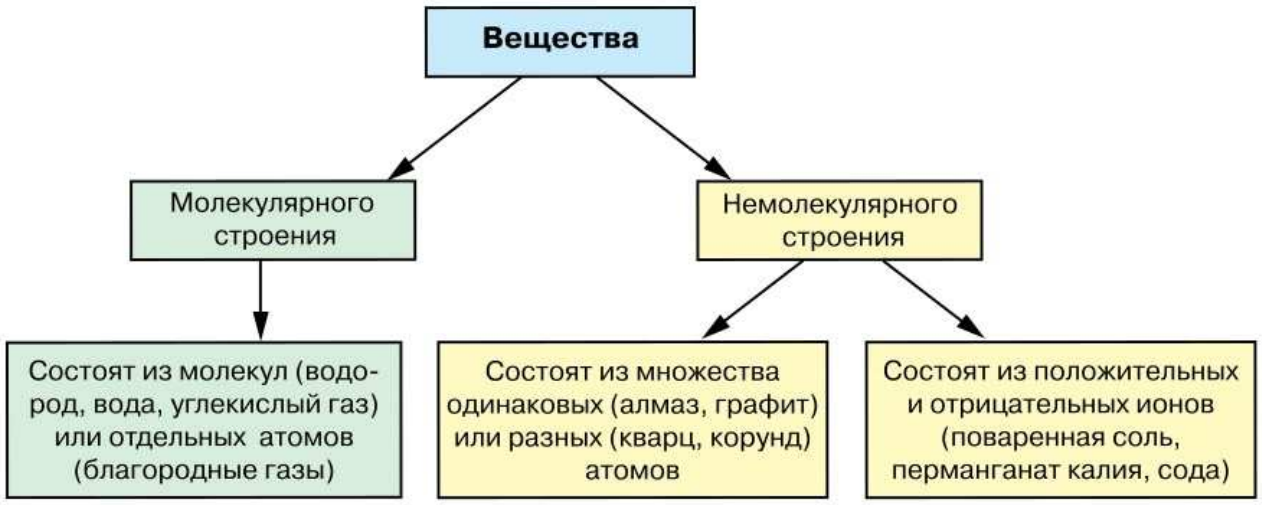


Джон Дальтон (1766—1844)

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. Основные положения атомно-молекулярного учения. Ионы

Проверьте свои знания

1. Дайте определение понятия «химический элемент». Сколько химических элементов и сколько атомов содержится в молекулах кислорода, озона, воды?
2. На какие типы делят вещества по элементному составу? Приведите по 3—4 примера каждого типа.
3. Дайте определение понятия «аллотропия». Как это явление объясняет многообразие простых веществ?
4. Что такое ион? Сформулируйте первое положение атомно-молекулярного учения с учётом этого понятия.
5. Как можно объяснить тот факт, что известно 118 химических элементов, а природные вещества образованы только 90 элементами?

Примените свои знания

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

Используйте дополнительную информацию

8. Подготовьте сообщение о вкладе М. В. Ломоносова и Дж. Дальтона в становление атомно-молекулярного учения.
9. Подготовьте сообщение о биологической роли озона в сохранении жизни на Земле.

§ 6. ЗНАКИ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

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

Подобно тому как славянские народы используют письменность, созданную болгарскими просветителями Кириллом и Мефодием, так и химики всех стран используют «химическим алфавит», предложенный шведским учёным Йёнсом Якобом Берцелиусом.



Йёнс Якоб Берцелиус (1779—1848)

«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 часто встречающихся в школьном курсе химических элементов, разделив их на металлы (табл. 2), неметаллы (табл. 3) и благородные газы.

В таблицах 2 и 3 приведены названия и символы 19 химических элементов. А все известные элементы представлены в своеобразном «химическом алфавите» — **таблице Д. И. Менделеева**. Вариантов этой таблицы очень много. Предлагаем вам познакомиться с *короткопериодным* и *длиннопериодным* вариантами. Почему «периодным»? И тот и другой вариант таблицы состоит из горизонтальных рядов — **периодов**. Всего периодов семь.

В короткопериодном варианте таблицы Д. И. Менделеева различают **малые** (1—3-й) 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 этих периодах расположено по 14 химических элементов, сходных с лантаном La и актинием Ac: соответственно **лантаноиды** (6-й период) и **актиноиды** (7-й период). Для более компактного представления таблицы Д. И. Менделеева эти элементы располагают в её нижней части.

В короткопериодном варианте таблицы Д. И. Менделеева различают 8 **групп**. Группа — вертикальный столбец. Каждая группа, в свою очередь, подразделя-

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

ется на две **подгруппы: главную подгруппу**, или **А-группу**, и **побочную подгруппу**, или **Б-группу.** А-группу составляют химические элементы как малых, так и больших периодов, Б-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 Б-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 (IIБ) группе.

Рассмотрим источники происхождения названий некоторых химических элементов:

• важнейшие свойства простых веществ — *кислород* (рождающий кислоты), *водород* (рождающий воду), *фосфор* (несущий свет);

• имена великих учёных — *менделевий*, *кюрий*, *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 институт ядерных исследований);

• астрономические объекты — *селен* (от греч. *Selena* — Луна), *теллур* (от греч. *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, домовой в мифологии Северной Европы).

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

• конкретный химический элемент;

• один атом химического элемента;

• относительную атомную массу, которая приведена в таблице Д. И. Менделеева рядом с символом каждого элемента.

Какой смысл имеет слово «относительная» в понятии «относительная атомная масса»?

Атомы элементов отличаются друг от друга массой. 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 $1{,}995 \cdot 10^{-26}$ кг;

— масса одного атома кислорода равна $2{,}6667 \cdot 10^{-26}$ 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 самые лёгкие, их можно использовать в качестве своеобразной гирьки для измерения масс атомов (рис. 33). Получилось, что атом углерода в 12 раз тяжелее атома водорода, атом кислорода тяжелее атома водорода 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:

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

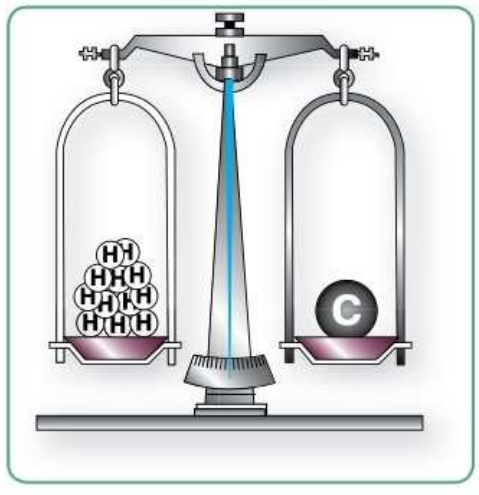


Рис. 33. Масса атома углерода равна массе 12 атомов водорода

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. 34).



Рис. 34. Каждый химический элемент имеет своё значение относительной атомной массы

Для удобства расчётов относительные атомные массы, приведённые в таблице Д. И. Менделеева, принято округлять до целых чисел. Исключение составляет хлор, значение относительной атомной массы которого $A_r(Cl) = 35,5$.

Символы химических элементов. Коротко- и длиннопериодный варианты таблицы Д. И. Менделеева. Периоды. Группы. Главная и побочная подгруппы, или А- и Б-группы. 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

4. С помощью таблицы Д. И. Менделеева запишите знаки пяти химических элементов, содержащих заглавную букву «С». Используя дополнительные источники информации, узнайте их произношение. Запомните названия и произношение символов этих химических элементов.
5. Предложите своё обоснование деления химических элементов на две группы: металлы и неметаллы. Запишите примеры химических знаков для каждой группы элементов. Прочитайте их.
6. Названия каких химических элементов в таблице Д. И. Менделеева связаны с Россией?
7. Сравните коротко- и длиннопериодный варианты таблицы Д. И. Менделеева.
8. Рассчитайте массу атома железа в граммах.

Используйте дополнительную информацию

9. Подготовьте сообщение и презентацию о других формах периодической таблицы Д. И. Менделеева.

§ 7. ХИМИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ

Если в «химической письменности» роль букв играют символы химических элементов, что представляют собой «химические слова»?

С помощью символов химических элементов переведём в «химическое слово» предложение: «Одна молекула углекислого газа включает в свой состав один атом углерода и два атома кислорода». Очевидно, что числительные «одна» и «один» лишние в этом предложении. Лаконичнее оно звучит так: «Молекула углекислого газа состоит из атома углерода и двух атомов кислорода». Это предложение переведём в «химическое слово» — химическую формулу.

Запишем рядом символы элементов углерода и кислорода — CO. После символа кислорода внизу справа укажем число его атомов в молекуле углекислого газа с помощью цифры — **индекса**: CO_2 (цифру 1 не пишут). Это и есть формула углекислого газа. Если требуется обозначить не одну, а, например, пять молекул вещества, используют цифру перед формулой — **коэффициент**: $5CO_2$.

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

Приведём примеры произношения химических формул некоторых веществ:

- кислород O_2 (о-два);
- озон O_3 (о-три);
- вода H_2O (аш-два-о);
- метан CH_4 (цэ-аш-четыре);
- углекислый газ CO_2 (цэ-о-два);
- аммиак NH_3 (эн-аш-три).

В формулах некоторых веществ индекс указывает не только число одинаковых атомов, но и число одинаковых групп атомов. Например, формула $Ca(OH)_2$ показывает, что на один атом кальция в данном веществе приходится две группы —OH. В веществе с формулой $Al(NO_3)_3$ на каждый атом алюминия приходится три группы атомов $—NO_3$. При чтении формул индексы за скобками произносят уже по-другому:

- гашёная известь $Ca(OH)_2$ (кальций-о-аш-дважды);
- кальциевая селитра $Ca(NO_3)_2$ (кальций-эн-о-три-дважды);
- аммофос $(NH_4)_2HPO_4$ (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 единицы.

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

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

Очевидно, что масса молекулы равна сумме масс образующих её атомов. 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:

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

Найденную величину называют относительной молекулярной массой углекислого газа.

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

Приведём примеры расчёта относительных молекулярных масс некоторых веществ:

1) сернистого газа SO_2:

$$M_r(SO_2) = A_r(S) + 2 \cdot A_r(O) = 32 + 2 \cdot 16 = 64$$

2) серной кислоты H_2SO_4:

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$$

3) кальциевой селитры $Ca(NO_3)_2$:

$$M_r\left(Ca(NO_3)_2\right) = A_r(Ca) + 2 \cdot A_r(N) + 2 \cdot 3 \cdot A_r(O) = 40 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = 164$$

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

Массовую долю элемента в сложном веществе находят по формуле

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

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

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

Решим несложную задачу.

Рассчитайте массовые доли элементов в сернистом газе SO_2.

Дано:
SO_2

w(S) — ?
w(O) — ?

Решение:

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

$$M_r(SO_2) = A_r(S) + 2 \cdot A_r(O) = 32 + 2 \cdot 16 = 64$$

2. Найдём массовую долю серы в веществе:

$$w(S) = \frac{A_r(S)}{M_r(SO_2)} \cdot 100\,\% = \frac{32}{64} \cdot 100\,\% = 50\,\%$$

3. Вычислим массовую долю кислорода в сернистом газе:

$$w(O) = 100\,\% - w(S) = 50\,\%$$

Ответ: $w(S) = 50\,\%$, $w(O) = 50\,\%$.

Химическая формула. Индекс. Коэффициент. Относительная молекулярная масса вещества. Массовая доля элемента в сложном веществе

Проверьте свои знания

1. Что представляет собой химическая формула? Чем различаются индексы и коэффициенты?
2. Что называют относительной атомной массой и относительной молекулярной массой?
3. Какую информацию несёт химическая формула?

Примените свои знания

4. 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.
5. Рассчитайте относительные молекулярные массы веществ, формулы которых: H_2S, SO_3, Na_2CO_3, $Cu(OH)_2$, P_2O_5, $AlCl_3$, $Ba(NO_3)_2$.
6. Укажите формулы веществ, имеющих одинаковые относительные молекулярные массы: CO_2, N_2, CH_2Cl_2, NO, CO, C_2H_4, H_2S, O_2.

7. Рассчитайте, во сколько раз молекула водорода легче молекулы сернистого газа. Формула водорода — H_2, сернистого газа — SO_2.
8. Найдите ошибки, допущенные в вычислениях относительных молекулярных масс веществ:

а) $M_r(HNO_3) = 63$
б) $M_r(H_2SO_4) = 98$
в) $M_r(H_3PO_4) = 96$
г) $M_r(CaCO_3) = 98$
д) $M_r(CuSO_4) = 160$
е) $M_r(Al(OH)_3) = 78$

9. Рассчитайте массовые доли элементов в карбонате кальция, формула которого $CaCO_3$.
10. Расположите названия азотных удобрений, формулы которых приведены ниже, в порядке возрастания массовой доли азота в них: натриевая селитра $NaNO_3$, кальциевая селитра $Ca(NO_3)_2$, аммиачная селитра NH_4NO_3.

Используйте дополнительную информацию

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

§ 8. ВАЛЕНТНОСТЬ

Молекула водорода H_2 состоит из двух атомов водорода, молекула хлороводорода HCl — из одного атома водорода и одного атома хлора, в молекуле воды H_2O с одним атомом кислорода связаны два атома водорода, в молекуле аммиака NH_3 с одним атомом азота связаны три атома водорода, а в молекуле метана CH_4 с одним атомом углерода — четыре атома водорода. Почему так, а не иначе?

В 1799 г. французский химик Ж. Л. Пруст сформулировал **закон постоянства состава веществ** молекулярного строения.

> Состав вещества независимо от способа его получения всегда остаётся постоянным.

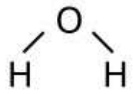
В соответствии с этим законом каждое вещество молекулярного строения имеет только одну формулу: водород — H_2, вода — H_2O, аммиак — NH_3, метан — CH_4. Конечно, атомы химических элементов соединяются в молекулы не произвольно, а в строгом соответствии с особым свойством, которое называется валентностью.

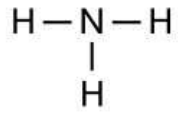
> **Валентность** — это свойство атомов одного химического элемента соединяться со строго определённым числом атомов другого элемента.

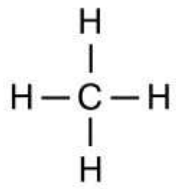
За единицу валентности принята валентность атома водорода. Следовательно, атом водорода способен соединяться только с одним атомом водорода или другого химического элемента. Значит, валентность химического элемента в соединении определяется числом связанных с ним атомов водорода. Это наглядно

отражает *структурная формула* вещества, в которой каждая валентность обозначена чёрточкой — валентным штрихом:

молекула водорода H_2, или H—H (водород одновалентен)

молекула воды H_2O, или  (кислород двухвалентен)

молекула аммиака NH_3, или  (азот трёхвалентен)

молекула метана CH_4, или  (углерод четырёхвалентен)

Из структурной формулы видно также, какие атомы связаны друг с другом, а какие нет.

Образуя молекулы, атомы должны соединяться таким образом, чтобы все их валентности были задействованы. Например, атом четырёхвалентного углерода и два атома двухвалентного кислорода смогут образовать молекулу углекислого газа CO_2 только так:

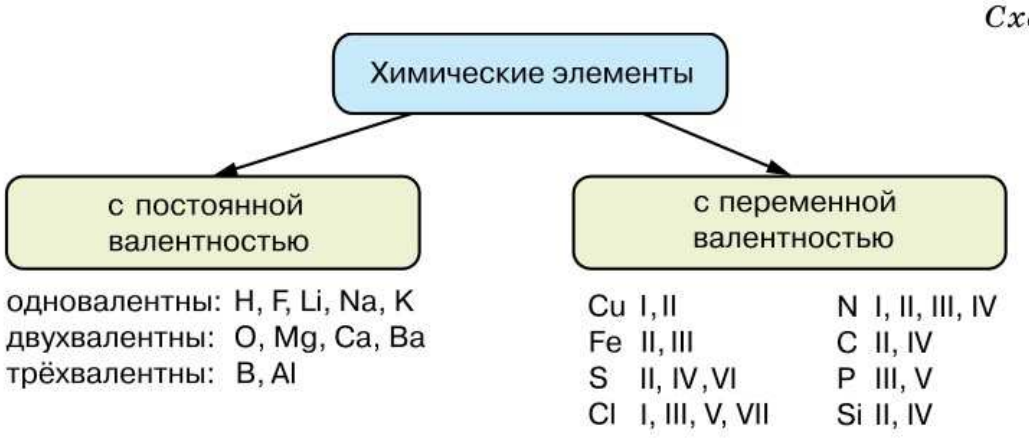
O=C=O

Валентность одних химических элементов во всех соединениях одинаковая (постоянная), валентность других — разная (переменная). Например, у атома водорода она всегда равна I (валентность обозначается римской цифрой), у атома кислорода — II, у атома меди — I и II, у атома железа II и III (схема 3).



Жозеф Луи Пруст (1754—1826)

Схема 3



Рассмотрим алгоритм составления формул бинарных соединений (т. е. соединений, состоящих из двух элементов) по валентности элементов на примере соединений фосфора (табл. 4).

Таблица 4

Алгоритм составления формул соединений по валентности

Действие	Примеры	
1. Запишем рядом символы элементов	P Cl	P O
2. Над символом каждого элемента римской цифрой укажем его валентность	III I P Cl	V II P O
3. Найдём наименьшее общее кратное двух числовых значений валентности	3	10
4. Определим индексы (т. е. число атомов каждого элемента в формуле данного вещества), разделив наименьшее общее кратное на числовые значения валентности каждого элемента	У фосфора индекс 1, у хлора — 3: PCl_3	У фосфора индекс 2, у кислорода — 5: P_2O_5
Примечание: индекс 1 в формуле не записывают!		

Справедливо и обратное: если в формуле бинарного соединения известна валентность одного элемента, то можно определить валентность другого. Определим валентность азота в соединении NO_2 (табл. 5)

Таблица 5

Алгоритм определения валентности элемента по его формуле

Действие	Пример
1. Над символом элемента, валентность которого постоянна, укажем её значение. Валентность кислорода всегда равна II	II NO_2
2. Определим общее число валентностей кислорода, умножив значение его валентности на индекс	$2 \cdot 2 = 4$
3. Общее число валентностей разделим на индекс второго элемента (азота). Полученное число — его валентность	$4 : 1 = 4$
4. Запишем значение валентности над символом азота в формуле	IVII NO_2

Как же образуются названия бинарных соединений и как отражено в названии значение валентности?

Сначала произносится сокращённое латинское название второго элемента с суффиксом **-ид**, а затем — русское название первого элемента в родительном падеже. К названию соединения, образованного элементом с переменной валентностью, добавляется в скобках значение валентности. Например:

$CaCl_2$ — хлорид кальция
N_2O — оксид азота(I)
N_2O_3 — оксид азота(III)
PCl_5 — хлорид фосфора(V)

Понятие валентности применимо и к соединениям более сложного состава. В этом случае она относится не к одному, а к группе атомов. Например, в фосфорной кислоте H_3PO_4 валентность группы атомов PO_4 (кислотный остаток) равна трём, так как эта группа соединена с тремя атомами водорода. Такое значение валентности кислотный остаток PO_4 будет иметь и в формулах всех других соединений. Например, запишем формулу фосфата кальция (табл. 6).

Таблица 6

Действие	Пример
1. Запишем рядом символы кальция и формулу группы атомов кислотного остатка	$CaPO_4$
2. Над символом кальция и группой атомов римскими цифрами укажем их валентности	II III $CaPO_4$
3. Найдём наименьшее общее кратное двух числовых значений валентности	6
4. Определим индексы	У кальция индекс 2, у группы атомов кислотного остатка — 3: $Ca_3(PO_4)_2$
Примечание: если группа атомов повторяется в формуле два и более раз, то её заключают в скобки.	

Валентность. Структурная формула. Химические элементы с постоянной и переменной валентностью. Вывод формулы соединения по валентности. Определение валентности химического элемента по формуле вещества. Составление названий бинарных соединений

Проверьте свои знания

1. Используя схему 3, запишите четыре формулы оксидов хлора — бинарных соединений хлора с кислородом.
2. Железо образует с серой два соединения. Используя схему 3, составьте формулы этих соединений и дайте их названия. Определите массовую долю железа в каждом соединении.
3. Запишите формулы оксидов углерода(II) и (IV). Рассчитайте массовые доли элементов в них и дайте названия соединений.
4. Назовите вещества, формулы которых: PCl_3, SO_2, CS_2, Cu_2O, KCl, SO_3.

Примените свои знания

5. Запишите формулы сульфатов калия, магния и алюминия, если сульфаты — это соединения металла с остатком серной кислоты H_2SO_4.
6. Запишите формулы гидроксидов натрия, железа(II) и железа(III), если гидроксиды — это соединения, содержащие атомы металла и одновалентные гидроксильные группы —OH.

Используйте дополнительную информацию

7. Создайте шаростержневые модели молекул метана, воды, углекислого газа, аммиака из пластилина и нарезанных одинаковыми кусочками трубочек для напитков.
8. Подготовьте сообщение «История развития понятия „валентность“».

§ 9. 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 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.

Химическая реакция — это явление, при котором одни вещества (**исходные вещества**, или **реагенты**) превращаются в другие (**продукты реакции**) с новыми свойствами.

Проведём несколько опытов, иллюстрирующих признаки химических реакций.

Лабораторный опыт 5

В одну пробирку налейте 1 мл раствора хлорида натрия, в другую — 1 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 натрия и нитратом серебра наблюдается выпадение осадка, только в первом случае осадок белый, а во втором — жёлтый. Образование новых нерастворимых веществ **(выпадение осадка)** — признак химической реакции.

Обесцвечивание окрашенного раствора или изменение его цвета в результате химической реакции тоже сигнализирует о её протекании.

Может ли быть исходное вещество нерастворимо, а продукт реакции растворим?

Растворение осадка — тоже признак химической реакции.

Лабораторный опыт 6

Получите нерастворимый гидроксид меди(II). Для этого в пробирку налейте 1 мл раствора сульфата меди(II) синего цвета, а затем добавьте 1 мл раствора гидроксида натрия. Выпадет студенистый осадок синего цвета. Небольшими порциями добавляйте в пробирку раствор серной кислоты до полного растворения осадка. Вновь образуется раствор сульфата меди(II) (медного купороса).

Выделение газа — ещё один признак химической реакции.

Лабораторный опыт 7

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

Какие условия необходимы, чтобы химические вещества вступили 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 вынуть металл из раствора, реакция прекращается. На этом условии протекания химических реакций основано действие приборов для получения газов, например аппарата Киппа (рис. 35).

Принцип действия этого аппарата (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.



Рис. 35. Аппарат Киппа

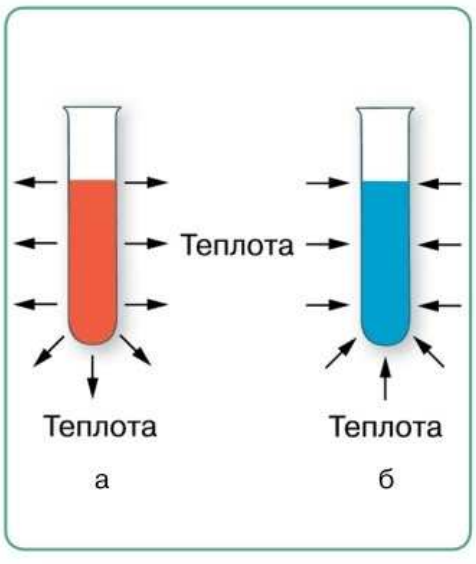


Рис. 36. Экзотермическая (*а*) и эндотермическая (*б*) реакции

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 начнётся. Но стоит поджечь порошок серы, он загорится бледно-голубым пламенем.

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

Выделение теплоты и света — признаки химической реакции.

Однако существуют реакции, при которых теплота поглощается.

> Выделение или поглощение теплоты в ходе химической реакции называется **тепловым эффектом реакции**.

По тепловому эффекту химические реакции бывают экзотермические и эндотермические.

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

Слово «экзотермический» происходит от греческого *exo-*, что означает «за пределы», и слова *thermikós*, что означает «тепловой» (рис. 36).

Из определений понятий «горение» и «экзотермические реакции» следует, что любая реакция горения является экзотермической.

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

Например, при нагревании природный минерал известняк разлагается на негашёную известь и углекислый газ. При этом теплота поглощается, поэтому для поддержания реакции обжига известняка приходится поддерживать необходимую температуру. Если прекратить нагревание, реакция прекращается.

Знание условий возникновения и протекания химических реакций позволяет управлять ими. Например, для того чтобы погасить пламя, необходимо прекратить доступ кислорода воздуха к горящему предмету. С этой целью пламя накрывают плотной тканью (противопожарным полотном), засыпают песком или используют огнетушители.

В заключение рассмотрим эффектную химическую реакцию. Если на фарфоровую пластину насыпать горкой оранжевые кристаллы дихромата аммония и коснуться её вершины нагретым на пламени спиртовки концом стеклянной палочки, можно наблюдать имитацию извержения вулкана (рис. 37).



Рис. 37. Разложение дихромата аммония

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

Проверьте свои знания

1. Чем отличаются химические явления от физических? Приведите примеры.
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 духов.
3. Расскажите о принципе действия аппарата Киппа. Какие реагенты используются для получения водорода?
4. Какие условия необходимы для реакции разложения дихромата аммония? К какому типу по тепловому эффекту она относится? Какие признаки химических реакций вы наблюдали при этом?

Примените свои знания

5. 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.
6. Назовите исходные вещества и продукты реакции процесса фотосинтеза. Какое значение имеет этот процесс для существования жизни на Земле?
7. Приведите примеры реакций горения, которые применяют в технике и в быту. Как используют выделяющуюся теплоту?

Используйте дополнительную информацию

8. Подготовьте сообщение о профилактике и тушении лесных пожаров.
9. Подготовьте сообщение и презентацию о роли огня в истории человечества.

§ 10. ХИМИЧЕСКИЕ УРАВНЕНИЯ

Если символы химических элементов — это буквы «химического алфавита», а химические формулы — «химические слова», что выступает в роли «химических предложений»?



Рис. 38. Горение фосфора

Подожжём в ложечке для сжигания веществ немного красного фосфора и внесём его в колбу с кислородом (рис. 38). Отметим признаки протекающей химической реакции: фосфор горит ярким пламенем с образованием обильного белого дыма. Когда белый дым заполнит колбу, вынем ложечку с продолжающим гореть фосфором из колбы и погасим его струёй воды. В колбу нальём немного воды, закроем колбу пробкой и будем взбалтывать до тех пор, пока дым не растворится. Затем добавим в получившийся раствор немного раствора фиолетового лакмуса и увидим ещё один признак химической реакции — раствор лакмуса окрасится в красный цвет. Вы прочитали словесное 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 взаимодействует с фосфором) входят два атома. Между формулами исходных веществ ставится знак «+»:

$$\underset{\text{фосфор}}{P} + \underset{\text{кислород}}{O_2} \rightarrow$$

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:

$$\underset{\text{фосфор}}{P} + \underset{\text{кислород}}{O_2} \rightarrow \underset{\text{фосфорный ангидрид}}{P_2O_5}$$

Полученную запись называют **схемой химической реакции**.

Аналогично составим схему второй химической реакции.

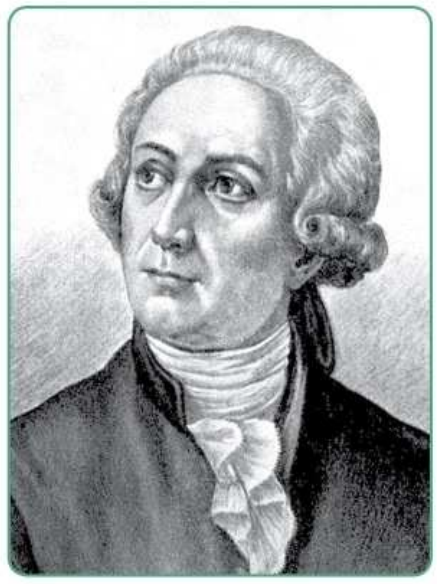
Запишем химические формулы реагентов, зная их состав:

$$\underset{\text{фосфорный ангидрид}}{P_2O_5} + \underset{\text{вода}}{H_2O} \rightarrow$$

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

$$\underset{\text{фосфорный ангидрид}}{P_2O_5} + \underset{\text{вода}}{H_2O} \rightarrow \underset{\text{фосфорная кислота}}{H_3PO_4}$$

Мы записали схему второй химической реакции. Почему это схема химической реакции, а не её уравнение? Потому что химические уравнения должны соответствовать 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 результате её (продуктов реакции).

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

$$P + O_2 \rightarrow P_2O_5$$

Для этого перед формулой фосфора запишем коэффициент 2:

$$2P + O_2 \rightarrow P_2O_5$$

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 P_2O_5:

$$2P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$$

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:

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$$

Расставим коэффициенты в схеме реакции между фосфорным ангидридом и водой.

В результате должно получиться следующее химическое уравнение:

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$$

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 8

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. Добавьте из второго стакана в первый раствор кислоты до исчезновения окраски. Поставьте стакан с оставшейся кислотой на весы. Запишите показания весов. Какой вывод можно сделать из проведённого опыта? Запишите схему, а затем уравнение химической реакции, зная, что продуктами реакции являются сульфат натрия Na_2SO_4 и вода H_2O.

Лабораторный опыт 9

На электронные весы поставьте химический стакан, налейте в него 3—4 мл раствора сульфата железа(III) $Fe_2(SO_4)_3$. 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 схему, а затем уравнение химической реакции, зная, что продуктами реакции являются сульфат натрия Na_2SO_4 и гидроксид железа(III) $Fe(OH)_3$, который выпадет в осадок. В уравнении рядом с формулой нерастворимого вещества нарисуйте стрелку, направленную вниз.

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».

Обобщим информацию. Химическое уравнение 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;
- тип химической реакции (о типах химических реакций вы узнаете на следующем уроке).

Схема химической реакции. Закон сохранения массы веществ. 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. Укажите коэффициенты перед формулами фосфора и кислорода в уравнении реакции между этими веществами.
3. Перечислите, какую информацию несёт уравнение химической реакции.

Примените свои знания

4. Составьте уравнения химических реакций по описанию:
а) при взаимодействии оксида железа(III) Fe_2O_3 с водородом образуется 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.

5. Расставьте коэффициенты в схемах реакций:

а) $Al + S \rightarrow Al_2S_3$

б) $K + H_2O \rightarrow KOH + H_2\uparrow$

в) $AgNO_3 + CaCl_2 \rightarrow AgCl\downarrow + Ca(NO_3)_2$

г) $Al_2(SO_4)_3 + KOH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + K_2SO_4$

6. Устройте соревнование в классе. Участники должны как можно быстрее расставить коэффициенты в схеме реакции

$$Al_2(SO_4)_3 + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + Al(OH)_3\downarrow$$

и перечислить информацию, которую несёт данное химическое уравнение.
Выберите жюри, которое оценит соревнование.

7. Расставьте коэффициенты в схемах химических реакций. Укажите два уравнения, сумма коэффициентов в которых одинакова:

а) $Al(OH)_3 + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2O$

б) $Fe_2O_3 + Al \rightarrow Al_2O_3 + Fe$

в) $Mg + HBr \rightarrow MgBr_2 + H_2\uparrow$

г) $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + H_2O$

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

а) $H_2 + Br_2 \rightarrow HBr$

б) $Fe(OH)_2 \rightarrow FeO + H_2O$

в) $CO + O_2 \rightarrow CO_2\uparrow$

г) $P + Cl_2 \rightarrow PCl_3$

9. Как соотносятся коэффициенты перед формулами продуктов реакции между растворами сульфата железа(III) и едкого натра?

10. Расставьте коэффициенты в схемах химических реакций. В каких уравнениях сумма коэффициентов перед формулами исходных веществ равна 3?

а) $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$

б) $K_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow KCl + BaSO_4\downarrow$

в) $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$

г) $CuSO_4 + KOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$

Используйте дополнительную информацию

11. В 1673 г. один из выдающихся английских учёных нагрел на воздухе при высокой температуре некоторые металлы и после их охлаждения обнаружил, что масса металлов увеличилась. Кто этот учёный? Как бы вы предложили изменить условия опыта, чтобы доказать справедливость закона сохранения массы?
12. Подготовьте сообщение о развитии «химической письменности».

§ 11. ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Все химические вещества (29 июня 2015 г. 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 предыдущего урока:

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$$

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$$

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

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.

Реакциям соединения противоположны реакции разложения. Дайте определение этому понятию.

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.

$$2Fe(OH)_3 \overset{t}{=} Fe_2O_3 + 3H_2O$$

$$Fe(OH)_2 \overset{t}{=} FeO + H_2O$$

Обратите внимание на запись уравнений этих реакций: в них над знаком равенства написана буква t, обозначающая, что для осуществления процесса реагент необходимо нагревать. Напомним, что эти и многие другие реакции разложения относятся к эндотермическим реакциям, т. е. они протекают с поглощением теплоты.

Рассмотрим несколько 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 вы уже знаете:

$$CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2\uparrow$$

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

Разложение пероксида водорода H_2O_2 используют для обеззараживания ран:

$$2H_2O_2 \overset{\text{катализатор}}{=} O_2\uparrow + 2H_2O$$

Обратите внимание, что в уравнении этой реакции разложения над знаком равенства указано условие её протекания — наличие катализатора.

Вещества, ускоряющие химические реакции, называются **катализаторами**.

Лабораторный опыт 10

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

С помощью эксперимента познакомимся с ещё одним типом химических реакций.

Лабораторный опыт 11

В пробирку налейте 2—3 мл раствора медного купороса и опустите в неё стальную кнопку или скрепку. Что наблюдаете?

Признаком этой реакции является появление красного налёта меди на поверхности стального изделия.

Вы провели реакцию, которая относится к реакциям замещения.

Уравнение этой реакции:

$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$$

Реакцию замещения между натрием и водой продемонстрирует учитель (рис. 39). Уравнение этой реакции:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$

Проанализируем оба уравнения и выделим признаки реакций замещения:



Рис. 39. Взаимодействие натрия с водой

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

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 изменения состава веществ, — реакции обмена.

Реакциями обмена называются такие реакции, в результате которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями.

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

$$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$$
$$6NaOH + Fe_2(SO_4)_3 = 2Fe(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4$$

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

Классификация химических реакций. Реакции соединения. Реакции разложения. Реакции замещения. Реакции обмена. Катализаторы

Проверьте свои знания

1. Какие признаки могут быть положены в основу классификаций химических реакций?
2. Назовите типы химических реакций по составу и числу реагентов и продуктов реакции. Дайте определение каждого типа реакций.

Примените свои знания

3. Расставьте коэффициенты в схемах химических реакций и определите их тип по признаку «состав и число реагентов и продуктов реакции»:

а) $CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$

б) $NaHSO_4 + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$

в) $NH_4HCO_3 \rightarrow NH_3\uparrow + CO_2\uparrow + H_2O$

г) $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

д) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2\uparrow + H_2O$

4. При разложении малахита $(CuOH)_2CO_3$ образуется оксид меди(II) CuO, углекислый газ и вода. Составьте уравнение этой реакции.

5. При разложении перманганата калия $KMnO_4$ 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 относится эта реакция?

6. Запишите уравнение реакции получения азотной кислоты, схема которой

$$NO_2 + O_2 + H_2O \rightarrow HNO_3$$

7. Запишите уравнение реакции замещения, которую используют для сварки рельсов, если известно, что реагентами являются железная окалина Fe_3O_4 и алюминий.

8. 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.

9. 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 поглощению или выделению теплоты? Поясните ответ.

10. Расставьте коэффициенты в схемах реакций. Выберите реакции обмена.

а) $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2\uparrow$

б) $Na + S \rightarrow Na_2S$

в) $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3\uparrow$

г) $CO_2 + Mg \rightarrow MgO + C\downarrow$

д) $Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2\uparrow$

е) $MgO + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2O$

ж) $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2\downarrow + H_2O$

з) $BaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow BaCO_3\downarrow + NaCl$

и) $Pb(NO_3)_2 + KOH \rightarrow Pb(OH)_2\downarrow + KNO_3$

к) $H_2S + Br_2 \rightarrow HBr + S$

л) $NaNO_3 \rightarrow NaNO_2 + O_2\uparrow$

м) $H_2O + P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4$

н) $SiCl_4 + Zn \rightarrow Si + ZnCl_2$

о) $NO + O_2 \rightarrow NO_2\uparrow$

11. В реакциях какого типа число продуктов: а) превышает число исходных веществ; б) меньше числа исходных веществ; в) равно числу исходных веществ?

12. Какова сумма коэффициентов в уравнении реакции, схема которой

$$KOH + Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + K_2SO_4$$

Определите её тип по известным вам классификационным признакам.

Используйте дополнительную информацию

13. Химическая реакция протекает по уравнению

$$CaCO_3 + SiO_2 = CaSiO_3 + CO_2\uparrow$$

К какому типу по составу и числу реагентов и продуктов относится эта реакция?

14. Катализаторы, как вам известно из материала параграфа, ускоряют химические реакции. Однако существует необходимость в веществах, замедляющих некоторые химические процессы, например коррозию металлических изделий. Как называются такие вещества — «химические антонимы» катализаторов?

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ I «ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ»

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

2. Вещества бывают молекулярного (состоят из молекул) и немолекулярного (состоят из атомов или ионов) строения.

3. Вещества молекулярного строения подчиняются закону постоянства состава веществ: независимо от способа получения вещества его состав остаётся постоянным.

4. «Химическая письменность» включает: химические знаки (для элементов), химические формулы (для веществ), химические уравнения (для реакций).

5. По составу различают простые (состоят из атомов одного элемента) и сложные (состоят из атомов двух и более элементов) вещества.

6. Атомы в молекулах соединены согласно их валентности. Различают элементы с постоянной и переменной валентностью.

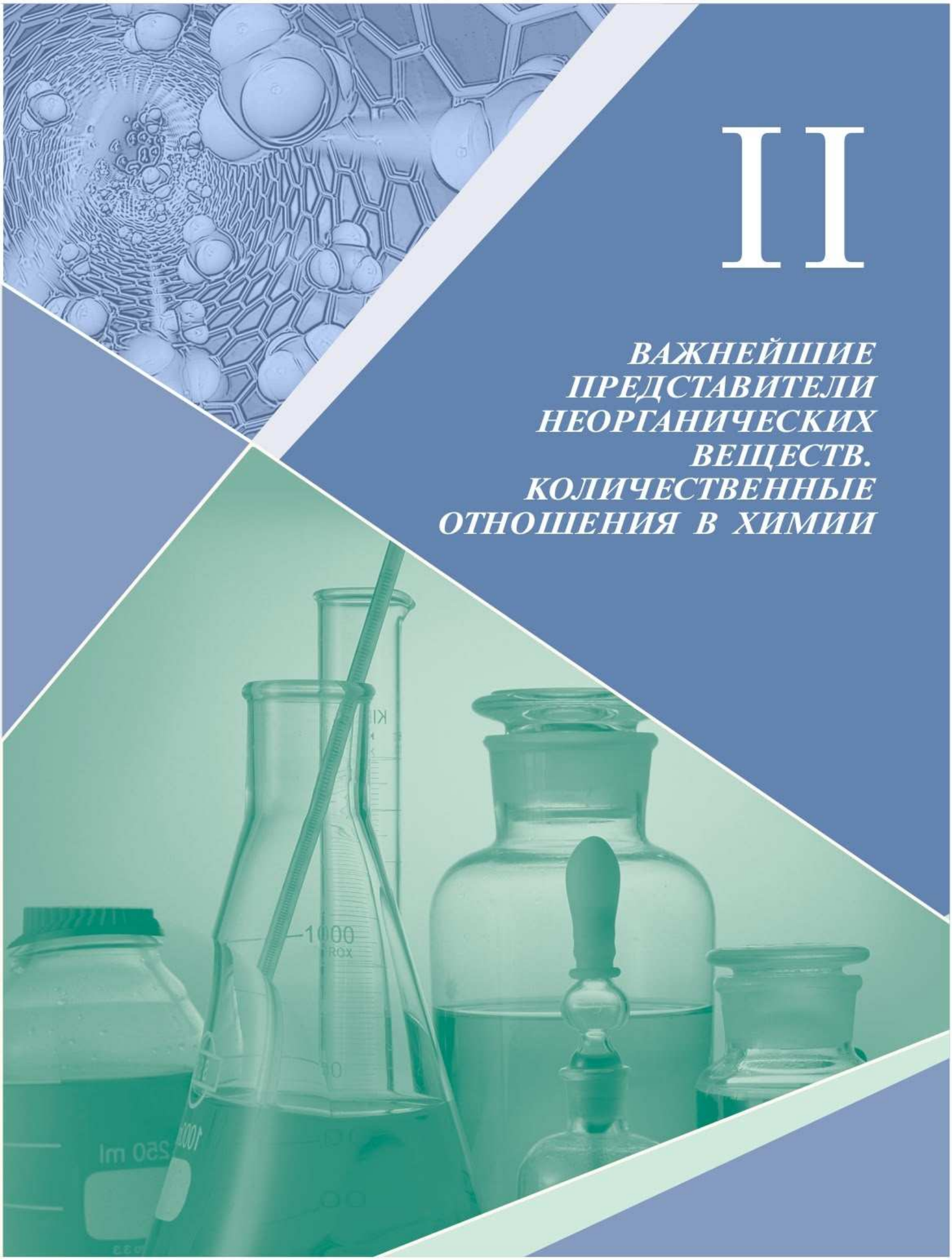
7. Химические реакции — явления, при которых одни вещества (реагенты) превращаются в другие (продукты реакции) с новыми свойствами.

8. Признаки химической реакции: выпадение осадка, изменение цвета, выделение газа, растворение осадка, выделение теплоты и света.

9. Химические уравнения соответствуют закону сохранения массы веществ: масса веществ, вступивших в химическую реакцию (реагентов), равна массе веществ, получившихся в результате химической реакции (продуктов реакции).

10. Химические реакции классифицируют:

- по тепловому эффекту — на экзо- и эндотермические;
- по составу и числу реагентов и продуктов реакции — на реакции соединения, разложения, замещения и обмена.



II

ВАЖНЕЙШИЕ ПРЕДСТАВИТЕЛИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ОТНОШЕНИЯ В ХИМИИ

§ 12. ВОЗДУХ И ЕГО СОСТАВ

В 1774 г. Антуан Лоран Лавуазье нагревал ртуть в реторте (рис. 40) в течение 12 суток. Конец реторты был подведён под колокол, поставленный в сосуд с ртутью. В результате уровень ртути в колоколе поднялся примерно на $^1/_5$ его высоты, а на поверхности ртути в реторте появились красные пятна. Оставшийся под колоколом газ был непригоден для дыхания. О чём свидетельствует опыт Лавуазье?



Рис. 40. Установка Лавуазье для изучения состава воздуха

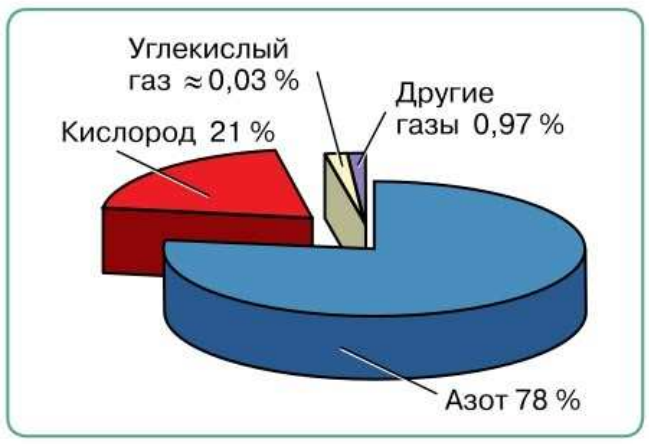


Рис. 41. Состав атмосферного воздуха

Опыт Лавуазье позволил не только обнаружить два важнейших компонента воздуха — азот и кислород, но и приблизительно оценить объёмное содержание каждого. Азот составляет $^4/_5$ от объёма воздуха, или 80 %, а кислород — $^1/_5$, или 20 %.

Детальное изучение состава воздуха позволило прийти к выводу, что он представляет собой многокомпонентную смесь, состоящую из азота, кислорода, углекислого газа, инертных газов, водяного пара (рис. 41).

Количественно состав газовой смеси выражают с помощью объёмных долей компонентов газовой смеси (обозначаются греческой буквой φ — «фи»).

Объёмной долей компонента газовой смеси называют отношение объёма данного газа к общему объёму смеси.

Объёмную долю компонента газовой смеси находят по формуле

$$\varphi(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V(\text{смеси})} \cdot 100\,\%,$$

где φ(газа) — объёмная доля газа в смеси, V(газа) — объём газа (л, мл, м^3), V(смеси) — объём смеси (л, мл, м^3).

Объёмная доля компонента газовой смеси показывает, какую часть общего объёма смеси занимает данный компонент. Знание объёмной доли компонента газовой смеси позволяет решать несложные задачи.

Задача 1. При разделении 100 л воздуха на компоненты было получено 78 л азота, 21 л кислорода, 900 мл аргона и 30 мл углекислого газа.

Найдём объёмную долю каждого компонента воздуха.

$$\varphi(\text{азота}) = \frac{V(\text{азота})}{V(\text{воздуха})} = \frac{78\ \text{л}}{100\ \text{л}} = 0{,}78,\ \text{или}\ 78\,\%$$

$$\varphi(\text{кислорода}) = \frac{V(\text{кислорода})}{V(\text{воздуха})} = \frac{21\ \text{л}}{100\ \text{л}} = 0{,}21,\ \text{или}\ 21\,\%$$

$$\varphi(\text{аргона}) = \frac{V(\text{аргона})}{V(\text{воздуха})} = \frac{0{,}9\ \text{л}}{100\ \text{л}} = 0{,}009,\ \text{или}\ 0{,}9\,\%$$

$$\varphi(\text{углекислого газа}) = \frac{V(\text{углекислого газа})}{V(\text{воздуха})} = \frac{0{,}03\ \text{л}}{100\ \text{л}} = 0{,}0003,\ \text{или}\ 0{,}03\,\%$$

Если сложить рассчитанные объёмные доли компонентов воздуха:

$$\varphi(\text{азота}) + \varphi(\text{кислорода}) + \varphi(\text{аргона}) + \varphi(\text{углекислого газа}) = 78\,\% + 21\,\% + 0{,}03\,\% + 0{,}9\,\% = 99{,}93\,\%,$$

то нетрудно догадаться, что в воздухе содержатся ещё какие-то компоненты, на долю которых приходятся оставшиеся 0,07 %.

По известной объёмной доле газа в смеси можно рассчитать его объём.

Задача 2. Вычислите объём углекислого газа, который содержится в 400 м^3 воздуха, если объёмная доля углекислого газа в воздухе составляет 0,03 %.

Объёмная доля углекислого газа в воздухе рассчитывается по формуле

$$\varphi(\text{углекислого газа}) = \frac{V(\text{углекислого газа})}{V(\text{воздуха})}$$

Запишем формулу для нахождения объёма углекислого газа:

$$V(\text{углекислого газа}) = V(\text{воздуха}) \cdot \varphi(\text{углекислого газа})$$

Подставим в формулу значения и рассчитаем объём углекислого газа:

$$V(\text{углекислого газа}) = 400\ \text{м}^3 \cdot 0{,}0003 = 0{,}12\ \text{м}^3,\ \text{или}\ 120\ \text{л}$$

Справедливо и обратное: по известной объёмной доле компонента газовой смеси можно рассчитать её объём.

Задача 3. Найдите объём воздуха, из которого было получено 30 л аргона, если объёмная доля аргона в воздухе составляет 0,9 %.

Объёмная доля аргона в воздухе рассчитывается по формуле

$$\varphi(\text{аргона}) = \frac{V(\text{аргона})}{V(\text{воздуха})}$$

Запишем формулу для нахождения объёма воздуха:

$$V(\text{воздуха}) = V(\text{аргона}) / \varphi(\text{аргона})$$

Подставим в формулу значения и рассчитаем объём воздуха:

$$V(\text{воздуха}) = 30\ \text{л} / 0{,}009 \approx 3330\ \text{л}$$

Задача 4. Исследования атмосферы Марса показали, что она на 95,32 % состоит из углекислого газа. Найдите объём марсианской атмосферы, в которой содержится столько же углекислого газа, сколько его содержится в 500 м^3 земного воздуха.

Дано:
φ(углекислого газа Марса) = 0,9532
φ(углекислого газа Земли) = 0,0003
V(воздуха Земли) = 500 м^3

V(атмосферы Марса) — ?

Решение:
1. Рассчитаем объём углекислого газа в 500 м^3 воздуха Земли:

V(углекислого газа) = V(воздуха) × × φ(углекислого газа Земли) = = 500 м^3 · 0,0003 = 0,15 м^3

2. Рассчитаем объём марсианской атмосферы, содержащей 0,15 м^3 углекислого газа:

V(атмосферы Марса) = V(углекислого газа) / φ(углекислого газа Марса) = = 0,15 м^3 / 0,9532 = 0,1574 м^3

Ответ: V(атмосферы Марса) = 0,1574 м^3.

Состав воздуха. Объёмная доля компонента газовой смеси. Формула для её расчёта. Примеры расчётов с использованием этой формулы

Проверьте свои знания

1. Почему некорректно выражение «молекула воздуха»?
2. Что называют объёмной долей компонента газовой смеси?
3. Каков объёмный состав воздуха? Как изменяется состав воздуха в закрытом кабинете во время проведения урока?
4. Объёмная доля аргона в воздухе 0,9 %. Какой объём воздуха необходим для получения 125 м^3 аргона?
5. При разделении воздуха было получено 500 м^3 азота. Сколько литров кислорода и углекислого газа было получено при этом?
6. Объёмная доля метана в природном газе составляет 92 %. В каком объёме этой газовой смеси будет содержаться 300 мл метана?
7. Смешали 16 л кислорода и 12 л углекислого газа. Найдите объёмную долю каждого газа в полученной смеси.

Примените свои знания

8. Вдыхаемый человеком воздух содержит около 78 % азота, 21 % кислорода, 0,03 % углекислого газа и водяной пар. Воздух, который человек выдыхает, содержит около 16 % кислорода. Количество углекислого газа в выдыхаемом воздухе увеличивается до 4 %, больше становится и водяных паров. Не изменяется лишь количество азота. Постройте круговые диаграммы, показывающие состав вдыхаемого и выдыхаемого воздуха.

Используйте дополнительную информацию

9. Используя ресурсы Интернета, подготовьте сообщение об охране атмосферы. Укажите электронные адреса использованных вами источников.

§ 13. КИСЛОРОД

Без кислорода невозможно протекание двух важнейших процессов. Значение одного из них для человеческой цивилизации подтверждает легенда о Прометее, другой — основа жизни на Земле. О каких же процессах идёт речь?

Кислород — самый распространённый элемент на нашей планете (рис. 42). На его долю приходится почти половина массы *литосферы* — твёрдой оболочки Земли. В составе воды кислород и водород образуют водную оболочку Земли — *гидросферу*. В воздушной оболочке Земли — *атмосфере* на долю кислорода приходится 21 % её объёма.

Простые вещества. Вы уже знаете, что для кислорода характерна аллотропия, т. е. образование двух простых веществ, различающихся числом атомов в молекуле: кислорода O_2 и озона O_3.

С биологической ролью озона вы также уже познакомились. Поэтому лишь отметим, что озон — эффективное средство для обеззараживания питьевой воды.

Кислород — газ без цвета, запаха и вкуса, немного растворимый в воде, несколько тяжелее воздуха.

Получение кислорода. В промышленности кислород получают *фракционной перегонкой* (или *ректификацией*) жидкого воздуха в специальных аппаратах, называемых *ректификационными колоннами*. Более подробно с промышленным методом получения кислорода вы познакомитесь в 9 классе.

Наиболее удобным способом получения кислорода в лабораторных условиях является разложение перманганата калия при нагревании:

$$2KMnO_4 \overset{t}{=} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$$



Рис. 42. В связанном виде кислород входит в состав литосферы и гидросферы, а в свободном — в состав атмосферы

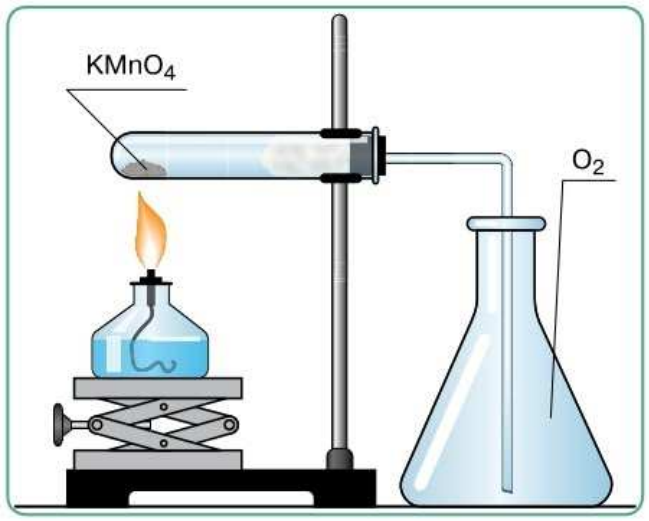


Рис. 43. Получение кислорода и собирание его методом вытеснения воздуха



Рис. 44. Получение кислорода разложением пероксида водорода и обнаружение с помощью тлеющей лучинки

Кислород можно собирать методом вытеснения воздуха (рис. 43) или методом вытеснения воды. (Почему?)

Распознают кислород с помощью тлеющей лучинки, которая в нём ярко загорается.

Другим лабораторным способом получения кислорода служит разложение пероксида водорода H_2O_2 с помощью катализатора — оксида марганца(IV) MnO_2 (рис. 44):

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2\uparrow$$

Химические свойства кислорода. 1. *Кислород взаимодействует со всеми металлами, кроме золота и платины.* Например, магниевая лента горит на воздухе ослепительно ярким пламенем (рис. 45). При этом образуется оксид магния:

$$2Mg + O_2 = 2MgO$$



Рис. 45. Горение магниевой ленты

Раскалённый порошок железа сгорает в кислороде, разбрасывая искры (рис. 46). Продукт реакции — железная окалина Fe_3O_4:

$$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4$$

2. *Кислород взаимодействует почти со всеми неметаллами*, например, сера, фосфор и уголь (углерод) сгорают на воздухе или в кислороде с образованием соответствующих оксидов:

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$$
$$S + O_2 = SO_2\uparrow$$
$$C + O_2 = CO_2\uparrow$$

3. *Кислород способен взаимодействовать со сложными веществами.* Так, природный газ, состоящий главным образом из метана, является эффективным топливом:

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2\uparrow + 2H_2O$$

Применение кислорода. Отвечая на сформулированный в начале параграфа вопрос, назовём два важнейших процесса с участием кислорода — горение и дыхание.



Рис. 46. Горение железа в кислороде

Способность кислорода поддерживать горение лежит в основе применения всех видов топлива. Не менее важны процессы медленного (беспламенного) окисления различных веществ. Так, при окислении пищи в нашем организме выделяется энергия, за счёт которой организм живёт и поддерживает нужную температуру. При дыхании кислород поступает в лёгкие человека, соединяется с гемоглобином и переносится потоком крови в каждую клетку. Здесь происходит обмен молекулы кислорода в гемоглобине на молекулу углекислого газа, который, будучи продуктом жизнедеятельности, удаляется из клетки.

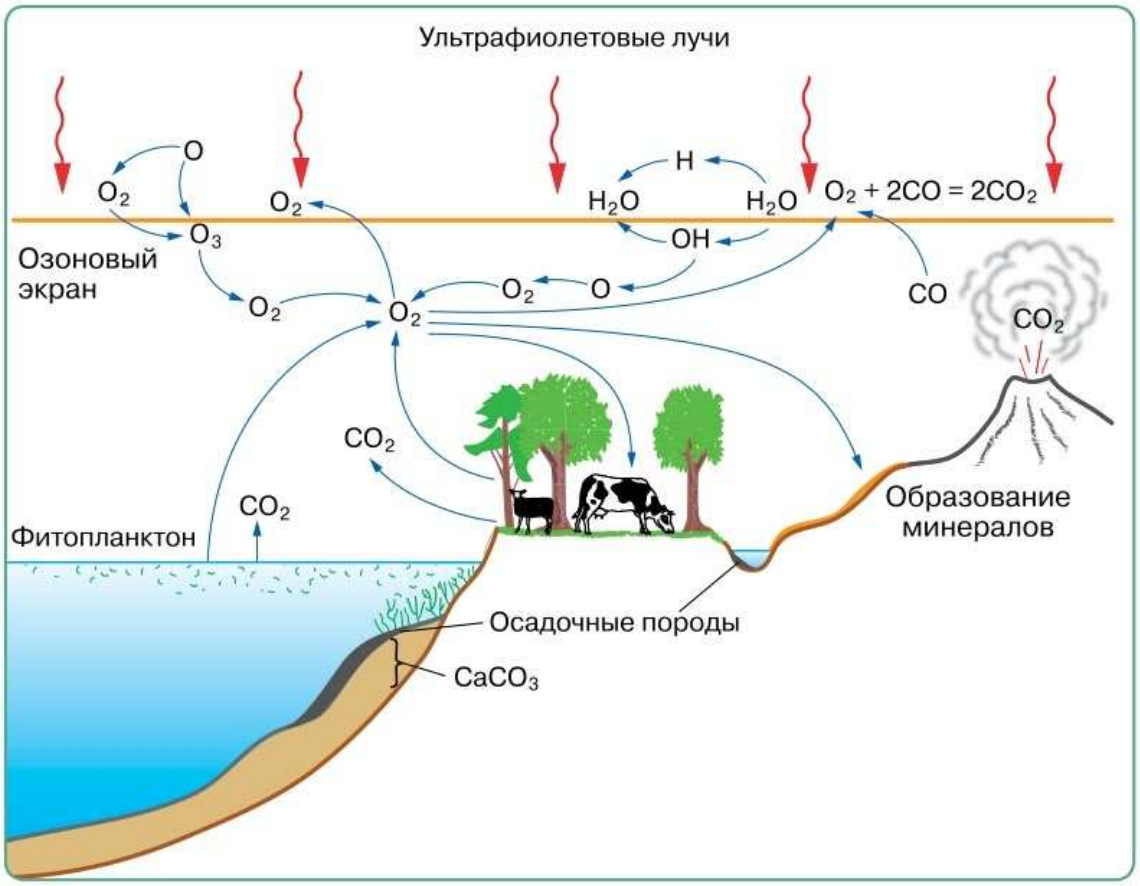


Рис. 47. Круговорот кислорода в природе

Растениям тоже необходим кислород. В течение суток идёт процесс поглощения кислорода растениями — дыхание, а на свету протекает противоположный ему процесс — фотосинтез. Из курса биологии вы знаете, что химическую суть фотосинтеза можно выразить схемой

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{\text{свет}} C_6H_{12}O_6 + 6O_2\uparrow$$

Именно за счёт фотосинтеза в атмосфере нашей планеты появился и поддерживается на постоянном уровне живительный кислород. Причём 80 % кислорода поставляют в атмосферу обитатели водоёмов — цианобактерии. Кислород совершает бесконечный круговорот на нашей планете (рис. 47).



Рис. 48. Применение кислорода: *1* — в космонавтике; *2* — в медицине; *3* — в кислородно-ацетиленовой сварке; *4* — в металлургии; *5* — в качестве окислителя топлива; *6* — в аппаратах изолированного дыхания

Кислород используют в металлургии, химической промышленности, для газовой сварки и резки металлов, в качестве окислителя топлива космических кораблей. Он необходим для жизнеобеспечения на подводных лодках и орбитальных станциях.

В медицине кислород применяют в основном для обеспечения дыхания больного. Некоторые области применения кислорода представлены на рисунке 48.

Для хранения и перевозки кислород закачивают в стальные баллоны голубого цвета под давлением 150 атм. Жидкий кислород хранят в термосах особой конструкции — *сосудах Дьюара* (рис. 49).

На следующем уроке вы самостоятельно проделаете химический эксперимент по получению, собиранию и распознаванию кислорода.



Рис. 49. Сосуд Дьюара

Кислород. Озон. Получение кислорода. Собирание и распознавание кислорода. Химические свойства кислорода: взаимодействие с металлами, неметаллами и сложными веществами. Применение кислорода. Круговорот кислорода в природе

Проверьте свои знания

1. Назовите аллотропные модификации кислорода и сравните их свойства.
2. Какое значение в природе имеет озон и где он применяется?
3. Запишите уравнения реакций получения кислорода в лаборатории. Каким образом можно: а) собрать кислород в сосуд; б) доказать наличие кислорода в сосуде?
4. Как кислород получают в промышленности?
5. Назовите области применения кислорода.

Примените свои знания

6. Запишите уравнения реакций, схемы которых:

а) $SO_2 + \ldots \rightarrow SO_3$ в) $NaNO_3 \rightarrow NaNO_2 + \ldots$

б) $ZnS + \ldots \rightarrow ZnO + SO_2$ г) $C_2H_2 + O_2 \rightarrow \ldots + \ldots$

7. Исторически одним из самых первых способов получения кислорода была реакция разложения оксида ртути(II). Запишите уравнение этой реакции. К какому типу реакций по тепловому эффекту она относится?

Используйте дополнительную информацию

8. Подготовьте сообщение по одной из тем: а) «Происхождение и изменение состава земной атмосферы»; б) «Из истории открытия кислорода»; в) «Значение кислорода».
9. Присутствие кислорода в атмосфере Земли делает её пригодной для жизни. Однако известно и негативное влияние кислорода. Приведите примеры отрицательных явлений, связанных с наличием кислорода в воздухе. Предложите методы борьбы с этими явлениями.

Практическая работа 4

ПОЛУЧЕНИЕ, СОБИРАНИЕ И РАСПОЗНАВАНИЕ КИСЛОРОДА

Вариант 1

1. Работу начните со сборки прибора для получения газов и проверки его герметичности. Для этого используйте подготовленную учителем пробирку-реактор с перманганатом калия. Положите в неё небольшой ватный тампон как можно ближе к отверстию, чтобы пылевидное твёрдое вещество через газоотводную трубку не попало в сосуд-приёмник для кислорода.

Собранный прибор поместите в ладонь, а конец газоотводной трубки опустите в воду. Согрейте пробирку ладонью.

Появление пузырьков воздуха указывает на герметичность прибора.

2. Закрепите пробирку-реактор с веществом в лабораторном штативе, регулируя её положение так, чтобы конец газоотводной трубки доходил до дна сосуда-приёмника для кислорода.

3. Зажгите спиртовку, прогрейте пробирку-реактор, равномерно перемещая спиртовку по всей её длине. Затем установите спиртовку под ту часть пробирки, где находится перманганат калия.

Нагрейте пробирку-реактор, собирая выделяющийся кислород вытеснением воздуха из сосуда. Почему кислород собирают именно так?

4. Приготовьте тлеющую лучинку. Проверьте наличие кислорода в сосуде. Для этого тлеющую лучинку опустите в сосуд. Что наблюдаете?

5. По окончании опыта погасите спиртовку и оформите отчёт по следующей форме:

Что делал(а)	Что наблюдал(а) (сделайте рисунок, если необходимо)	Выводы и уравнения реакций

Используйте эту форму и при выполнении других работ.

Вариант 2

1. Работу начните со сборки прибора для получения газов и проверки его герметичности. Для этого собранный прибор поместите в ладонь, а конец газоотводной трубки опустите в воду. Согрейте пробирку ладонью.

Появление пузырьков воздуха указывает на герметичность прибора.

2. Выньте пробку с газоотводной трубкой, налейте в пробирку 3—4 мл аптечного препарата перекиси водорода, добавьте небольшое количество оксида марганца(IV) (на кончике шпателя). Быстро закройте пробирку-реактор пробкой и конец газоотводной трубки опустите в сосуд-приёмник. Что наблюдаете?

3. Соберите выделяющийся кислород вытеснением воздуха из сосуда. Почему кислород собирают именно так?

4. Приготовьте тлеющую лучинку.

Проверьте наличие кислорода в сосуде. Для этого тлеющую лучинку опустите в сосуд. Что наблюдаете?

Какую роль в эксперименте играет оксид марганца(IV)?

По завершении работы оформите отчёт.

§ 14. ОКСИДЫ

Проанализируйте название параграфа и попробуйте дать определение классу оксидов.

Оксиды — это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых — кислород.

Названия оксидов образуются в соответствии с уже известными вам правилами:

оксид	+	название элемента в родительном падеже	+	римской цифрой валентность, если она переменная

Например, K_2O — оксид калия, MgO — оксид магния, Al_2O_3 — оксид алюминия, Cu_2O — оксид меди(I), CuO — оксид меди(II), FeO — оксид железа(II), Fe_2O_3 — оксид железа(III), P_2O_5 — оксид фосфора(V).

Оксиды образуют практически все химические элементы Периодической системы Д. И. Менделеева, кроме фтора и благородных газов.

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

Вода H_2O. Вода на Земле встречается во всех трёх агрегатных состояниях: жидкая вода, водяной пар, лёд.

Она образует водную оболочку планеты (гидросферу): 0,014 % — поверхностные воды суши (озёра, реки, искусственные водоёмы, болота), около 2 % — ледники и постоянные снега, около 2 % — подземные воды и свыше 94 % — вода морей и океанов (рис. 50).

В нашей стране находится уникальное озеро Байкал, в котором сосредоточена пятая часть мировых запасов жидкой пресной воды (рис. 51).

Льдом и снегом покрыта пятая часть суши: Арктика, Антарктика, Гренландия, горные ледники (рис. 52).



Рис. 50. И. К. Айвазовский. «Девятый вал»



Рис. 51. Озеро Байкал



Рис. 52. Ледник Перито-Морено в Аргентине

Но солёная вода непригодна для питья, поэтому дефицит пресной питьевой воды сегодня становится глобальной проблемой человечества.

На воду приходится бóльшая часть массы живых организмов. Вода определяет объём и упругость клеток, предохраняет их от резких колебаний температур, доставляет в клетку необходимые для жизнедеятельности вещества и удаляет 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. 53).

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. Углекислый газ не поддерживает дыхания, а потому жилые помещения необходимо периодически проветривать. Также этот газ не поддерживает горения (а является продуктом реакции горения органических веществ), поэтому используется для тушения пожаров (рис. 54).



Рис. 53. Примерное суточное потребление воды на бытовые нужды

В последние десятилетия всё больше и больше углекислого газа поступает в атмосферу при сжигании ископаемого топлива. Это ведёт к усилению парникового эффекта, поэтому развитые страны даже вводят ограничения на выброс углекислого газа в атмосферу. Углекислый газ атмосферы беспрепятственно пропускает солнечные лучи, они нагревают поверхность Земли, а обратному излучению теплоты в космическое пространство углекислый газ препятствует, что усиливает глобальное потепление.



Рис. 54. Углекислотный огнетушитель

Оксид кальция, или **негашёная известь CaO**, представляет собой белое тугоплавкое вещество. Тривиальное (т. е. исторически сложившееся) 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»:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

И та и другая известь применяется как строительный вяжущий материал. Вы уже знаете, что оксид кальция получают обжигом известняка:

$$CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2\uparrow$$

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 стеклянной трубочки или соломинки для напитков. Что наблюдаете? Запишите соответствующее уравнение реакции.

Оксиды. Названия оксидов. 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 их 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.
3. Назовите оксиды, формулы которых: ZnO, Ag_2O, Li_2O, Cl_2O_7, Cl_2O, ClO_2, As_2O_3, As_2O_5.

Примените свои знания

4. Оксид некоторого химического элемента имеет формулу $Э_2O_3$, массовая доля кислорода в нём составляет 63,2 %. Определите этот химический элемент.
5. В природе встречаются оксид меди(II) (минерал тенорит) и оксид меди(I) (минерал куприт). Какая масса тенорита содержит столько же меди, сколько 160 г куприта?

Используйте дополнительную информацию

6. Используя ресурсы Интернета, найдите все возможные названия веществ, формулы которых: H_2O, CO_2, SiO_2. У какого вещества больше названий? Подготовьте сообщение об одном из этих оксидов.

§ 15. ВОДОРОД

Водород — самый лёгкий газ. Предложите способ его собирания в сосуд и распознавания на основе анализа названия этого вещества.

Водород — простое вещество. Он не имеет цвета, запаха и вкуса, почти нерастворим в воде. При обычных условиях это самый лёгкий из газов, и потому в первой половине XX в. им заполняли летательные аппараты — дирижабли. Однако наряду с таким преимуществом, как лёгкость, водород имеет существенный недостаток: он крайне огнеопасен. Сейчас дирижабли, метеозонды, воздушные шары заполняют более дорогим, но безопасным гелием.

Водород — самый распространённый химический элемент в космосе. Солнце более чем на половину состоит из водорода, он обнаружен в составе планет-гигантов Солнечной системы.

В составе воды водород образует гидросферу Земли, содержится в виде водяных паров в атмосфере нашей планеты. Вместе с углеродом он входит в состав почти всех органических веществ.

Лабораторный опыт 13

Соберите прибор для получения газов, проверьте его герметичность. В пробирку поместите 1—2 гранулы цинка и добавьте 2 мл соляной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Что наблюдаете?
На конец газоотводной трубки, обращённой вверх, наденьте пустую пробирку. Через 1—2 минуты поднимите её и, не переворачивая, поднесите к пламени спиртовки. Что наблюдаете? Что можно сказать о чистоте собранного водорода? Запишите уравнения реакций.

Водород распознают по характерному хлопку при поджигании (рис. 55). Если водород достаточно чистый, хлопок глухой, если водород загрязнён примесью воздуха, раздаётся хлопок-взрыв с характерным «лающим» звуком. Проводить такой эксперимент можно только с небольшим объёмом водорода. Смесь водорода с кислородом в соотношении 2 : 1 или с воздухом в соотношении 2 : 5 при взрыве обладает огромной разрушительной силой, поэтому называется «гремучий газ».

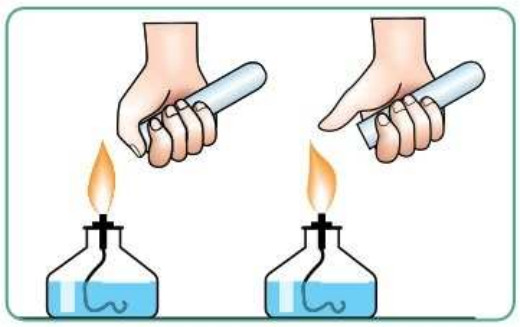


Рис. 55. Проверка водорода на чистоту

Химические свойства водорода. 1. *Взаимодействие водорода с кислородом* сопровождается выделением большого количества теплоты, а значит, водород может использоваться в качестве топлива:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

Реакция горения лежит в основе водородной резки и сварки металлов (рис. 56).



Рис. 56. Пламя газовой горелки

2. *Водород взаимодействует с неметаллами*, например с серой, образуя ядовитый газ с запахом тухлых яиц — сероводород:

$$H_2 + S \overset{t}{=} H_2S\uparrow$$

3. *Водород способен восстанавливать металлы из их оксидов*, например:

$$H_2 + CuO \overset{t}{=} Cu + H_2O$$

Применение водорода. Водород — важнейшее химическое вещество, имеющее большое практическое значение. Он эффективное ракетное топливо, а в перспективе и автомобильное. Водород применяют для получения соляной кислоты, аммиака, газовой резки и сварки металлов, для получения чистых металлов.

Водород в природе. Физические свойства. Получение, собирание и распознавание водорода. Химические свойства и применение водорода

Проверьте свои знания

1. Какими физическими свойствами характеризуется водород? Как его собирают? Почему водородом опасно заполнять воздушные шары и дирижабли?
2. Сравните получение, собирание и распознавание кислорода и водорода.
3. Охарактеризуйте применение водорода на основе его свойств.

Примените свои знания

4. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$H_2 \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3$$

5. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Cu \rightarrow CuS \rightarrow CuO \rightarrow Cu$$

Используйте дополнительную информацию

6. Посмотрите видеозапись взрыва гремучего газа: http://gotourl.ru /10775 → Коллекции → Предметные коллекции. Химия → Неорганическая химия. Видеоопыты → Водород. Кислоты → Водород и его свойства → 7. Приготовление и взрыв гремучей смеси.
Какие меры предосторожности принимаются при проведении опыта? Какие области применения этой реакции в мирных целях вы могли бы предложить?
7. Подготовьте сообщение по одной из тем: а) «Водород на Земле и в космосе»; б) «Использование водорода в воздухоплавании: победы и трагедии».

Практическая работа 5
ПОЛУЧЕНИЕ, СОБИРАНИЕ И РАСПОЗНАВАНИЕ ВОДОРОДА

1. Соберите прибор для получения газов: пробирку плотно закройте пробкой с газоотводной стеклянной трубкой.

Проверьте герметичность прибора: появление пузырьков воздуха в стакане с водой указывает на то, что прибор герметичен.

2. В пробирку поместите 2—3 гранулы цинка.

3. В пробирку с цинком добавьте соляную кислоту так, чтобы она покрыла гранулы цинка. Закройте пробирку пробкой со стеклянной газоотводной трубкой.

4. Прибор закрепите в лапке лабораторного штатива. На стеклянную трубку наденьте пробирку-приёмник. Соберите в неё выделяющийся водород.

5. Проверьте водород на чистоту. Для этого используйте зажжённую спиртовку.

ВНИМАНИЕ! Горящая спиртовка не должна находиться рядом с прибором для получения водорода.

Аккуратно снимите с газоотводной трубки пробирку-приёмник и, слегка наклоняя её, внесите в пламя спиртовки. Что наблюдаете?

Если водород смешан с воздухом, хлопок будет со свистом («лающий»), если водород чистый, хлопок будет глухой.

6. Убедившись, что выделяется чистый водород, подожгите его у конца стеклянной трубки. Водород горит голубым пламенем, если этого не видно, пинцетом поднесите полоску белой бумаги на задний план.

По окончании опыта погасите спиртовку.

Оформите отчёт.

§ 16. 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 же распознают кислоты?

Ни один химик не рискнёт определять принадлежность вещества к классу кислот, пробуя его на вкус. Это категорически запрещается правилами техники безопасности, потому что среди кислот немало ядовитых соединений.

Для идентификации кислот выполните лабораторный опыт.

Лабораторный опыт 14

В три пробирки, помещённые в штатив, налейте по 1—2 мл соляной кислоты и растворов серной и азотной кислот. Затем в каждую пробирку добавьте несколько капель раствора лакмуса. Что наблюдаете?

В три пробирки, помещённые в штатив, налейте по 1—2 мл соляной кислоты и растворов серной и азотной кислот. Затем в каждую из пробирок добавьте несколько капель раствора метилоранжа. Что наблюдаете?

И раствор лакмуса, и раствор метилоранжа изменяют цвет в растворах кислот, поэтому лакмус и метилоранж называют **индикаторами** (от лат. *indicator* — указатель).

Вместо растворов индикаторов для обнаружения кислот часто используют бумагу, пропитанную химическими реактивами, — **индикаторную бумагу**.

Познакомимся с составом кислот и названиями некоторых представителей этого класса сложных веществ:

HCl — соляная, или хлороводородная, кислота;
H_2S — сероводородная кислота;
H_2SO_3 — сернистая кислота;
H_2SO_4 — серная кислота;
HNO_2 — азотистая кислота;
HNO_3 — азотная кислота;
H_2CO_3 — угольная кислота;
H_2SiO_3 — кремниевая кислота;
H_3PO_4 — фосфорная кислота.

Нетрудно заметить, что в состав кислот обязательно входят атомы водорода. Оставшаяся часть молекул кислот так и называется: **кислотный остаток**.

Кислоты — это сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка.

Водород, как известно, одновалентный элемент. С кислотными остатками у разных кислот соединено разное число атомов водорода: у соляной кислоты — один, у серной кислоты — два, а у фосфорной кислоты — три. Кислотные остатки этих кислот будут соответственно одно-, двух- и трёхвалентны:

$\overset{I}{H}Cl$, аналогично и $\overset{I}{H}\overset{I}{N}O_3$, $\overset{I}{H}NO_2$

$\overset{II}{H_2}SO_4$, аналогично и $\overset{II}{H_2}S$, $\overset{II}{H_2}SO_3$, $\overset{II}{H_2}CO_3$, $\overset{II}{H_2}SiO_3$

$\overset{III}{H_3}PO_4$

Все кислоты, кроме кремниевой, растворимы в воде. Вы можете убедиться в этом, если обратитесь к **таблице растворимости кислот, солей и оснований в воде** — справочной таблице, размещённой на обороте обложки.

Проведите анализ состава молекул кислот, формулы которых приведены в параграфе. Классифицируйте их по числу химических элементов, образующих вещества, и по составу кислотных остатков.

Нетрудно заметить, что молекулы одних кислот состоят из двух химических элементов, других — из трёх. Следовательно, у первых кислотные остатки простые, а у вторых — сложные.

Соляная и сероводородная кислоты не содержат в кислотном остатке атомов кислорода, а потому так и называются — *бескислородные кислоты*. В составе молекул других кислот содержатся атомы кислорода, поэтому они называются *кислородсодержащие кислоты*.

Познакомимся подробнее с двумя важнейшими представителями неорганических кислот.

Серная кислота. (H_2SO_4). Впервые серную кислоту получили алхимики, нагревая железный купорос. Одним из продуктов его разложения была бесцветная маслообразная жидкость — «купоросное масло». Это и была сравнительно чистая серная кислота.

Серная кислота — одна из самых сильных кислот. Она реагирует с большинством металлов, растворяет минералы, обугливает древесину, бумагу и ткани (рис. 57). При попадании кислоты на кожу возникают сильные химические ожоги.

Серная кислота прекрасно растворяется в воде с выделением большого количества теплоты. Если наливать воду в концентрированную кислоту, за счёт выделяющейся теплоты вода закипает и разбрызгивает жидкость. Это очень опасно! Поэтому, приготавливая раствор, *серную кислоту тонкой струйкой вливают в воду (а не наоборот!) при постоянном перемешивании.*

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



а



б

Рис. 57. Концентрированная серная кислота очень гигроскопична, т. е. способна отнимать молекулы воды от соединений: при взаимодействии с сахаром образуется пористая угольная масса (*а*), а при попадании на ткань капли серной кислоты ткань обугливается (*б*)

Соляная кислота (HCl). Алхимики заметили, что при прокаливании железного купороса с поваренной солью выделяется удушливый газ, который назвали хлороводородом. Растворив его в воде, они получили кислоту, которую назвали соляной кислотой.

Растворимость газообразного хлороводорода в воде ограниченна, поэтому соляной кислоты с концентрацией более 36 % (при 20 °С) не бывает. Концентрированная соляная кислота «дымит» на воздухе: выделяющийся хлороводород, поглощая водяные пары, образует мельчайшие капельки кислоты. Склянку с концентрированной соляной кислотой нужно держать плотно закрытой, иначе понижается массовая доля хлороводорода в растворе, а выделяющиеся пары вызывают сильную коррозию окружающих металлических предметов.

Соляная кислота содержится в желудочном соке и выполняет несколько важных функций. Она участвует в процессе переваривания пищи (активизирует ферменты желудочного сока) и играет роль санитарного кордона — убивает многие болезнетворные микробы, которые попадают в желудок вместе с пищей.

Желудочный сок выделяется уже тогда, когда вы начинаете пережёвывать пищу. Поэтому использование жевательной резинки на голодный желудок очень вредно: при отсутствии пищи выделяющаяся соляная кислота разрушает слизистую оболочку желудка.

Кислоты, их состав и названия. Кислоты бескислородные и кислородсодержащие. Индикаторы. Таблица растворимости. Серная и соляная кислоты, их свойства и применение

Проверьте свои знания

1. Какие вещества называются кислотами? На какие группы можно разделить этот класс веществ: а) по растворимости; б) по содержанию кислорода?
2. Дайте характеристику фосфорной кислоты по плану: а) формула; б) наличие кислорода; в) растворимость в воде; г) валентность кислотного остатка.

Примените свои знания

3. Сравните состав азотной и азотистой кислот. В какой из этих кислот массовая доля азота выше? Ответ подтвердите расчётами.
4. Какую роль играет соляная кислота в процессе пищеварения? Почему эту кислоту называют также хлороводородной? Предложите способ образования названий бескислородных кислот.

Используйте дополнительную информацию

5. Какие свойства серной кислоты требуют чрезвычайно осторожного обращения с ней? Каким правилом следует руководствоваться, разбавляя серную кислоту? Почему?
6. Какие вещества называются индикаторами? Приготовьте самодельный индикатор[1] и определите, содержатся ли кислоты в выбранных продуктах питания.

§ 17. СОЛИ

Наиболее известный представитель класса солей — поваренная соль NaCl. Её можно рассматривать как продукт замещения атома водорода в соляной кислоте на металл — натрий.

В случае кислородсодержащих кислот, например серной, с двухвалентным кислотным остатком SO_4 связаны два одновалентных атома водорода. При образовании соли они могут замещаться двумя атомами натрия: Na_2SO_4. Какое определение вы можете предложить для класса солей?

Сложные вещества, которые состоят из атомов металла и кислотного остатка, называются **солями**.

Чтобы вывести формулу соли, необходимо знать валентность как металла, так и кислотного остатка. Например, составим формулу кальциевой соли фосфорной кислоты:

---

[1] Самодельный индикатор можно приготовить из свёклы, фиолетовой капусты, черники, вишни. Возьмите немного сырья (точное количество не имеет значения), измельчите его, положите в кастрюлю и залейте 200 мл воды. Кипятите в течение 2—3 минут. Раствор после охлаждения профильтруйте.

1. Запишем рядом символ металла и формулу кислотного остатка:

$$CaPO_4$$

2. Над символом металла и кислотным остатком римскими цифрами обозначим их валентности:

$$\overset{II}{Ca}\overset{III}{PO_4}$$

3. Найдём наименьшее общее кратное между значениями валентности:

$$\boxed{6}$$
$$\overset{II}{Ca}\overset{III}{PO_4}$$

4. Разделим наименьшее общее кратное на валентность каждой составной части соли (таким образом мы определим индексы для них):

$$Ca_3(PO_4)_2$$

Если в состав соли входит несколько кислотных остатков кислородсодержащей кислоты, их записывают в скобках. Число кислотных остатков обозначается соответствующим индексом, который записывается за скобками.

Название соли составляют из названий кислотного остатка и металла, входящего в состав соли. Например, соль серной кислоты Na_2SO_4 называют «сульфат натрия», соль угольной кислоты $CaCO_3$ — «карбонат кальция», соль фосфорной кислоты K_3PO_4 — «фосфат калия» и т. д.

Познакомимся с важнейшими представителями класса солей.

Хлорид натрия NaCl. Поваренная соль необходима для жизнедеятельности организма человека и животных. Суточная потребность взрослого человека в ней составляет 10—15 г. Длительное солевое голодание может привести к гибели.

В медицине широко используется физиологический раствор — 0,9 %-ный раствор хлорида натрия в дистиллированной воде (такая концентрация соответствует содержанию соли в плазме крови человека).

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



Рис. 58. Кораллы



Рис. 59. Известковая раковина моллюска



Рис. 60. Основное вещество в составе яичной скорлупы — $CaCO_3$

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 — основная часть известняка, мела, мрамора. Из карбоната кальция в подземных пещерах образуются сталактиты и сталагмиты.

Важную роль карбонат кальция играет в живой природе. Он входит в состав наружного скелета морских звёзд, кораллов (рис. 58), раковин моллюсков (рис. 59), 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 (рис. 60).

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

Фосфат кальция $Ca_3(PO_4)_2$. 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.

Соли. Формулы и названия солей. Хлорид натрия, карбонат кальция, фосфат кальция: нахождение в природе и применение

Проверьте свои знания

1. Какие соединения называются солями?
2. Составьте формулы солей натрия, кальция и алюминия азотной, серной и фосфорной кислот. Используя таблицу растворимости, определите, какие соли растворимы в воде.
3. Из предложенного перечня выберите формулы оксидов, кислот и солей: H_2S, KCl, SO_3, FeO, N_2O_3, $Cu_3(PO_4)_2$, Cu_2O, P_2O_5, H_3PO_4. Приведите названия всех веществ.
4. Охарактеризуйте распространённость хлорида натрия в природе. Какие области применения этой соли вы можете назвать?

Примените свои знания

5. Какие природные разновидности карбоната кальция вы знаете? Какую роль играет это соединение в живой и неживой природе?
6. Рассчитайте массовую долю кальция в хлориде, нитрате и фосфате. Расположите эти соли в порядке возрастания массовой доли металла. Охарактеризуйте растворимость этих солей в воде.

Используйте дополнительную информацию

7. В основе каких литературных произведений лежат сюжеты, связанные с поваренной солью? Насколько правильно авторы описали свойства этого соединения?
8. Что такое Соляной бунт? Сделайте сообщение о Соляном бунте 1648 г.

§ 18. КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА. МОЛЯРНАЯ МАССА

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

Удобно отмерять порции вещества в единицах массы — миллиграммах, граммах, килограммах. Можно считать число частиц — число атомов, молекул, ионов — в порции вещества. Учёные нашли способ, который позволяет связать массу и число частиц, образующих вещество. Оказалось, что масса вещества в граммах, численно равная его относительной молекулярной массе, всегда будет содержать $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц этого вещества (молекул, атомов или ионов).



Амедео Авогадро (1776—1856)

Например:

- в 34 г сероводорода содержится $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул сероводорода ($M_r(H_2S) = 34$);
- в 64 г сернистого газа содержится $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул этого газа ($M_r(SO_2) = 64$);
- в 98 г серной кислоты содержится $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул серной кислоты ($M_r(H_2SO_4) = 98$).

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

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

Эта физическая величина обозначается латинской буквой n и измеряется в молях.

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 / моль, или моль$^{-1}$:

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

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

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

где n — количество вещества (моль); N — число частиц; N_A — число Авогадро (моль$^{-1}$).

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».

Напомним, масса вещества в граммах, численно равная относительной молекулярной массе, содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц 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 на 18, т. е. выполнили математическое действие, соответствующее формуле

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

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 газа 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:

$$n(CH_4) = \frac{m(CH_4)}{M(CH_4)} = \frac{4\text{ кг}}{16\text{ кг / кмоль}} = 0{,}25\text{ кмоль, или } 250\text{ моль}$$

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:

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

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

$$n(H) = 2n(H_2S) = 2 \cdot 3 \text{ моль} = 6 \text{ моль}$$

$$n(S) = n(H_2S) = 1 \cdot 3 \text{ моль} = 3 \text{ моль}$$

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:

$$n(NH_3) = \frac{1}{3}n(H) = \frac{1}{3} \cdot 15 \text{ моль} = 5 \text{ моль}$$

Таким образом, к информации, которую несёт химическая формула, добавим следующее: формула показывает количество вещества, равное 1 моль.

Число Авогадро. Количество вещества. Молярная масса. Моль. Киломоль. Миллимоль

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, $Ca(OH)_2$?

Примените свои знания

4. Не выполняя расчётов, расположите формулы веществ в порядке возрастания молярных масс: NaCl, AgCl, HCl, KCl.
5. Какое количество вещества составляет: а) 5,6 г гидроксида калия KOH; б) 9,6 т серы S; в) 5,85 мг хлорида натрия NaCl?
6. Какое количество вещества составляют: а) $1{,}806 \cdot 10^{23}$ молекул озона O_3; б) $1{,}204 \cdot 10^{24}$ молекул углекислого газа CO_2; в) 12,8 г сернистого газа SO_2; г) порция метана CH_4, содержащая $6{,}02 \cdot 10^{22}$ атомов углерода; д) порция воды H_2O, содержащая $3{,}6 \cdot 10^{24}$ атомов водорода?
7. Одно из соединений азота с кислородом количеством вещества 0,2 моль имеет массу 6 г. Определите молярную массу и формулу вещества.

Используйте дополнительную информацию

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

§ 19. МОЛЯРНЫЙ ОБЪЁМ ГАЗОВ

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

У вас должно получиться 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, логично предположить, что это *количество вещества любого газа при одинаковых условиях будет занимать один и тот же объём* (следствие закона Авогадро). Эту физическую величину называют **молярным объёмом** и обозначают V_m. Молярный объём равен **22,4 л / моль** при нормальных условиях.

$$V_m = 22{,}4 \text{ л / моль}$$

Какой объём займут 2 моль любого газа (н. у.)? Очевидно,

$$22{,}4 \text{ л / моль} \cdot 2 \text{ моль} = 44{,}8 \text{ л}$$

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

$$n = \frac{V}{V_m}$$

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 составляют 1 м^3, а в 1 л содержится 1000 мл, киломолярный объём равен 22,4 м^3 / кмоль, а миллимолярный — 22,4 мл / ммоль.

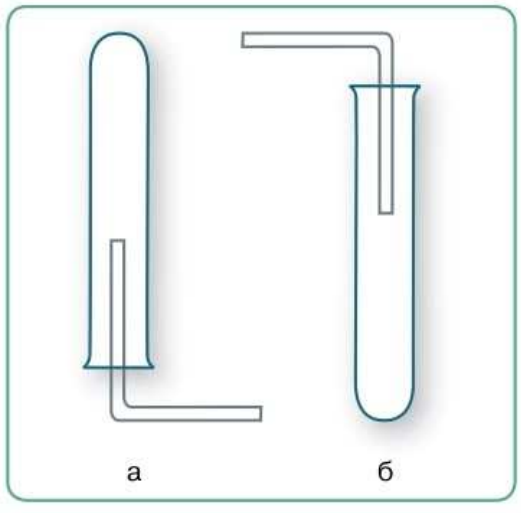


Рис. 61. Собирание газов методом вытеснения воздуха: *а* — если *M* газа меньше 29; *б* — если *M* газа больше 29

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 (газа 1) — молярная масса газа 1; M (газа 2) — молярная масса газа 2.

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

Она показывает, во сколько раз один газ тяжелее или легче другого, и не имеет размерности. Например:

$$D_{O_2}(\text{газа}) = M(\text{газа})/M(O_2) = M(\text{газа})/32$$

$$D_{H_2}(\text{газа}) = M(\text{газа})/M(H_2) = M(\text{газа})/2$$

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

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 объёмом 22,4 л. Эта масса равна 29 г / моль. Плотность газа по воздуху учитывают при выборе способа собирания газов в лаборатории.

Если молярная масса газа меньше 29, его собирают способом вытеснения воздуха в перевёрнутый вверх дном сосуд (рис. 61, *а*). Если молярная масса газа больше 29, то его собирают способом вытеснения воздуха в сосуд, расположенный вниз дном (рис. 61, *б*).

Закон Авогадро. Молярный объём газов. Относительная плотность одного 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. Какую информацию несёт формула газообразного вещества?

Примените свои знания

4. Какое количество вещества (н. у.) составляют указанные объёмы различных газов: а) 11,2 л кислорода; б) 5,6 л метана; в) 896 мл сероводорода; г) 1 $м^3$ углекислого газа? Изменятся ли ответы, если в условии задания не указывать названия газов?
5. Найдите плотности (массу 1 л) следующих газов (н. у.): а) углекислого газа CO_2; б) сернистого газа SO_2; в) аммиака NH_3; г) метана CH_4.
6. Найдите плотность кислорода: а) по водороду; б) по воздуху.
7. Одно из газообразных соединений углерода с кислородом массой 6,25 г занимает (н. у.) объём, равный 5 л. Определите молярную массу соединения.
8. Рассчитайте количество вещества, массу и объём (н. у.) порции азота N_2, содержащей $9{,}03 \cdot 10^{23}$ атомов азота.
9. 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 C_2H_2?
10. Расположите газы в порядке возрастания их плотности (н. у.): неон Ne, сернистый газ SO_2, метан CH_4, фтор F_2, аммиак NH_3.

Используйте дополнительную информацию

11. Подготовьте сообщение о жизни и деятельности А. Авогадро.

§ 20. РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

Уравнение химической реакции показывает:
— какие вещества вступают в реакцию и какие образуются (качественная характеристика);
— каковы количественные отношения реагентов и продуктов реакции (количественная характеристика).
Можно предположить, что уравнения реакций позволяют рассчитать массу, объём и количества веществ реагентов и продуктов реакции. Как это сделать?

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

1. Провести анализ текста задачи и наглядно оформить её условия, указав, что дано и что требуется определить.

2. Записать уравнение химической реакции и определить количественные соотношения её участников, ориентируясь на коэффициенты в уравнении.

3. Рассчитать количества веществ участников реакции, приведённые в условии задачи, по массе или объёму.

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

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 несколькими примерами алгоритм решения задач на расчёт по химическим уравнениям.

Задача 1. Какой объём водорода (н. у.) можно получить при взаимодействии цинка массой 13 г с соляной кислотой HCl, если в результате реакции, кроме водорода, образуется хлорид цинка $ZnCl_2$? К какому типу относится эта реакция?

Дано:
$m(Zn) = 13$ г

$V(H_2)$ — ?

Решение:

1. Составим уравнение реакции и проведём его количественный анализ:

$$\underset{1\,\text{моль}}{Zn} + 2HCl = ZnCl_2 + \underset{1\,\text{моль}}{H_2}$$

2. Рассчитаем количество вещества цинка, вступившего в реакцию:

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

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

$$\overset{0{,}2\,\text{моль}}{\underset{1\,\text{моль}}{Zn}} + 2HCl = ZnCl_2 + \overset{x\,\text{моль}}{\underset{1\,\text{моль}}{H_2}}$$

4. Из уравнения реакции следует, что количество вещества водорода равно количеству вещества цинка:

$$n(H_2) = n(Zn) = 0{,}2 \text{ моль}$$

5. Вычислим объём водорода (н. у.):

$$V(H_2) = n(H_2) \cdot V_m = 0{,}2 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \text{ л / моль} = 4{,}48 \text{ л}$$

Ответ: $V(H_2) = 4{,}48$ л; реакция замещения.

Задача 2. Какие массы хлорида железа(III) $FeCl_3$ и нитрата серебра $AgNO_3$ вступили в реакцию обмена, в результате которой образовалось 17,22 г хлорида серебра AgCl и нитрат железа(III) $Fe(NO_3)_3$?

Дано:
$m(AgCl) = 17{,}22$ г

$m(FeCl_3)$ — ?
$m(AgNO_3)$ — ?

Решение:
1. Составим уравнение реакции и проведём его количественный анализ:

$$\underset{1\text{ моль}}{FeCl_3} + \underset{3\text{ моль}}{3AgNO_3} = \underset{3\text{ моль}}{3AgCl} + Fe(NO_3)_3$$

2. Рассчитаем количество вещества хлорида серебра:

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

3. Над формулой хлорида серебра AgCl в уравнении реакции запишем найденное количество вещества хлорида серебра AgCl, а количества веществ хлорида железа(III) $FeCl_3$ и нитрата серебра $AgNO_3$ обозначим соответственно через x и y:

$$\underset{1\text{ моль}}{\overset{x\text{ моль}}{FeCl_3}} + \underset{3\text{ моль}}{\overset{y\text{ моль}}{3AgNO_3}} = \underset{3\text{ моль}}{\overset{0{,}12\text{ моль}}{3AgCl_3}} + Fe(NO_3)_3$$

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

$$n(AgNO_3) = n(AgCl) = 0{,}12 \text{ моль}$$

5. Вычислим массу нитрата серебра:

$$m(AgNO_3) = n(AgNO_3) \cdot M(AgNO_3) = 0{,}12 \text{ моль} \cdot (108 + 14 + 16 \cdot 3) \text{ г / моль} = \\ = 0{,}12 \text{ моль} \cdot 170 \text{ г / моль} = 20{,}4 \text{ г}$$

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

$$n(FeCl_3) = \frac{1}{3} n(AgCl) = \frac{1}{3} \cdot 0{,}12 \text{ моль} = 0{,}04 \text{ моль}$$

7. Рассчитаем массу хлорида железа(III):

$$m(FeCl_3) = n(FeCl_3) \cdot M(FeCl_3) = 0{,}04 \text{ моль} \cdot (56 + 35{,}5 \cdot 3) \text{ г / моль} = \\ = 0{,}04 \text{ моль} \cdot 162{,}5 \text{ г / моль} = 6{,}5 \text{ г}$$

Ответ: $m(AgNO_3) = 20{,}4$ г; $m(FeCl_3) = 6{,}5$ г.

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

Дано:	**Решение:**
$m(Al) = 270$ мг	1. Составим химическое уравнение и проведём его количественный анализ:
$V(O_2)$ — ? $n(Al_2O_3)$ — ?	$\underset{4\text{ ммоль}}{4Al} + \underset{3\text{ ммоль}}{3O_2} = \underset{2\text{ ммоль}}{2Al_2O_3}$

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:

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

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

$$\underset{4\text{ ммоль}}{\overset{10\text{ ммоль}}{4Al}} + \underset{3\text{ ммоль}}{\overset{x\text{ ммоль}}{3O_2}} = \underset{2\text{ ммоль}}{\overset{y\text{ ммоль}}{2Al_2O_3}}$$

4. По уравнению реакции количество вещества кислорода равно $^3/_4$ количества вещества алюминия:

$$n(O_2) = \frac{3}{4}n(Al) = \frac{3}{4} \cdot 10\text{ ммоль} = 7{,}5\text{ ммоль}$$

5. Вычислим объём кислорода (н. у.):

$$V(O_2) = n(O_2) \cdot V_m = 7{,}5\text{ ммоль} \cdot 22{,}4\text{ мл / ммоль} = 168\text{ мл}$$

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

$$n(Al_2O_3) = \frac{1}{2}n(Al) = \frac{1}{2} \cdot 10\text{ ммоль} = 5\text{ ммоль}$$

Ответ: $V(O_2) = 168$ мл; $n(Al_2O_3) = 5$ ммоль; реакция соединения.

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

Проверьте свои знания

1. Перечислите действия, которые необходимо совершить, чтобы рассчитать массу, объём газа или количество вещества продукта реакции по массе реагента.
2. Перечислите действия, которые необходимо совершить для расчёта массы, объёма газа или количества вещества реагента по объёму газообразного продукта реакции.

Примените свои знания

3. 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 рассчитывайте в кубических метрах.
4. 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:

$$CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2\uparrow$$

Используйте дополнительную информацию

5. При изучении § 10 вы выполняли лабораторный опыт по взаимодействию раствора едкого натра и серной кислоты. Придумайте и решите задачу, в условии которой дано количество вещества едкого натра, а требуется найти массу серной кислоты, вступившей в реакцию.
6. При изучении § 10 вы выполняли лабораторный опыт по взаимодействию растворов едкого натра и сульфата железа(III). Придумайте и решите задачу, в условии которой дана масса едкого натра, а требуется найти массу прореагировавшего с ним сульфата железа(III).
7. Придумайте и решите задачу на нахождение объёма кислорода (н. у.), выделившегося при каталитическом разложении пероксида водорода H_2O_2.

§ 21. ВОДА. ОСНОВАНИЯ

Гидросфера — водная оболочка Земли, которая включает в себя всю химически не связанную воду: жидкую, твёрдую, газообразную. Почему химически не связанную?

В природе химически связанная вода присутствует не только в живых организмах, но и в различных минералах, например в гипсе ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$), мирабилите, или глауберовой соли ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$), и др. Такая вода не учитывается в объёме гидросферы.

Из курса географии вы знаете, что гидросфера состоит из Мирового океана и вод суши. Общий объём её около 1400 млн км^3, из которых на долю Мирового океана приходится 96,5 %. Доля материковых вод составляет лишь 3,5 %, из которых 1,7 % — льды и постоянные снега (Антарктида, Гренландия), и только 1,7 % — жидкая вода подземных рек, озёр, болот и других водоёмов. Часть воды гидросферы присутствует в атмосфере в виде водяного пара.

Древние греки называли океан «река, обтекающая землю», и в этом представлении — глубокая мудрость предков. Они предвосхитили современное ви́дение Мирового океана как сплошной водной оболочки, в которой материки не более чем крупные острова в океане.

На долю океана приходится 361 млн км^2 из 510 млн км^2 общей площади поверхности Земли, т. е. 70,8 %. Очевидно, более точно нашу планету стоило бы называть «планета Океан».

Вода Мирового океана распределена на поверхности Земли очень неравномерно. Её можно разделить на два полушария так, что на одном из них окажется наибольшая часть водной поверхности, а на другом — наибольшая часть суши. Первое обычно называют Океаническим полушарием, второе — Материковым. Важно подчеркнуть, что в Материковом полушарии на долю океана приходится 53 %, а в Океаническом полушарии на долю суши — лишь 9 %.

Мировой океан и сушу связывает *непрерывный круговорот воды* (рис. 62). Он состоит из испарения воды с поверхности Мирового океана, переноса влаги в атмосфере, выпадения осадков в океан и на сушу, просачивания осадков с поверхностного и подземного стоков снова в океан. Таким образом происходит постепенное обновление воды в гидросфере.

Физические свойства. Чистую воду получают, как вы знаете, перегонкой, или дистилляцией, природной воды. Её так и называют: дистиллированная вода. Это бесцветная, прозрачная жидкость с плотностью 1 г / мл, которая кипит при температуре 100 °С и замерзает при температуре 0 °С. Замечательное свойство воды растворять большое число химических соединений отражает таблица растворимости.

Все жидкости достаточно равномерно расширяются с повышением температуры. Исключение составляет вода: она расширяется только при нагревании свыше 4 °С. При нагревании от 0 до 4 °С вода сжимается, её объём уменьшается, а плотность увеличивается. Наибольшую плотность вода имеет при 4 °С. Эта особенность теплового расширения воды играет важную роль в формировании климата Земли, так как бóльшая часть поверхности Земли покрыта водой.

А какими химическими свойствами обладает вода?

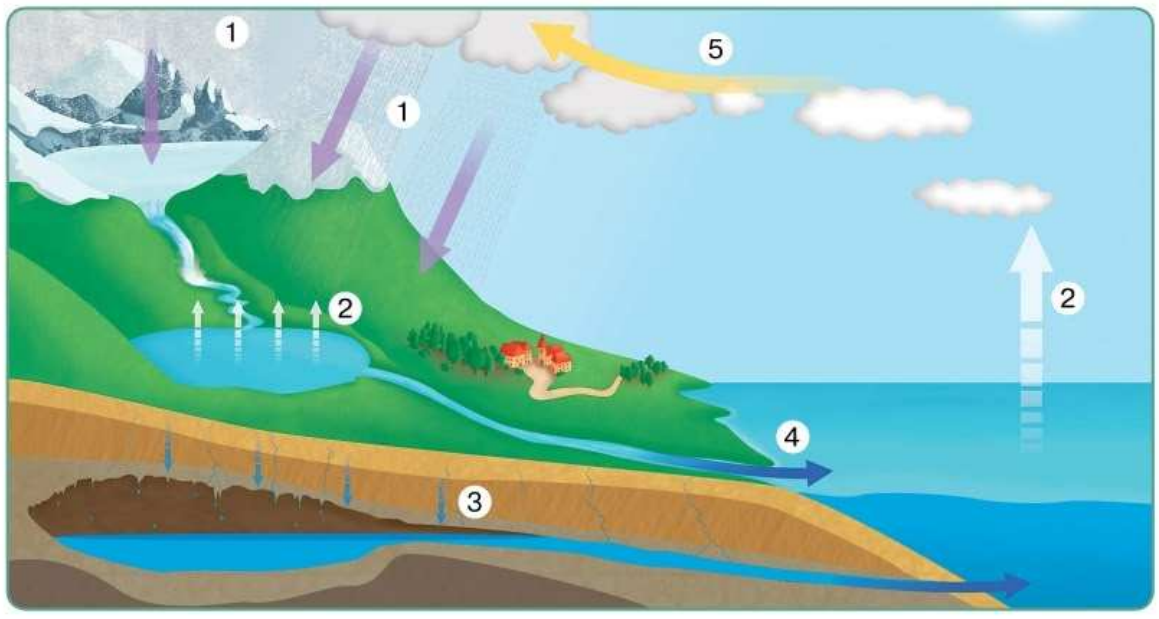


Рис. 62. Круговорот воды в природе: *1* — осадки в виде дождя и снега; *2* — испарение; *3* — грунтовый сток; *4* — поверхностный сток; *5* — конденсация водяного пара

Химические свойства. Вспомните взаимодействие оксида фосфора(V) с водой. Связываясь с оксидами неметаллов, вода образует кислоты. Так, с оксидами серы она образует сернистую и серную кислоты:

$$\underset{\text{оксид серы(IV)}}{SO_2} + H_2O = \underset{\text{сернистая кислота}}{H_2SO_3}$$

$$\underset{\text{оксид серы(VI)}}{SO_3} + H_2O = \underset{\text{серная кислота}}{H_2SO_4}$$

Эти реакции — причина возникновения так называемых кислотных дождей.

А какие продукты образуются при взаимодействии оксидов активных металлов (IA- и IIA-групп, начиная с кальция) с водой?

Если взять белое тугоплавкое вещество — оксид кальция, или негашёную известь, и добавить к нему воду, можно увидеть протекание бурной реакции с выделением большого количества теплоты:

$$\underset{\text{оксид кальция}}{CaO} + H_2O = \underset{\text{гидроксид кальция}}{Ca(OH)_2}$$

Реакция, как вы знаете, носит образное название «гашение извести», а полученный продукт — «гашёная известь». Это соединение построено из атомов металла и группы атомов, которую называют **гидроксогруппой.** Гидроксогруппа одновалентна, поэтому с двухвалентным кальцием связаны две такие группы (а с одновалентным натрием — одна: NaOH).

Такие вещества относятся к классу оснований.

Основания — это сложные вещества, состоящие из атома металла и одной или нескольких гидроксогрупп.

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

Растворимые основания в растворе имеют **щелочную среду**, её определяют с помощью индикаторов (табл. 7).

Таблица 7

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 15

Поместите в штатив три пробирки и налейте в них по 2 мл раствора щёлочи. В каждую пробирку добавьте с помощью пипетки по 2—3 капли растворов индикаторов: в первую — лакмуса, во вторую — метилового оранжевого, в третью — фенолфталеина. Как изменилась окраска индикаторов?
Измените условия опыта. С помощью пипетки нанесите каплю щёлочи на полоску универсальной индикаторной бумаги. Определите среду раствора по эталонной шкале.

Нерастворимые в воде основания, например гидроксид железа(II) $Fe(OH)_2$ и гидроксид хрома(II) $Cr(OH)_2$, гидроксид меди(I) $CuOH$ и гидроксид меди(II) $Cu(OH)_2$, не изменяют окраску индикаторов.

Среди оснований наибольшее практическое значение имеют щёлочи.

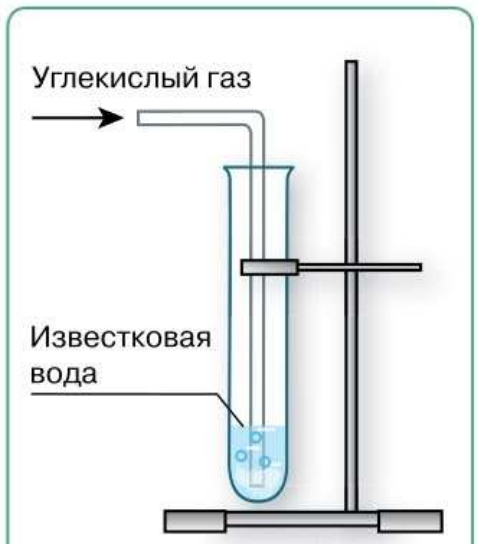


Рис. 63. Помутнение известковой воды — качественная реакция на углекислый газ

Гидроксид натрия NaOH и гидроксид калия KOH. Представляют собой твёрдые белые гигроскопичные (поглощающие воду) вещества, которые хорошо растворяются в воде с выделением большого количества теплоты. Эти основания называют **едкими щелочами**, так как они разъедают кожу, ткань, бумагу и другие материалы. Гидроксид натрия необходим для получения мыла, бумаги, картона, искусственных волокон. Гидроксид калия применяют при производстве шампуней, жидкого мыла, отбеливателей, средств для бритья, а также в качестве пищевой добавки Е525 при производстве шоколада.

Гидроксид кальция $Ca(OH)_2$. Применяется в строительстве, для побелки деревьев, для получения дезинфицирующего вещества — хлорной извести.

Прозрачный раствор гидроксида кальция называют известковой водой и используют для распознавания углекислого газа (рис. 63).

Вода. Круговорот воды в природе. Физические и химические свойства воды. Основания. Щёлочи. Изменение окраски индикаторов в щелочной среде. Едкие щёлочи. Гашёная известь. Известковая вода

Проверьте свои знания

1. Какие вещества называют основаниями? Из перечисленных формул веществ выпишите формулы: а) щелочей; б) нерастворимых в воде оснований: H_2S, $LiOH$, NiO, $Fe(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, KOH, $Cr(OH)_2$, $RbOH$.
2. Как классифицируют основания по растворимости? Из какого источника следует получать данные о ней?

Примените свои знания

3. Массовая доля металла M в основании, формула которого $M(OH)_2$, равна 80,1 %. Определите, что это за металл.
4. Какое количество вещества составляют 390 г гидроксида кальция?
5. Найдите массу 5 моль гидроксида железа(II) и массу 0,5 моль гидроксида железа(III).
6. Запишите уравнения реакций, характеризующих получение гидроксида калия, по следующим схемам:
а) $K_2O + H_2O \rightarrow ...$
б) $K + H_2O \rightarrow ... + ...$
Укажите тип реакций по признаку «число и состав исходных веществ и продуктов реакции», а также названия соединений.

Используйте дополнительную информацию

7. Подготовьте сообщение о получении и применении одной из щелочей. Аргументируйте выбор щёлочи.

§ 22. РАСТВОРЫ. МАССОВАЯ ДОЛЯ РАСТВОРЁННОГО ВЕЩЕСТВА

Лабораторный опыт 16

Ознакомьтесь с тремя препаратами домашней или школьной (кабинета химии) аптечки: растворами пероксида водорода, спиртовой настойки иода и нашатырного спирта (рис. 64). К каким типам смесей веществ относятся 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?

Указанные 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 берут воду, а для приготовления йодной настойки — этиловый спирт. В качестве растворённых веществ используются твёрдое вещество — иод I_2, жидкое



Рис. 64. Аптечные препараты растворов: иода; пероксида водорода; аммиака

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 Д. И. Менделеевым, 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).



Якоб Хендрик Вант-Гофф (1852—1911)



Сванте Август Аррениус (1859—1927)

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, растворение других — с её 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, добавить 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.

На этикетках аптечных препаратов указано содержание растворённых веществ: 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(в-ва) — массовая доля растворённого вещества; m(в-ва) — масса растворённого вещества; m(р-ра) — масса раствора.

Если в растворе содержится только растворитель и растворённое вещество, 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 / см^3, 1 кг / л, 1000 кг / м^3.

В условиях задач плотность чистой воды обычно не указана. Это величина постоянная, она равна 1 г / мл или 1 кг / л.

Решим несколько задач с использованием понятия «массовая доля растворённого вещества».

Задача 1. Какая масса уксусной кислоты содержится в 150 г столового уксуса с массовой долей кислоты 3,5 %?

Дано:
m(р-ра) = 150 г
w(кислоты) = 3,5 %
m(кислоты) — ?

Решение:

$$w(\text{кислоты}) = \frac{m(\text{кислоты})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\ \%$$

$$m(\text{кислоты}) = \frac{w(\text{кислоты}) \cdot m(\text{р-ра})}{100\ \%} = 150\,\text{г} \cdot 0{,}035 = 5{,}25\,\text{г}$$

Ответ: m(кислоты) = 5,25 г.

Задача 2. В 400 мл воды растворили 112 л аммиака NH_3 (н. у.). Рассчитайте массовую долю растворённого вещества в полученном растворе.

Дано:
$V(H_2O) = 400$ мл
$V(NH_3) = 112$ л

$w(NH_3)$ — ?

Решение:
1. Найдём количество вещества аммиака:

$$n(NH_3) = \frac{V(NH_3)}{V_m} = \frac{112\text{ л}}{22{,}4\text{ л / моль}} = 5\text{ моль}$$

2. Рассчитаем массу растворённого аммиака:

$$m(NH_3) = n(NH_3) \cdot M(NH_3) = 5\text{ моль} \cdot 17\text{ г / моль} = 85\text{ г}$$

3. Найдём массу воды:

$$m(H_2O) = V(H_2O) \cdot \rho(H_2O) = 400\text{ мл} \cdot 1\text{ г / мл} = 400\text{ г}$$

4. Рассчитаем массу полученного раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(H_2O) + m(NH_3) = 400\text{ г} + 85\text{ г} = 485\text{ г}$$

5. Вычислим массовую долю аммиака в полученном растворе:

$$w(NH_3) = \frac{m(NH_3)}{m(\text{р-ра})} = \frac{85\text{ г}}{485\text{ г}} \cdot 100\,\% = 17{,}5\,\%$$

Ответ: $w(NH_3) = 17{,}5\,\%$.

Задача 3. 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:
$V_1(\text{р-ра}) = 100$ мл
$\rho_1(\text{р-ра}) = 1{,}11$ г / мл
$w_1(Na_2CO_3) = 10\,\%$
$w_2(Na_2CO_3) = 15\,\%$

$m(Na_2CO_3)$ — ?

Решение:
1. Найдём массу исходного раствора:

$$m_1(\text{р-ра}) = V_1(\text{р-ра}) \cdot \rho_1(\text{р-ра}) = 100\text{ мл} \cdot 1{,}11\text{ г / мл} = 111\text{ г}$$

2. Вычислим массу карбоната натрия в первом растворе:

$$m_1(Na_2CO_3) = m_1(\text{р-ра}) \cdot w_1(Na_2CO_3) = 111\text{ г} \cdot 0{,}1 = 11{,}1\text{ г}$$

3. Пусть масса добавляемого карбоната натрия равна x г. Тогда масса карбоната натрия во втором растворе будет равна:

$$m_2(Na_2CO_3) = m_1(Na_2CO_3) + x(\text{г}),$$

а общая масса второго раствора:

$$m_2(\text{р-ра}) = m_1(\text{р-ра}) + x(\text{г})$$

4. Для второго раствора верно равенство

$$w_2(Na_2CO_3) = \frac{m_2(Na_2CO_3)}{m_2(\text{р-ра})} \cdot 100\,\% = \frac{m_1(Na_2CO_3) + x}{m_1(\text{р-ра}) + x} \cdot 100\,\% \Rightarrow$$
$$\Rightarrow \frac{11{,}1 + x}{111 + x} \cdot 100\,\% = 15\,\%$$

Решая последнее уравнение, получим $x = 6{,}53$ г.
Ответ: $m(Na_2CO_3) = 6{,}53$ г.

Растворитель. Растворённое вещество. Растворы. Гидраты. Сольваты. Массовая доля растворённого вещества

Проверьте свои знания

1. Дайте определение растворов. Что представляют собой гидраты?
2. Как рассчитывается массовая доля растворённого вещества?

Примените свои знания

3. Найдите массовую долю хлорида натрия в растворе, полученном при растворении 15 г этой соли в 235 мл воды.
4. В автомобильных аккумуляторах используют 36 %-ный раствор серной кислоты. Рассчитайте массы кислоты и воды, необходимые для приготовления 2,5 кг аккумуляторного раствора.
5. В косметике используют 15 %-ный раствор глицерина (плотность 1,26 г / см^3). Рассчитайте массу глицерина, содержащегося в 250 мл раствора.
6. Для засолки огурцов используют 5 %-ный раствор поваренной соли (плотность 1,1 г / см^3). Найдите массу и количество вещества соли, необходимые для приготовления 5 л такого раствора.
7. В химической лаборатории используют 35%-ный раствор пероксида водорода. Какую массу 3 %-ного аптечного раствора можно приготовить из 1,5 кг раствора пероксида водорода, используемого в лаборатории?
8. Рассчитайте массовую долю аммиака в растворе, полученном растворением 6,72 л аммиака (н. у.) в 175 мл воды.
9. После упаривания 500 мл 10 %-ного раствора карбоната натрия (плотность 1,1 г / мл) его масса уменьшилась на 100 г. Какова массовая доля соли в полученном растворе?
10. При охлаждении 200 г 5 %-ного раствора перманганата калия выпал осадок перманганата калия массой 4 г. Какова массовая доля соли в полученном растворе?

Используйте дополнительную информацию

11. Аргументируйте свою точку зрения на процесс растворения на основе физической и химической теорий растворов. Обсудите этот вопрос с одноклассниками.

Практическая работа 6

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.

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, необходимой 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 добавьте к веществу в химическом стакане. Перемешивая содержимое стакана стеклянной палочкой, добейтесь полного растворения вещества в воде.

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?

4. Приготовленный раствор отдайте учителю.

Домашний эксперимент

ВЫРАЩИВАНИЕ КРИСТАЛЛОВ АЛЮМОКАЛИЕВЫХ КВАСЦОВ ИЛИ МЕДНОГО КУПОРОСА

Учебный эксперимент проводят в химическом кабинете (лаборатории). Так требуют правила техники безопасности. Но нет правил без исключений. Почему предлагаемая работа является таким исключением?

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: $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

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 вам могут

быть знакомы: сода кристаллическая $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

Алюмокалиевые квасцы продаются в аптеке в виде порошка как присыпка для кожи и бактерицидное средство, которое не вызывает аллергии. Обратите внимание на этикетку аптечной упаковки. На ней обозначены не просто квасцы, а квасцы жжёные, т. е. такие, из которых выпарили воду (рис. 65). Их ещё называют обезвоженными.



Рис. 65. Упаковка обезвоженных алюмокалиевых квасцов

Добавляйте квасцы в тёплую воду и растворяйте до тех пор, пока соль не перестанет растворяться. Вы приготовили раствор, который называют **насыщенным**. Отфильтруйте его.

Через несколько дней на дне сосуда появятся небольшие кристаллы. Отберите из них 3—4 кристалла правильной формы и поместите в другой сосуд. Залейте эти кристаллы раствором из первого сосуда, осторожно переливая раствор во второй сосуд. Через несколько дней маленькие кристаллы превратятся в большие красивые кристаллы (рис. 66, *а*).



а б

Рис. 66. Кристаллы алюмокалиевых квасцов (*а*) и медного купороса (*б*)

Можно изменить 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 медного купороса (рис. 66, *б*).

Оформите отчёт о проделанной работе. В нём представьте:

а) график роста кристаллов (их величину или массу) в зависимости от продолжительности эксперимента (в днях);

б) фото кристаллов.

Лучшие кристаллы аккуратно просушите бумажной салфеткой, покройте бесцветным лаком, чтобы они не расплывались, и продемонстрируйте учителю и одноклассникам.

Проведите следующие расчёты:

а) вычислите молярную массу безводных алюмокалиевых квасцов, рассчитайте массовые доли металлов в сульфате;

б) вычислите молярную массу медного купороса и рассчитайте массовую долю воды и сульфата меди(II) в кристаллогидрате.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ II «ВАЖНЕЙШИЕ ПРЕДСТАВИТЕЛИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ОТНОШЕНИЯ В ХИМИИ»

1. Воздух — природная газовая смесь, состоящая преимущественно из азота (78 %) и кислорода (21 %).

2. Объёмную долю компонента газовой смеси находят по формуле

$$\varphi(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V(\text{смеси})} \cdot 100\,\%$$

3. Кислород в промышленности получают фракционной перегонкой жидкого воздуха, а в лаборатории — разложением перманганата калия или пероксида водорода.

4. Водород в лаборатории получают взаимодействием кислоты с металлом.

5. Кислород и водород собирают способами вытеснения воздуха или воды.

6. Кислород распознают с помощью тлеющей лучинки, а водород — по характерному хлопку при поджигании.

7. Оксиды — сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород. Кислоты — сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка. Соли — сложные вещества, состоящие из металла и кислотного остатка. Основания — сложные вещества, состоящие из металла и одной или нескольких гидроксогрупп.

8. Количество вещества n, число частиц N и число Авогадро (N_A) связаны формулой

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

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

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

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

$$n = \frac{V}{V_\text{m}}, \quad V_\text{m}\ (\text{н. у.}) = 22{,}4\ \text{л / моль}$$

9. Массовую долю растворённого вещества находят по формуле

$$w(\text{в-ва}) = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\,\%$$



III

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

§ 23. ОКСИДЫ, ИХ КЛАССИФИКАЦИЯ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

С важнейшими свойствами представителей этого класса соединений вы уже знакомились, когда изучали химические свойства воды. Предложите классификацию оксидов, исходя из их химических свойств.

При обычных условиях с водой взаимодействуют оксиды металлов IA- и IIA-групп (начиная с Ca). В результате реакции соединения образуются щёлочи, например:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

Оксид магния реагирует с горячей водой:

$$MgO + H_2O\ (пар) = Mg(OH)_2\downarrow$$

Лабораторный опыт 17

Поместите в пробирку небольшое количество (на кончике шпателя) негашёной извести — оксида кальция. Добавьте 2—3 мл воды, взболтайте содержимое пробирки и с помощью пипетки внесите 3—4 капли фенолфталеина. Что наблюдаете?

Получить таким способом гидроксид меди(II) нельзя, так как он нерастворим в воде:

$$CuO + H_2O \neq Cu(OH)_2\downarrow$$

А какие ещё свойства проявляют оксиды металлов?

Обратимся к эксперименту. К небольшому количеству чёрного порошка оксида меди(II) добавим 2—3 мл раствора серной кислоты и смесь подогреем. Появление синей окраски раствора сигнализирует о протекании химической реакции:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

Аналогично протекают реакции оксидов других металлов не только с серной, но и с соляной, и с азотной кислотами.

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 валентности (I или II). Это, например, оксиды щелочных и щелочноземельных металлов (IA- и IIA-групп) и магния(II) — MgO, оксид железа(II) — FeO,

оксид хрома(II) — CrO, оксид марганца(II). В таблице 8 представлены формулы некоторых оксидов и соответствующих им оснований.

Таблица 8

Формулы некоторых основных оксидов и соответствующих им оснований

Формула основного оксида	Формула соответствующего оксиду основания
Na_2O	NaOH
Cu_2O	CuOH
MgO	$Mg(OH)_2$
BaO	$Ba(OH)_2$

А какие свойства проявляют оксиды неметаллов?

Оксиды неметаллов соединяются с водой, образуя кислородсодержащие кислоты, например:

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$$

Вспомним эксперимент по сжиганию фосфора и растворению полученного продукта в воде. Эти процессы можно описать с помощью особой схемы — **цепочки превращений**, или **переходов**:

$$P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4$$

Нерастворимую кремниевую кислоту таким способом получить нельзя:

$$SiO_2 + H_2O \neq H_2SiO_3$$

Хорошо известная вам реакция распознавания углекислого газа с помощью известковой воды иллюстрирует ещё одно свойство оксидов неметаллов — образование соли и воды при их взаимодействии с основаниями:

$$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

Лабораторный опыт 18

Повторите эксперимент по распознаванию углекислого газа. Налейте в пробирку 2—3 мл известковой воды и пропускайте через неё с помощью стеклянной трубочки или соломинки для напитков выдыхаемый воздух (см. рис. 63). Что наблюдаете?

Соль и воду образуют и другие оксиды неметаллов или металлов с высоким значением валентности, например:

$$SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$$

$$CrO_3 + 2NaOH = Na_2CrO_4 + H_2O$$

Оксиды, которые взаимодействуют с основаниями, образуя соль и воду, и которым в качестве гидроксидов соответствуют кислоты, называют **кислотными**.

Формулы некоторых кислотных оксидов и соответствующих им кислот представлены в таблице 9.

Таблица 9

Формулы некоторых кислотных оксидов и соответствующих им кислот

Формула кислотного оксида	Формула соответствующей оксиду кислоты
N_2O_5	HNO_3
N_2O_3	HNO_2
SO_3	H_2SO_4
SO_2	H_2SO_3
P_2O_5	H_3PO_4
CO_2	H_2CO_3
SiO_2	H_2SiO_3

Осно́вные и кислотные оксиды объединяют в одну общую группу — **солеобразующие оксиды**. Этому названию полностью соответствует ещё одно свойство этих оксидов — осно́вные и кислотные оксиды взаимодействуют друг с другом, образуя соли, например:

$$CaO + SiO_2 \overset{t}{=} CaSiO_3$$

Имеется небольшое число оксидов, которые не взаимодействуют ни с кислотами, ни со щелочами и солей не образуют. Эти оксиды так и называются — **несолеобразующие**, например оксиды азота (I и II) — N_2O и NO, оксид углерода(II) CO, оксид кремния(II) — SiO.

Способы получения оксидов. 1. *Взаимодействие металлов и неметаллов с кислородом*:

$$2Mg + O_2 \overset{t}{=} 2MgO$$
$$S + O_2 = SO_2\uparrow$$

2. *Взаимодействие сложных веществ с кислородом:*

$$2ZnS + 3O_2 \overset{t}{=} 2ZnO + 2SO_2\uparrow$$
$$CH_4 + 2O_2 = CO_2\uparrow + 2H_2O$$

3. *Разложение гидроксидов (нерастворимых оснований и кислородсодержащих кислот) и солей:*

$$Fe(OH)_2 \overset{t}{=} FeO + H_2O$$
$$H_2SiO_3 \overset{t}{=} SiO_2 + H_2O$$
$$CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2\uparrow$$

Оксиды солеобразующие (осно́вные и кислотные) и несолеобразующие. Химические свойства оксидов: взаимодействие с кислотами или основаниями, водой, друг с другом. Получение оксидов

Проверьте свои знания

1. Какие вещества называют оксидами? На какие группы они делятся? Найдите сходство и различия в свойствах этих групп оксидов.
2. Приведите примеры гидроксидов — оснований и кислородсодержащих кислот — соответствующих солеобразующим оксидам.
3. Назовите основные способы получения оксидов и проиллюстрируйте их уравнениями реакций.

Примените свои знания

4. Запишите формулы оксидов, соответствующих следующим гидроксидам:
а) серной кислоте H_2SO_4
б) марганцовой кислоте $HMnO_4$
в) гидроксиду железа(III)
г) гидроксиду свинца(IV)
д) хлорной кислоте $HClO_4$

5. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2$
б) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \xrightarrow{+NaOH} Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$
в) фосфор → оксид фосфора(V) → фосфорная кислота → фосфат калия
г) кремний → оксид кремния(IV) → силикат натрия $\xrightarrow{+HCl}$ кремниевая кислота → оксид кремния(IV)

6. 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

7. Подготовьте сообщение о свойствах и областях применения одного из оксидов металла или неметалла. Аргументируйте выбор оксида.

§ 24. ОСНОВАНИЯ, ИХ КЛАССИФИКАЦИЯ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Вспомните названия изученных оснований и их состав. Какая группа атомов объединяет основания? Как она влияет на их общие химические свойства?

Повторим определение. Основания — это сложные вещества, состоящие из атомов металла и одной или нескольких гидроксогрупп.

Для оснований можно предложить классификацию по различным признакам (табл. 10).

Таблица 10

Классификация оснований

Признаки классификации	Группы оснований	Примеры
1. Кислотность (число групп OH в составе)	Однокислотные	NaOH, KOH
	Двухкислотные	$Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$
2. Растворимость	Растворимые (щёлочи)	NaOH, KOH, $Ba(OH)_2$
	Нерастворимые	$Cu(OH)_2$, $Mn(OH)_2$

Общая формула оснований — $\overset{n}{M}(OH)_n$, где M — металл, n — валентность металла и, следовательно, число гидроксогрупп.

Названия оснований, как и оксидов, составляются очень просто:

гидроксид + название металла в родительном падеже + валентность металла, если она переменная

Приведём формулы и названия некоторых оснований:

NaOH — гидроксид натрия;

$Mg(OH)_2$ — гидроксид магния;

CuOH — гидроксид меди(I);

$Cu(OH)_2$ — гидроксид меди(II).

Химические свойства оснований. Водные растворы щелочей мылкие на ощупь, разъедают кожу, ткань, изменяют окраску индикаторов. Общие свойства щелочей связаны с наличием в их составе гидроксогрупп OH. Нерастворимые основания этими свойствами не обладают.

1. *Взаимодействие с кислотами с образованием солей.* В эту реакцию вступают все основания: и щёлочи, и нерастворимые гидроксиды металлов.

Реакция между щёлочью и кислотой называется **реакцией нейтрализации:**

$$Ba(OH)_2 + 2HNO_3 = Ba(NO_3)_2 + 2H_2O$$

Лабораторный опыт 19

В пробирку налейте 1—2 мл раствора щёлочи и несколько капель фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем добавьте в пробирку раствор кислоты до полного обесцвечивания содержимого. Объясните результат наблюдений. Запишите уравнение реакции.

2. *Взаимодействие кислот с нерастворимыми основаниями* протекает аналогично:

$$Fe(OH)_2 + 2HCl = FeCl_2 + 2H_2O$$

Лабораторный опыт 20

Получите нерастворимый гидроксид меди(II) реакцией обмена. Для этого в пробирку с 1 мл раствора сульфата меди(II) налейте 2 мл раствора щёлочи. Что наблюдаете? К полученному осадку добавьте соляную или серную кислоту до полного его растворения. Объясните результаты наблюдений, запишите уравнения реакций.

3. *Взаимодействие с кислотными оксидами.* Это свойство характерно для щелочей. С ним вы познакомились при рассмотрении оксидов. Напомним:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

4. *Взаимодействие с растворимыми солями.* Подчиняется общему правилу протекания реакций между растворами веществ — в результате её должны образоваться осадок или газ, например:

$$CuSO_4 + 2KOH = Cu(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$$

$$NH_4Cl + NaOH = NaCl + NH_3\uparrow + H_2O$$

5. *Разложение нерастворимых оснований.* При нагревании нерастворимые основания разлагаются на соответствующий оксид металла и воду:

$$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$$

$$Fe(OH)_2 = FeO + H_2O$$

Лабораторный опыт 21

Получите нерастворимый гидроксид меди(II) реакцией обмена. Для этого в пробирку с 1 мл раствора сульфата меди(II) добавьте 2 мл раствора щёлочи. Пробирку с осадком гидроксида меди(II) закрепите в держателе или лапке штатива и нагрейте. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции.

Получение оснований. В лабораторных условиях щёлочи можно получить *взаимодействием металлов IA- или IIA-групп (начиная с Ca) или их оксидов с водой:*

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$

$$BaO + H_2O = Ba(OH)_2$$

Нерастворимые основания получают *реакцией обмена между растворами щёлочи и соли соответствующего металла*:

$$2KOH + FeCl_2 = Fe(OH)_2\downarrow + 2KCl$$

Основания. Классификация и названия оснований. Общие химические свойства оснований: взаимодействие с кислотами, кислотными оксидами и солями. Разложение нерастворимых оснований. Получение оснований

Проверьте свои знания

1. Дайте определение оснований, предложите классификацию по двум признакам и способ образования названий.
2. Перечислите химические свойства щелочей, укажите условия протекания реакций.
3. Сравните свойства щелочей и нерастворимых оснований.

Примените свои знания

4. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Li \rightarrow Li_2O \rightarrow LiOH \rightarrow Li_2CO_3 \rightarrow CO_2$$

5. К 120 мл воды добавили 48 г раствора гидроксида натрия с массовой долей щёлочи 25 %. Найдите массовую долю щёлочи в полученном растворе.

6. Найдите массу осадка, выпавшего при добавлении к 160 г 2 %-ного раствора сульфата меди(II) необходимого количества раствора гидроксида натрия. Какое количество вещества гидроксида натрия вступило в реакцию?

Используйте дополнительную информацию

7. Подготовьте сообщение о получении, свойствах и применении одной из едких щелочей.

§ 25. КИСЛОТЫ, ИХ КЛАССИФИКАЦИЯ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Вспомните названия изученных кислот, их состав и классификацию. Какая часть молекул кислот определяет их общие химические свойства?

Повторим определение. Кислоты — это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотного остатка.

Рассмотрим общий способ образования названий кислот.

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

HCl — хлороводородная кислота

H_2S — сероводородная кислота

Кислородсодержащие кислоты: **неметалл-*ист(н)*-ая кислота**

HNO_2 — азотистая кислота HNO_3 — азотная кислота

Классификация кислот. Классификация кислот по различным признакам приведена в таблице 11.

Химические свойства кислот. Кислый вкус, действие на индикаторы, взаимодействие с металлами, основными оксидами, основаниями и солями — все эти свойства являются общими для кислот. Общие свойства кислот определяются наличием в составе их молекул атомов водорода.

Таблица 11

Классификация кислот

Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
1. Наличие кислорода	Кислородсодержащие	H_2SO_4, HNO_3, H_3PO_4
	Бескислородные	H_2S, HCl
2. Основность (число атомов водорода в молекуле, способных замещаться на металл)	Одноосно́вные	HCl, HNO_3
	Двухосно́вные	H_2S, H_2SO_3, H_2CO_3
	Трёхосно́вные	H_3PO_4
3. Растворимость	Растворимые	H_2SO_4, HNO_3, HBr
	Нерастворимые	H_2SiO_3
4. Летучесть	Летучие	HCl, H_2S
	Нелетучие	H_2SO_4, H_2SiO_3
5. Стабильность	Стабильные	H_2SO_4, H_3PO_4, HCl
	Нестабильные	H_2CO_3, H_2SO_3, H_2SiO_3

1. *Взаимодействие металлов с растворами кислот*. Например, как вы помните, взаимодействием соляной кислоты с цинком получают водород:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

Взаимодействие кислот с металлами происходит при соблюдении ряда условий:

• металл должен находиться левее водорода в особом ряду, который называется **рядом активности металлов** (электрохимическим рядом напряжений металлов):

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H_2, Cu, Hg, Ag, Au

• в результате реакции должна образоваться растворимая соль, так как в противном случае она покроет металл плёнкой и доступ кислоты к поверхности металла прекратится;

• по-особому, не образуя водорода, взаимодействуют с металлами концентрированная серная кислота и азотная кислота любой концентрации.

Лабораторный опыт 22

В одну пробирку опустите гранулу цинка, в другую — кусочек меди и добавьте по 2—3 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Объясните результат наблюдения. Запишите уравнения реакций.

2. *Взаимодействие кислот с оксидами металлов* вам уже знакомо по теме «Оксиды»:

$$CuO + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2O$$
$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

3. *Взаимодействие кислот с основаниями* вам знакомо по теме «Основания»:

$$NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O$$

$$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$$

4. *Взаимодействие кислот с солями.* С солями кислоты взаимодействуют, если в результате реакции образуется осадок или газ, например:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$$

$$Na_2CO_3 + 2HNO_3 = 2NaNO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

Лабораторный опыт 23

В пробирку с раствором карбоната натрия (1 мл) добавьте такой же объём соляной кислоты. Что наблюдаете?
В пробирку с соляной кислотой добавьте несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций.

Получение кислот. 1. Бескислородные кислоты *получают синтезом из простых веществ с последующим растворением водородного соединения в воде*, например:

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl$$

Кислородсодержащие кислоты *получают взаимодействием кислотного оксида с водой*:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

2. *Реакцией обмена получают кислоты из их солей вытеснением более сильными кислотами*, например:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$$

В последнем случае кислоту отделяют от малорастворимого сульфата кальция фильтрованием или отстаиванием.

Кислоты. Классификация и названия кислот. Общие химические свойства кислот: взаимодействие с металлами, их оксидами, гидроксидами и солями. Условия протекания реакций кислот с металлами и солями. Получение кислот

Проверьте свои знания

1. Дайте определение кислот, исходя из их состава.
2. Приведите классификацию H_2SO_4(разб.) и напишите уравнение реакции её получения.
3. Как образуются названия кислот?
4. Какими общими свойствами обладают кислоты?
5. Какие условия необходимо соблюдать для протекания реакций кислот с металлами и солями?

Примените свои знания

6. Исходя из признаков классификации кислот, дайте полную характеристику азотной и фосфорной кислот.
7. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow NaCl \rightarrow AgCl$$

8. На полную нейтрализацию 110 г раствора серной кислоты потребовалось 80 г 10%-ного раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовую долю кислоты в исходном растворе.
9. Выведите формулу кислоты, если известно, что в её состав входят 2,13 % водорода, 29,79 % азота и 68,08 % кислорода.
10. К 980 мл 40 %-ного раствора серной кислоты (плотность 1,3 г / мл) добавили 120 мл воды. Найдите массовую долю кислоты в полученном растворе.
11. С какими из перечисленных веществ будет реагировать соляная кислота: азот, железо, оксид кальция, серная кислота, гидроксид алюминия, сульфат натрия, нитрат серебра? Напишите уравнения возможных реакций.

Используйте дополнительную информацию

12. Подготовьте сообщение о получении, свойствах и применении одной из кислот. Аргументируйте выбор кислоты.

§ 26. СОЛИ, ИХ КЛАССИФИКАЦИЯ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Вспомните реакции между веществами разных классов, в результате которых образуются соли. Как классифицируют эти вещества, как образуются их названия и какими общими свойствами они обладают?

Напомним определение. Соли — сложные вещества, состоящие из атомов металла и кислотного остатка.

Это определение солей справедливо только для средних или нормальных солей.

Обратимся к классификации солей.

Классификация солей. В начале XIX в. шведский химик Й. Я. Берцелиус сформулировал определение солей как продуктов реакций кислот с основаниями или соединений, полученных замещением атомов водорода в кислоте на металл. По этому признаку различают соли *средние*, *кислые* и *основные* (табл. 12).

Таблица 12

Классификация солей

Группа	Характеристика	Примеры
Средние или нормальные	Продукты полного замещения атомов водорода в кислоте на металл	$NaCl$, $CaCO_3$, K_2SiO_3, $Ba(NO_3)_2$, NH_4Cl
Кислые	Продукты неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл	$NaHCO_3$, $Ca(H_2PO_4)_2$
Основные	Продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток	$(CuOH)_2CO_3$, $ZnOHCl$

Общий способ образования названий солей:

название кислотного остатка	+	название металла в родительном падеже	+	валентность металла, если она переменная

Названия средних солей даны в таблице 13.

Таблица 13

Некоторые неорганические кислоты и их средние соли

Название кислоты	Формула кислотного остатка	Название кислотного остатка	Формула и название (пример)
Азотистая	$—NO_2$	Нитрит	KNO_2 Нитрит калия
Азотная	$—NO_3$	Нитрат	$Al(NO_3)_3$ Нитрат алюминия
Хлороводородная (соляная)	$—Cl$	Хлорид	$FeCl_3$ Хлорид железа(III)
Сернистая	$>SO_3$	Сульфит	K_2SO_3 Сульфит калия
Серная	$>SO_4$	Сульфат	$CuSO_4$ Сульфат меди(II)
Сероводородная	$>S$	Сульфид	FeS Сульфид железа(II)
Фосфорная	$\equiv PO_4$	Фосфат	$Ca_3(PO_4)_2$ Фосфат кальция
Угольная	$>CO_3$	Карбонат	$CaCO_3$ Карбонат кальция
Кремниевая	$>SiO_3$	Силикат	Na_2SiO_3 Силикат натрия

Растворимость солей в воде приведена в таблице 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 24

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.

Химические свойства солей. Взаимодействие солей с кислотами и щелочами уже было рассмотрено в предыдущих параграфах.

1. *Взаимодействие с металлами* (лабораторный опыт 25).

Такое взаимодействие происходит при соблюдении ряда условий:

- металл должен находиться в ряду напряжений левее металла соли;
- в результате реакции должна образоваться растворимая соль, так как в противном случае она осядет на металл и доступ раствора к металлу прекратится;
- для этих реакций не рекомендуется использовать щелочные и щелочноземельные металлы, так как они активно взаимодействуют с водой.

Лабораторный опыт 25

Налейте в пробирку 1—2 мл раствора сульфата меди(II) и опустите в него стальную кнопку или скрепку. Что наблюдаете?

Уравнение выполненной реакции (рис. 67):

$$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$$

Ещё один пример — реакция замещения серебра медью:

$$Cu + 2AgNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2Ag$$



Рис. 67. Вытеснение меди железом из раствора сульфата меди(II)

2. *Взаимодействие с растворами других солей.* Признаком такой реакции является выпадение осадка.

Лабораторный опыт 26

В три пробирки с растворами хлорида, фосфата и иодида натрия добавьте по нескольку капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций.

При проведении эксперимента по доказательству состава соли определение металла и кислотного остатка, образующих эту соль, проводится с помощью качественных реакций. При этом в роли реагентов часто выступают другие соли. Например, чтобы доказать состав хлорида бария, необходимо провести качественную реакцию на ион бария с раствором сульфата натрия и качественную реакцию на ион хлора с раствором нитрата серебра:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

$$BaCl_2 + 2AgNO_3 = Ba(NO_3)_2 + 2AgCl\downarrow$$

Способы получения солей. Рассмотрение способов получения солей позволяет повторить свойства веществ основных классов неорганических соединений, акцентируя внимание на тех свойствах, в результате которых образуются соли.

1. *Взаимодействие кислот с металлами*:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

2. *Взаимодействие кислот с оксидами металлов*:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

$$ZnO + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + H_2O$$

3. *Взаимодействие кислот с гидроксидами металлов*:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

$$Al(OH)_3 + 3HNO_3 = Al(NO_3)_3 + 3H_2O$$

4. *Взаимодействие кислот с солями*:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$$

5. *Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами*:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

6. *Взаимодействие щелочей с солями*:

$$2NaOH + CuSO_4 = Na_2SO_4 + Cu(OH)_2\downarrow$$

7. *Взаимодействие солей с металлами*:

$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$$

8. *Взаимодействие солей с другими солями*:

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaCl$$

9. *Взаимодействие основных оксидов с кислотными*:

$$MgO + SO_3 = MgSO_4$$

10. *Взаимодействие металла с неметаллом*:

$$Fe + S = FeS$$

Соли. Классификация и названия солей. Растворимость солей в воде. Общие химические свойства солей: взаимодействие с кислотами, щелочами, металлами, солями. Условия протекания реакций с металлами и солями. Способы получения солей

Проверьте свои знания

1. Дайте определение солей, исходя из состава этих соединений. Для каких солей это определение справедливо?
2. Как классифицируют соли? Каковы различия между основными и кислыми солями? В чём их сходство?
3. Охарактеризуйте растворимость солей в воде.
4. Из предложенного перечня выберите формулы солей: $NiCl_2$, $LiOH$, $POCl_3$, SiH_4, $Pb(NO_3)_2$, $Fe_2(SO_4)_3$, SCl_4, $CaSO_4$, $Ba_3(PO_4)_2$, $CuSO_4$, $Sn(NO_3)_2$ — и дайте их названия. Укажите, какие из них растворимы, малорастворимы или нерастворимы в воде.

Примените свои знания

5. Запишите уравнения пяти реакций, с помощью которых можно получить сульфат цинка.
6. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$C \rightarrow CO_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow MgO \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgO$$

7. Какая масса гидрокарбоната натрия (разрыхлителя теста) потребуется для получения 9 л газов (н. у.), включая водяные пары?
8. К 62,4 г 5 %-ного раствора хлорида бария добавили избыток раствора сульфата натрия. Рассчитайте массу выпавшего осадка.
9. Достаточно ли 50 мл 10 %-ной соляной кислоты (плотность 1,05 г/мл) для полного растворения кусочка мела (карбонат кальция) массой 5 г?

Используйте дополнительную информацию

10. Подготовьте сообщение на тему «Значение соды в народном хозяйстве и история содового производства».

§ 27. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Образование химических веществ — это результат химических реакций. Какими взаимными превращениями генетически (от греч. *genesis* — происхождение, возникновение) связаны различные классы веществ?

Для ответа на вопрос нужно вспомнить классификацию веществ.

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 (табл. 14).

Таблица 14

Простые вещества

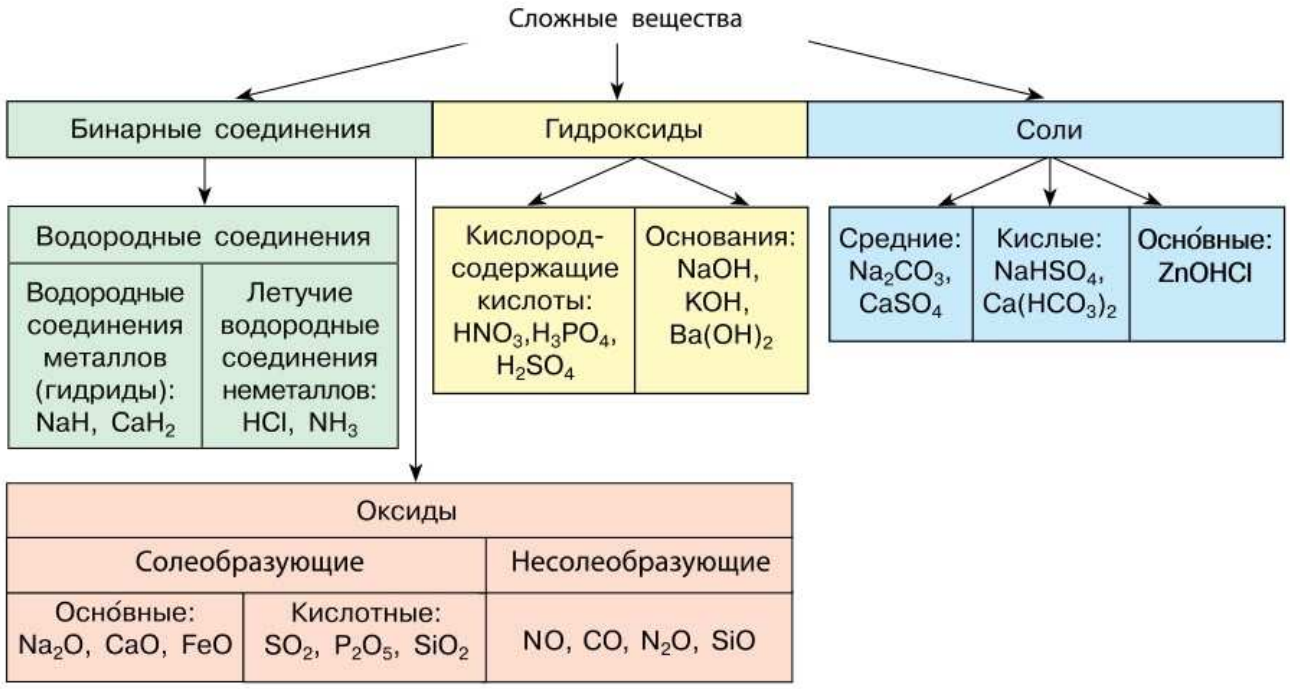
Класс	Химические элементы, образующие вещества класса	Особенности состава и свойств веществ класса
Металлы	IA-группа — щелочные металлы; IIA-группа — Be, Mg и щелочноземельные металлы; Al; металлы Б-групп; лантаноиды и актиноиды	Твёрдые (кроме ртути) с металлическим блеском, ковкие, пластичные, тепло- и электропроводные
Неметаллы	H, B, C, Si, N, P, As; VIA-группа — халькогены (кроме Po); VIIA-группа — галогены	Способны к аллотропии (кроме H, N и галогенов). Состоят: — из молекул (H_2, O_2 и O_3, N_2, галогены, P_4, S_8); — из атомов (аллотропные модификации углерода, кремния, бора, мышьяка)
Благородные газы	VIIIA-группа	Состоят из отдельных атомов. В химические связи вступают редко. Для He и Ne соединений не получено

Сложные вещества тоже делят на три класса, каждый из которых подразделяется на подклассы (схема 4).

Вещества различных типов и классов, как вы могли убедиться, связаны между собой взаимными превращениями.

Генетической называется связь между веществами различных классов, связанных между собой взаимопревращениями.

Схема 4



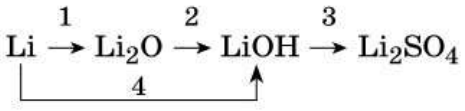
Исходя из классификации простых веществ, можно выделить два вида генетических рядов: генетические ряды металлов и генетические ряды неметаллов.

Генетический ряд металла отражает взаимосвязь веществ разных классов, образованных одним и тем же химическим элементом-металлом.

Например, генетический ряд металла, которому соответствует щёлочь:

$$Li \xrightarrow{1} Li_2O \xrightarrow{2} LiOH \xrightarrow{3} Li_2SO_4$$

Такие записи называют цепочкой превращений или переходов, и их можно конкретизировать уравнениями реакций: сколько стрелок 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, 4). 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.*)

Приведём ещё один пример генетического ряда металла, которому соответствует нерастворимое основание:

$$Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$$

Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить эти превращения. Возможно, вы сумеете предложить дополнительные связи или варианты превращений указанных веществ.

Лабораторный опыт 27

С помощью тигельных щипцов или пинцета нагрейте на пламени спиртовки медную пластину или кусок толстой медной проволоки. Что наблюдаете?
Образовавшийся чёрный налёт соскоблите на лист 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.

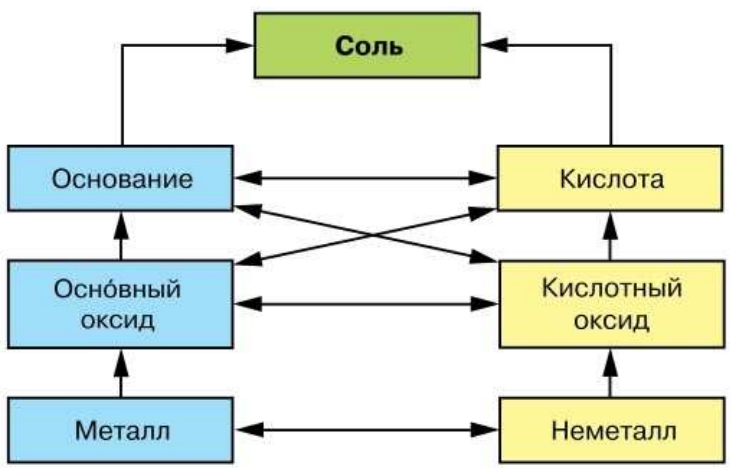
Приведём пример генетического ряда неметалла:

$$P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ag_3PO_4$$

(*Запишите уравнения реакций превращений веществ.*)

Более полно многообразие генетических связей между классами неорганических соединений отражает схема 5. Проанализируйте её, и вам будет легче выполнить задания параграфа.

Схема 5



Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ. Генетическая связь. Генетический ряд металла. Генетический ряд неметалла

Проверьте свои знания

1. Как классифицируют простые вещества? Как классифицируют сложные вещества? Назовите признаки генетического ряда.

Примените свои знания

2. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$S \rightarrow X \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow X$$

3. В схеме превращений $SO_2 \xrightarrow{X_1} SO_3 \xrightarrow{X_2} H_2SO_4 \xrightarrow{X_3} Na_2SO_4$

веществами X_1, X_2 и X_3 являются соответственно:
1) O_2, H_2O, NaOH
2) NO_2, H_2, NaCl
3) O_2, H_2O, N_2
4) O_2, H_2, $NH_3 \cdot H_2O$

Запишите уравнения реакций, соответствующих приведённой цепочке превращений.

4. В цепочке превращений

$$Ca \rightarrow X_1 \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow X_2 \rightarrow CaO \rightarrow X_3 \rightarrow AgCl$$

веществами X_1, X_2 и X_3 являются соответственно:
1) CaO, $CaCO_3$, $CaCl_2$
2) $CaSO_4$, $CaCO_3$, $CaCl_2$
3) CaO, $CaSO_4$, $CaCl_2$
4) CaO, $Ca(HCO_3)$, $CaCO_3$

Запишите уравнения реакций, соответствующих приведённой цепочке превращений.

5. Найдите массу осадка, который выпадает при сливании 807 г 20 %-ного раствора нитрата свинца(II) с раствором, содержащим избыток иодида калия.

6. 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.

7. 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, назовите продукты реакций.

Используйте дополнительную информацию

8. Предложите свою классификацию химических веществ и генетической связи между классами неорганических соединений.

Практическая работа 7

РЕШЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»



Какие задачи можно решать с помощью химического эксперимента?

1. Реакции обмена. С помощью выданных растворов-реактивов (гидроксид натрия, серная кислота, азотная кислота, сульфат меди(II), фенолфталеин) проведите возможные реакции. Запишите уравнения реакций.

2. Получение соединений. С помощью выданных растворов-реактивов (гидроксид натрия, хлорид бария, сульфат меди(II), соляная кислота) и твёрдых веществ (железо, карбонат натрия) получите четыре соли и нерастворимое основание, одну кислоту и один металл. Запишите уравнения реакций.

3. Идентификация кислоты. Используя необходимые реактивы, проведите реакции, подтверждающие качественный состав серной кислоты. Запишите уравнения реакций.

4. Идентификация основания. Используя необходимые реактивы, проведите реакции, подтверждающие качественный состав гидроксида кальция, выданного вам в виде известковой воды. Запишите уравнения проведённых реакций.

5. Идентификация солей. Используя необходимые реактивы, проведите реакции, подтверждающие качественный состав:

а) хлорида бария;

б) сульфата магния.

Запишите уравнения реакций.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ III «ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

1. Все вещества делятся на простые (металлы, неметаллы и благородные газы) и сложные (бинарные соединения, в том числе оксиды — кислотные, осно́вные и несолеобразующие; гидроксиды — кислородсодержащие кислоты и основания; соли — средние, кислые и осно́вные).

2. Химические свойства кислот:

1) кислота + основание → соль + вода;
(реакция обмена)

2) кислота + оксид металла → соль + вода;
(реакция обмена)

3) кислота + металл → соль + водород;
(реакция замещения)

4) кислота + соль → новая кислота + новая соль.
(реакция обмена)

3. Химические свойства оснований:

1) основание + кислота → соль + вода;
(реакция обмена)

2) щёлочь + оксид неметалла → соль + вода;
(реакция обмена)

3) щёлочь + соль → новое основание + новая соль.
(реакция обмена)

4. Химические свойства оксидов:

1) осно́вный оксид + кислота → соль + вода;
(реакция обмена)

2) кислотный оксид + щёлочь → соль + вода;
(реакция обмена)

3) кислотный оксид + осно́вный оксид → соль;
(реакция соединения)

4) кислотный или осно́вный оксид + вода → растворимый гидроксид.
(реакция соединения)

5. Химические свойства средних солей:

1) соль + кислота → новая соль + новая кислота;
(реакция обмена)

2) соль + щёлочь → новая соль + новое основание;
(реакция обмена)

3) $соль_1 + соль_2 \rightarrow соль_3 + соль_4$;
(реакция обмена: в реакцию вступают две соли, в результате получаются две новые соли)

4) соль + металл → новая соль + новый металл.
(реакция замещения)

6. Способы получения солей:

1) металл + кислота = соль + водород;
(реакция замещения)

2) основный оксид + кислота = соль + вода;
(реакция обмена)

3) гидроксид металла + кислота = соль + вода;
(реакция обмена)

4) кислота + соль = новая соль + новая кислота;
(реакция обмена)

5) щёлочь + кислотный оксид = соль + вода;
(реакция обмена)

6) щёлочь + соль = новая соль + новое основание;
(реакция обмена)

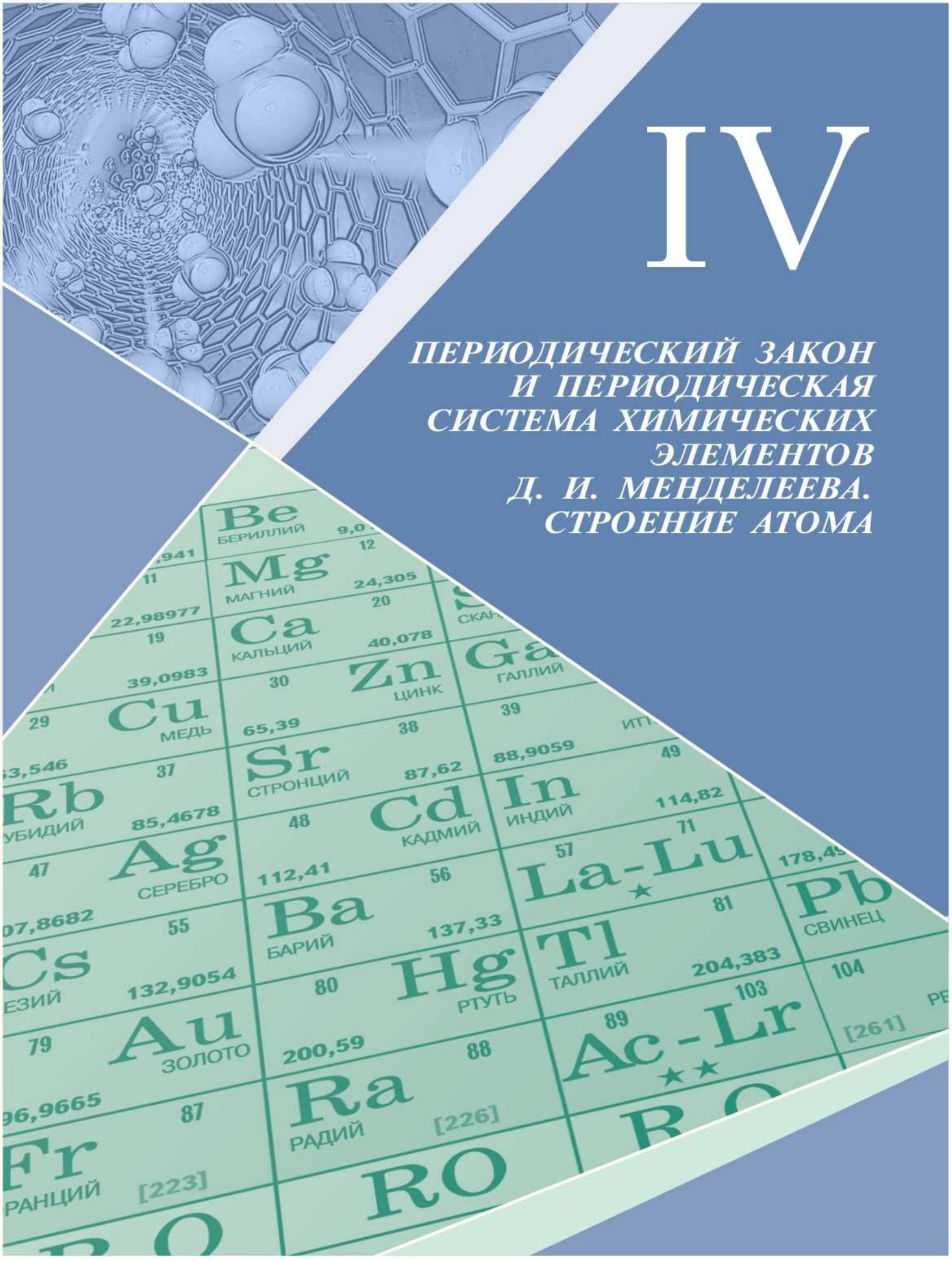
7) соль + металл = новая соль + новый металл;
(реакция замещения)

8) $соль_1 + соль_2 = соль_3 + соль_4$;
(реакция обмена)

9) основный оксид + кислотный оксид = соль;
(реакция соединения)

10) металл + неметалл = соль.
(реакция соединения)

7. Генетической называется связь между веществами различных классов, объединёнными между собой взаимопревращениями.



IV

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА

§ 28. ЕСТЕСТВЕННЫЕ СЕМЕЙСТВА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. АМФОТЕРНОСТЬ

С представителями естественных семейств химических элементов вы уже знакомились на протяжении курса. Это щелочные и щелочноземельные металлы, галогены и инертные газы. Что объединяет элементы в соответствующие семейства?

Щелочные металлы — это элементы IA-группы периодической таблицы Д. И. Менделеева. Их простые вещества представляют собой серебристо-белые или белые металлы, хорошо проводящие теплоту и электрический ток, мягкие (легко режутся ножом), очень активные (взаимодействуют с компонентами воздуха), а потому их хранят под слоем керосина (литий — под слоем вазелина). С увеличением значения относительной атомной массы, как правило, плотность их возрастает от лития к цезию, а температура плавления, наоборот, уменьшается. Название семейству дали продукты взаимодействия этих металлов и их оксидов с водой — щёлочи, растворимость которых также закономерно возрастает от LiOH к CsOH.

Щелочноземельные металлы — это элементы IIA-группы периодической таблицы Д. И. Менделеева, начиная с Ca. Простые вещества, образованные этими элементами, — лёгкие металлы серебристо-белого (Ca, Ba), светло-жёлтого (Sr) и белого (Ra) цвета. Они значительно твёрже щелочных металлов. Легко взаимодействуют с кислородом воздуха, поэтому, как и щелочные металлы, хранятся под слоем керосина или в запаянных сосудах. Гидроксиды щелочноземельных металлов также представляют собой щёлочи и могут быть получены взаимодействием соответствующих металлов и их оксидов с водой.

Галогены — фтор, хлор, бром, иод, астат. Их простые вещества состоят из двухатомных молекул. Подобно щелочным металлам, которые являются самыми активными среди металлов, семейство галогенов включает в себя самые активные неметаллы. Своё название эти элементы получили из-за способности образовывать соли при взаимодействии с металлами (от лат. *halos* — соль и *genos* — происхождение). Так, всем известную поваренную соль, или хлорид натрия NaCl, можно рассматривать как продукт взаимодействия хлора с натрием.

Первые два галогена (фтор и хлор) — это газы: фтор — светло-жёлтого цвета, хлор — жёлто-зелёного. Бром представляет собой бурую жидкость, а иод — тёмно-серые кристаллы с металлическим блеском.

Нетрудно заметить, что плотность, температура плавления и температура кипения у галогенов возрастают с ростом относительной атомной массы. Цвет простых веществ становится более интенсивным.

Инертные газы — это элементы VIIIA-группы периодической таблицы Д. И. Менделеева. Своё название они получили из-за чрезвычайно малой химической активности. До сих пор неизвестны соединения гелия и неона. Остальные элементы этой группы образуют соединения в особых условиях, поэтому

более точно следует называть это естественное семейство элементов **благородными газами.** Особенностью их существования в форме простых веществ являются отдельные атомы, а не молекулы.

Первые попытки классификации химических элементов. Мы рассмотрели естественные семейства отдельных групп элементов. А как классифицировать все химические элементы?

Й. Я. Берцелиус разделил все элементы на два класса — **металлы** и **неметаллы** на основе различий в свойствах образованных ими простых и сложных веществ. Так, металлам соответствуют оснóвные оксиды и основания, а неметаллам — кислотные оксиды и кислоты. Так как классов было только два, они включали значительно отличающиеся друг от друга элементы. Наличие особых, двойственных свойств оксидов и гидроксидов у некоторых металлов противоречило предложенной Берцелиусом классификации.

Лабораторный опыт 28

В две пробирки налейте примерно по 1 мл раствора сульфата алюминия. В каждую пробирку добавляйте по каплям раствор гидроксида натрия до появления белого студенистого осадка. Осадок какого вещества вы получили?
В одну пробирку добавьте соляную кислоту, а в другую — избыток раствора щёлочи. Что наблюдаете?

Рассмотрим химические реакции, протекающие при выполнении этого эксперимента.

При добавлении щёлочи к раствору соли алюминия выпадает осадок гидроксида алюминия:

$$Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH = 2Al(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4$$

Осадок гидроксида алюминия исчезает при добавлении соляной кислоты, так как реагирует с ней как нерастворимое основание:

$$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$$

Однако осадок гидроксида алюминия растворяется и при добавлении к нему раствора щёлочи. В чём же причина такого необычного поведения этого соединения? Оказывается, в данной реакции гидроксид алюминия реагирует со щёлочью с образованием соли и воды, т. е. ведёт себя подобно кислоте: $Al(OH)_3 = H_3AlO_3$. Следовательно, уравнение реакции можно записать так:

$$H_3AlO_3 + 3NaOH = Na_3AlO_3 + 3H_2O$$

Более точно эта химическая реакция описывается уравнением

$$Al(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4]$$

тетрагидроксоалюминат натрия

Соль, которая образуется при этом, необычная: с металлом в ней связан сложный остаток, который в формуле заключён в квадратные скобки. Соли такого типа называют **комплексными**.

Таким образом, в зависимости от природы реагента гидроксид алюминия проявляет свойства как основания, так и кислоты. Такие гидроксиды называют амфотерными.

Амфотерность — это свойство веществ проявлять кислотные или основные свойства в зависимости от природы второго реагента, принимающего участие в реакции.

Аналогично проявляет химическую двойственность и оксид алюминия. При взаимодействии с кислотами он ведёт себя как основный оксид:

$$Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$$

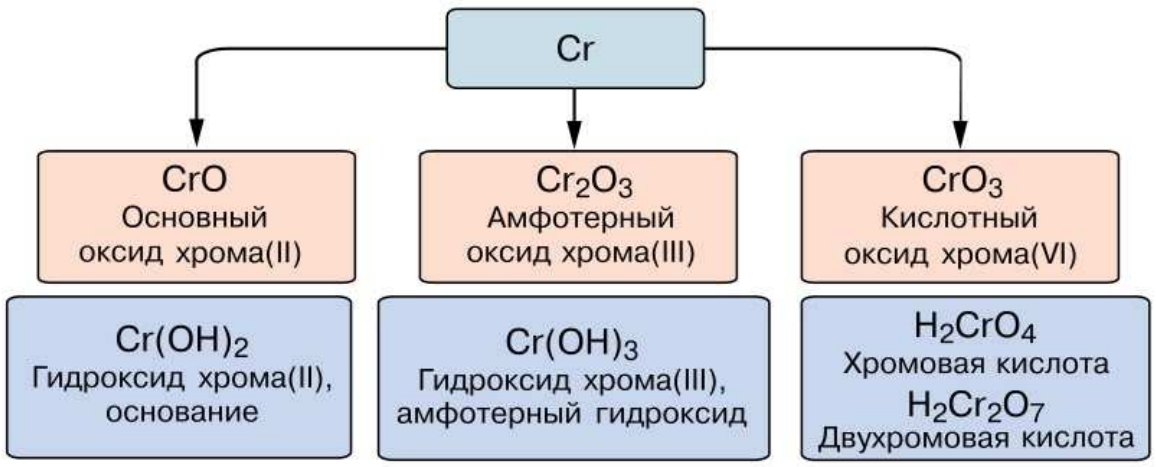
При взаимодействии с концентрированным раствором щёлочи оксид алюминия проявляет свойства кислотного оксида, образуя соль — тетрагидроксоалюминат щелочного металла:

$$Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O = 2Na[Al(OH)_4]$$

Амфотерный характер проявляют также оксиды и гидроксиды бериллия — BeO и $Be(OH)_2$, цинка — ZnO и $Zn(OH)_2$, хрома(III) — Cr_2O_3 и $Cr(OH)_3$ и оксиды других металлов с валентностью II, III и IV.

Если химический элемент-металл проявляет переменную валентность, его оксид и гидроксид с низшей валентностью чаще всего проявляют основные свойства, с высшей — кислотные, а с промежуточной — амфотерные (схема 6).

Схема 6



Все амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде. Получают их подобно тому, как вы получали гидроксид алюминия, — реакцией обмена между раствором соли металла и щёлочи, например:

$$ZnCl_2 + 2KOH = Zn(OH)_2\downarrow + 2KCl$$

Щёлочь необходимо приливать небольшими порциями, поскольку в её избытке образующийся осадок амфотерного гидроксида растворится.

При нагревании амфотерные гидроксиды разлагаются на оксид металла и воду, например:

$$Zn(OH)_2 \overset{t}{=} ZnO + H_2O$$

Щелочные металлы. Щелочноземельные металлы. Галогены. Благородные (инертные) газы. Амфотерность. Амфотерные оксиды и гидроксиды. Комплексные соли

Проверьте свои знания

1. Какие общие свойства лежат в основе объединения металлов в группу щелочных? Какие закономерности наблюдаются в этой группе с ростом относительной атомной массы металла?
2. Какие общие свойства лежат в основе объединения металлов в группу щелочноземельных? Какие закономерности наблюдаются в этой группе с ростом относительной атомной массы металла?
3. Какие общие свойства лежат в основе объединения элементов в группу галогенов? Какие закономерности наблюдаются в этой группе с ростом относительной атомной массы галогена?
4. Какие общие свойства лежат в основе объединения элементов в группу инертных газов? Почему эту группу правильнее называть благородными газами? Какие закономерности наблюдаются в группе с ростом относительной атомной массы?
5. Что такое амфотерность? Приведите примеры амфотерных оксидов и гидроксидов. Запишите уравнения химических реакций, иллюстрирующие свойства оксида и гидроксида выбранного вами элемента.

Примените свои знания

6. Напишите формулы высших оксидов (т. е. оксидов, в которых элемент проявляет свою высшую валентность) и соответствующих им гидроксидов следующих химических элементов: натрий, магний, алюминий, азот, сера, углерод. Укажите характер каждого вещества, подтвердите его уравнениями соответствующих реакций.
7. Запишите уравнения химических реакций между веществами:
а) оксид стронция и вода;
б) оксид марганца(VII) и вода;
в) гидроксид калия и сульфат меди(II);
г) гидроксид цинка и серная кислота;
д) гидроксид цинка и гидроксид натрия.
8. Образуется ли осадок при добавлении 50 г 2 %-ного раствора сульфата цинка к 40 г 8 %-ного раствора гидроксида калия? Ответ подтвердите расчётами.
9. Массовая доля марганца в основном оксиде равна 77,46 %, а в кислотном — 49,55 %. Определите формулы оксидов.

Выразите своё мнение

10. Аргументируйте свою точку зрения на порядок добавления реагентов друг к другу при получении амфотерного гидроксида в ходе лабораторного опыта 28, который вы проводили на уроке. Что произойдёт, если изменить порядок добавления реактивов: к раствору щёлочи (гидроксида натрия) добавлять по каплям раствор соли (сульфата алюминия)?

§ 29. ОТКРЫТИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА Д. И. МЕНДЕЛЕЕВЫМ

Возьмите 20 карточек, на которых записаны символы первых двадцати химических элементов Периодической системы с указанием относительной атомной массы, характера простого вещества (металла или неметалла) и формулы высших оксида и гидроксида (основания, кислородсодержащей кислоты или амфотерного гидроксида). Расположите карточки в один горизонтальный ряд в порядке возрастания относительной атомной массы элементов и проанализируйте его. В отличие от монотонно возрастающей атомной массы, свойства элементов в полученном ряду изменяются периодически. Расположите карточки элементов со сходными свойствами друг под другом. Почему карточки «Калий» и «Аргон» нарушают порядок возрастания относительной атомной массы элементов (калий имеет меньшее значение относительной атомной массы, чем аргон)?

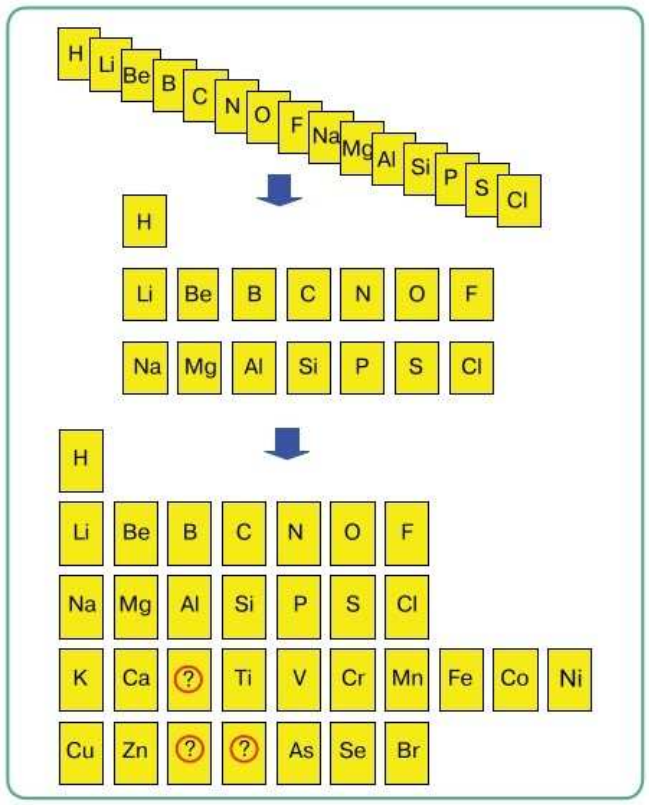


Рис. 68. Так рождалась таблица химических элементов Д. И. Менделеева

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева — величайшие открытия конца XIX в., основа современной химии, динамичное и развивающееся учение. Они отражают явления, реально существующие в природе, и поэтому никогда не потеряют своего значения.

Открытие Периодического закона и Периодической системы было подготовлено всем ходом истории развития химии, однако потребовалась гениальность Менделеева, его дар научного предвидения, чтобы эти закономерности были сформулированы и графически представлены в виде таблицы.

В основу своей работы по классификации химических элементов Менделеев положил два основных и постоянных признака химических элементов: величину их *относительной атомной массы* и *свойства*

образованных ими веществ. Он выписал на карточки все известные сведения об открытых и изученных в то время 63 химических элементах и их соединениях.

Расположив все химические элементы в порядке возрастания их относительных атомных масс (раньше эту величину называли атомными весами), Д. И. Менделеев заметил, что в такой последовательности имеются участки, в которых свойства элементов и образованных ими веществ изменяются сходным образом (рис. 68).

Рассмотрим эти закономерности, используя современные термины.

1. Металлические свойства простых веществ, наиболее ярко выраженные у щелочных металлов, ослабевают и сменяются неметаллическими, которые наиболее ярко выражены у галогенов.

2. Валентность элементов в высших оксидах возрастает от I до VII (VIII только для осмия и рутения).

3. Валентность неметаллов в летучих водородных соединениях сначала возрастает, а затем уменьшается. Например, для элементов II периода:

$$\overset{\text{III}}{BH_3} \rightarrow \overset{\text{IV}}{CH_4} \rightarrow \overset{\text{III}}{NH_3} \rightarrow \overset{\text{II}}{H_2O} \rightarrow \overset{\text{I}}{HF}$$

4. Основные оксиды элементов начала периода сменяет амфотерный оксид и далее — кислотные, свойства которых усиливаются. Например:

$$\underset{\substack{\text{основные}\\\text{оксиды}}}{Na_2O} \rightarrow MgO \rightarrow \underset{\substack{\text{амфотерный}\\\text{оксид}}}{Al_2O_3} \rightarrow \underset{\substack{\text{кислотные оксиды}}}{SiO_2 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow SO_3 \rightarrow Cl_2O_7}$$

5. Гидроксиды-основания через амфотерный гидроксид сменяются всё более сильными кислотами. Например:

$$\underset{\text{щёлочь}}{NaOH} \rightarrow \underset{\text{основание}}{Mg(OH)_2} \rightarrow \underset{\substack{\text{амфотерный}\\\text{гидроксид}}}{Al(OH)_3} \rightarrow \underset{\substack{\text{слабая}\\\text{кислота}}}{H_2SiO_3} \rightarrow \underset{\substack{\text{кислота}\\\text{средней}\\\text{силы}}}{H_3PO_4} \rightarrow \underset{\substack{\text{сильная}\\\text{кислота}}}{H_2SO_4} \rightarrow \underset{\substack{\text{очень}\\\text{сильная}\\\text{кислота}}}{HClO_4}$$

На основании анализа закономерностей Д. И. Менделеев сформулировал Периодический закон, который в современных терминах звучит так:

> Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от их относительных атомных масс.

Днём рождения периодической таблицы считается 1 марта 1869 г.

Значение Периодического закона. Периодический закон и Периодическая система Д. И. Менделеева являют собой триумф российской химической науки. Подумайте сами, ведь все учёные, которые занимались поиском естественной классификации химических элементов, находились в равных условиях, имели одни и те же научные предпосылки для обобщения. Почему же ни одному из них, кроме Менделеева, не удалось открыть Периодический закон?



Дмитрий Иванович Менделеев (1834—1907). Портрет работы И. Е. Репина

Очевидно, что объективных предпосылок (накопленного фактологического материала, работ предшественников, участия в съезде химиков в г. Карлсруэ, на котором победили идеи атомистики) было мало. Потребовался субъективный, личностный фактор. Д. И. Менделеев имел энциклопедические знания, умел обобщать факты и выдвигать на их основе гипотезы. Справедливы слова русского химика Л. А. Чугаева, сказанные им о Менделееве: «Гениальный химик, первоклассный физик, плодотворный исследователь в области гидродинамики, метеорологии, геологии, в различных отделах химической технологии (взрывчатые вещества, нефть, учение о топливе) и других сопредельных с химией и физикой дисциплинах, глубокий знаток химической промышленности и промышленности вообще, особенно русской, оригинальный мыслитель в области учения о народном хозяйстве, государственный ум, которому, к сожалению, не суждено было стать государственным человеком, но который видел и понимал задачи и будущность России лучше представителей нашей официальной власти...

Он умел быть философом в химии, в физике и других отраслях естествознания, которых ему приходилось касаться, и естествоиспытателем в проблемах философии, политической экономии и социологии».

Как признание заслуг русского химика перед мировой наукой следует отметить следующий факт. В 1955 г. группа американских химиков во главе с Г. Сиборгом получила новый, 101-й, элемент, которому в честь величайшего русского химика Менделеева единодушно присвоила название «менделевий».

Периодический закон и Периодическая система Д. И. Менделеева позволили:

1) установить взаимную связь между элементами и объединить их по свойствам;

2) расположить элементы в естественной последовательности;

3) обнаружить периодичность, т. е. повторяемость, общих свойств элементов и их соединений и объяснить причину этого;

4) исправить и уточнить значения относительных атомных масс некоторых элементов;

5) исправить и уточнить валентность некоторых элементов;

6) предсказать существование ещё не открытых элементов, описать их свойства и указать пути открытия.

Триумфом Периодического закона и Периодической системы стало открытие трёх предсказанных Менделеевым элементов — галлия, скандия и германия.

Это позволило одному из известных философов назвать открытие Менделеевым Периодического закона научным подвигом, подобным подвигу астронома Леверье, предсказавшего орбиту ещё неизвестной планеты Нептун. Почему так эмоционально характеризуется открытие русского химика? Это связано с открытием первого из предсказанных Д. И. Менделеевым элемента галлия, сделанным французским физиком П. Э. Лекоком де Буабодраном. Менделеев, блестяще владевший французским языком, прочитал статью об открытии галлия, а затем написал письмо, которое адресовал первооткрывателю этого элемента, и не только указал на ошибку Буабодрана (тот определил неверно плотность галлия), но и назвал причины этой ошибки (образец галлия был недостаточно очищен).

Видный философ Б. М. Кедров писал: «Можно представить первоначальное изумление, а возможно даже негодование любого строгого химика-аналитика, если бы он получил подобный совет. Как?! Он в Париже держит в руках новое, открытое им вещество, никому дотоле неизвестное, видит и осязает его, измеряет и определяет его свойства на аналитических весах, словом, является единственным в мире исследователем, имеющим дело с этим веществом как с реальным телом. И вдруг кто-то, находящийся в России, на расстоянии тысячи километров от его лаборатории, не видевший в глаза ни крупинки нового вещества, сомневается в том, хорошо ли оно очищено, и не смущаясь, высказывает свои советы, как это сделать».

Д. И. Менделеев оказался прав. Буабодран внял его совету и сообщил научному миру: «Я думаю, что нет нужды настаивать на исключительной важности теоретических взглядов г-на Менделеева относительно плотности нового элемента».

Шведский учёный Ф. Нильсон, открывший в 1879 г. скандий, предсказанный Менделеевым как экабор, прислал ему в подарок немного нового металла, а немецкий учёный К. А. Винклер, открывший предсказанный Менделеевым германий (экасилициум), восторженно писал: «...периодичность элементов тем самым уже не гипотеза, она стала фактом, и химическое исследование сделало таким образом новый, неисчислимо важный шаг в царство познания».

В заключение приведём слова Д. И. Менделеева из его статьи «Заметки по поводу открытия галлия», в которой он даёт советы Буабодрану: «Эта статья показывает как мою научную смелость, так и мою уверенность в Периодическом законе. Всё оправдалось. Это моё имя».

Открытие Периодического закона Д. И. Менделеевым. Периодическое изменение свойств элементов и образованных ими простых веществ и соединений. Формулировка Периодического закона. Значение Периодического закона

Проверьте свои знания

1. Какие признаки были положены Д. И. Менделеевым в основу классификации химических элементов?
2. Как был открыт Периодический закон? Приведите его формулировку, используя современные термины.

3. Как изменяются в периоде с ростом относительной атомной массы:
— металлические свойства;
— неметаллические свойства;
— валентность элементов в высших оксидах;
— валентность элементов в высших гидроксидах;
— характер высших гидроксидов?

Примените свои знания

4. Расположите элементы в порядке возрастания металлических свойств:
а) C, Li, Be; б) Ga, B, Al; в) Cl, Al, P; г) Mg, Si, S.
5. Расположите оксиды в порядке возрастания основных свойств:
а) Na_2O, Li_2O, Cr_2O_3; б) MgO, Na_2O, Al_2O_3; в) MgO, CuO, CaO.
6. Расположите гидроксиды в порядке возрастания кислотных свойств:
а) HNO_3, H_3BO_3, H_2CO_3; б) $HClO_4$, H_2SiO_3, H_3PO_4.

Используйте дополнительную информацию

7. Названия каких элементов связаны с Россией и русскими? Подготовьте сообщение «Русское начало в названиях химических элементов».
8. Подготовьте сообщение по теме «История открытия Периодического закона».

§ 30. ОСНОВНЫЕ СВЕДЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА

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



Эрнест Резерфорд (1871—1937)

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. 69). 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 ${}^{1}_{1}p$ и нейтронами ${}^{1}_{0}n$. И те и другие называют общим термином **нуклоны** (от лат. *nucleus* — ядро).

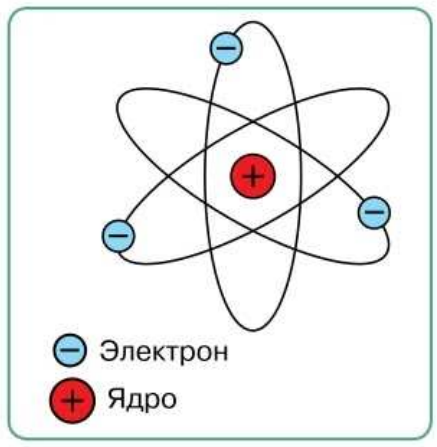


Рис. 69. Модель атома по Резерфорду

Электроны $\bar{e}$ очень малы. Масса электрона равна $9{,}11 \cdot 10^{-31}$ кг, т. е. в 1833 раза 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 сравнивают с этой единицей. Так, заряд протона равен +1. Масса протона 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 вещества, 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 заряды, 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, т. е. $^{1}/_{12}$ массы атома углерода (см. § 6). Значит, масса ядра атома (в относительных единицах) равна сумме числа протонов и нейтронов. Эту величину называют **массовым числом** атома и обозначают буквой A.

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

$$^{23}_{11}\mathrm{Na}$$

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 $^{7}_{3}\mathrm{Li}$ четыре нейтрона (7 − 3 = 4), в ядрах атомов кислорода $^{16}_{8}\mathrm{O}$ восемь нейтронов (16 − 8 = 8), в ядрах атомов фосфора $^{31}_{15}\mathrm{P}$ — шестнадцать (31 − 15 = 16), в ядрах атомов золота $^{197}_{79}\mathrm{Au}$ — сто восемнадцать (197 − 79 = 118).

Основные сведения о частицах, образующих атом, обобщены в таблице 15.

Таблица 15

Сравнительная характеристика элементарных частиц

Частица	Условное обозначение	Масса, кг	Заряд	Способ определения числа элементарных частиц в атоме
Протон	$^{1}_{1}p$	$1{,}67 \cdot 10^{-27}$	+1	Число протонов в атоме соответствует порядковому номеру элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева
Нейтрон	$^{1}_{0}n$	$1{,}67 \cdot 10^{-27}$	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 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 $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ и $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$ (читают «хлор-35» и «хлор-37»). Причём из каждых четырёх атомов хлора три атома — это лёгкие изотопы. Любое природное соединение хлора имеет именно такое соотношение изото-

пов — 75 % $^{35}_{17}Cl$ и 25 % $^{37}_{17}Cl$. Среднюю относительную атомную массу хлора рассчитывают с учётом содержания его изотопов в природе:

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

Но 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 $A_r(K) \approx 39$. У аргона, напротив, преобладает тяжёлый изотоп ^{40}Ar, поэтому $A_r(Ar) \approx 40$.

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

За единицу массы элементарных частиц, атомов и молекул принята масса $^1/_{12}$ 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. Массовое число. Ионы. Современное определение понятия «химический элемент». Изотопы

Проверьте свои знания

1. Какие элементарные частицы 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 общее и различия между протоном и нейтроном, протоном и электроном.
3. Что называют изотопами? Запишите обозначения изотопов водорода, хлора и калия.

Примените свои знания

4. Рассчитайте число нейтронов в ядрах атомов: ^{15}N, ^{19}F, ^{27}Al, ^{37}Cl, ^{108}Ag.
5. Вместо символа X запишите соответствующее число или символ химического элемента: $^{24}_{x}Mg$, $^{52}_{24}X$, $_{x}K$, $_{14}X$.
6. Определите, сколько различных молекул хлороводорода можно составить из природного изотопа водорода $^{1}_{1}H$ и двух природных изотопов хлора — ^{35}Cl и ^{37}Cl. Рассчитайте их относительные молекулярные массы.
7. 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.
8. Определите количество протонов, нейтронов и электронов в атомах следующих изотопов: а) $^{34}_{16}S$; б) $^{11}_{5}B$; в) $^{13}_{6}C$; г) $^{79}_{35}Br$; д) $^{3}_{1}H$.

Используйте дополнительную информацию

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

§ 31. СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК АТОМОВ

Как располагаются электроны вокруг атомного ядра — хаотически или в определённом порядке?

Планетарная модель атома, предложенная Э. Резерфордом, — это очень упрощённая модель. Строение атома значительно сложнее. 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 тоже считается элементарной частицей. Эти частицы, а также атомы, молекулы, ионы — объекты *микромира*. 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 некоторый момент времени — его положение всегда определено с той или иной долей вероятности.

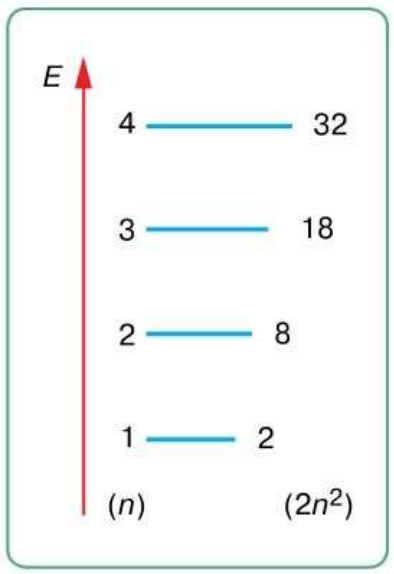


Рис. 70. Максимальное число электронов на энергетическом уровне

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.

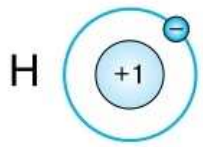
Так, у атомов элементов 1-го периода — один электронный слой, у атомов элементов 2-го — два, у атомов элементов 7-го — семь.

Наибольшее число электронов, которое может вместить энергетический уровень, определяется по формуле $2n^2$, где n — номер уровня (рис. 70). Следовательно, первый энергетический уровень максимально может вместить два электрона ($2 \cdot 1^2 = 2$), второй ($2 \cdot 2^2 = 8$) — восемь, третий — восемнадцать ($2 \cdot 3^2 = 18$). Энергетические уровни, содержащие максимальное число электронов, называют **завершёнными.**

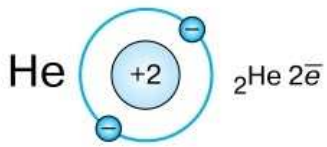
Следует помнить, что *завершённый внешний электронный слой атомов химических элементов всегда содержит восемь электронов* (кроме элемента 1-го периода — гелия). Также следует принимать во внимание, что *число электронов внешнего энергетического уровня атома химического элемента соответствует номеру группы 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:



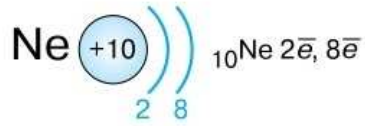
Пара электронов делает атом гелия очень устойчивым. Недаром этот благородный газ по-прежнему можно назвать инертным: до сих пор не получено ни одного соединения гелия.

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 заполненным.

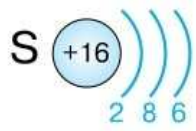
У атома лития на внешнем энергетическом уровне расположен один электрон, у атома бериллия — два и т. д.

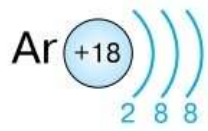


Завершают второй период фтор, атом которого содержит семь электронов на втором (внешнем) уровне, и неон, у атома которого электронная оболочка завершена до устойчивого восьмиэлектронного состояния:



Электронные оболочки атомов элементов *третьего периода*, который завершает аргон, застраиваются аналогично тому, как это происходит во втором периоде:





В электронной оболочке атомов элементов *четвёртого периода* появляется соответственно четвёртый энергетический уровень, на котором у атома калия находится 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 $_{8}$O 2, 6 (на первом энергетическом уровне — 2 электрона, на втором — 6 электронов), для атома кремния — $_{14}$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 шесть электронов, у атомов галогенов — по семь, у атомов благородных газов — по восемь (два — у гелия).

Причина периодического повторения свойств химических элементов заключается в периодическом повторении строения внешних энергетических уровней их атомов.

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

Проверьте свои знания

1. Дайте определения электронной оболочки атома и энергетического уровня (электронного слоя).
2. Каков порядок заполнения электронных слоёв у атомов элементов № 1—20 в таблице Д. И. Менделеева?
3. Какие энергетические уровни атома называют завершёнными? Как рассчитать максимальное число электронов, которые может вместить *n*-ный энергетический уровень?
4. Объясните причину сходства свойств элементов VA-группы. Запишите формулы высших оксидов и летучих водородных соединений элементов этой группы.

Примените свои знания

5. Укажите общее число электронов и число энергетических уровней в атомах элементов следующих групп:
а) щелочных металлов;
б) щелочноземельных металлов;
в) галогенов;
г) благородных газов.
6. Запишите распределение электронов по энергетическим уровням в атомах следующих элементов:
а) магний;
б) кальций;
в) алюминий;
г) фосфор;
д) хлор.
7. 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.
8. Какие из наборов чисел и почему не могут соответствовать распределению электронов по энергетическим уровням атома 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?
9. Замените X соответствующим символом или цифрой: а) $_{10}$X 2, 8; б) $_{x}$P 2, X, 5; в) $_{2}$He X; г) $_{x}$X X, X, 2.
10. Атом гелия содержит на внешнем энергетическом уровне два электрона, подобно атомам бериллия и магния. Почему гелий помещён в Периодической системе Д. И. Менделеева в VIIIA-группу, а не в IIA-группу?
11. Запишите распределение электронов по энергетическим уровням атома железа, зная, что третий энергетический уровень его не завершён, а на внешнем уровне содержится 2 электрона.
12. Запишите распределение электронов по энергетическим уровням иона, в который превращается атом кислорода, принявший два электрона.
13. Запишите распределение электронов по энергетическим уровням иона, в который превращается атом кальция, отдавший два электрона.

Используйте дополнительную информацию

14. Предложите вариант графического отображения памятки о порядке заполнения электронных слоёв у атомов элементов № 1—20 в таблице Д. И. Менделеева.

§ 32. 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 гениальная таблица Д. И. Менделеева имеет более точное научное название: Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева?

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, порядковый номер химического элемента соответствует *числу электронов*, образующих электронную оболочку атома.

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

Рис. 71. Строение электронных оболочек первых 36 элементов Периодической системы

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.

Какие закономерности в изменении свойств химических элементов отражены в таблице Д. И. Менделеева (рис. 71), т. е. что превращает её 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 заполнен (содержит два электрона у гелия и восемь у остальных благородных газов).

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

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

Свойство атомов завершать внешний электронный слой путём присоединения электронов характерно для 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: оно 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 щелочноземельных 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, чем атомы 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 во внешнем энергетическом уровне атомов увеличивается от 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 радиусы атомов растут, так как увеличивается число энергетических уровней (оно соответствует номеру периода).

Указанные закономерности иллюстрируют схемы 7 и 8.

Схема 7

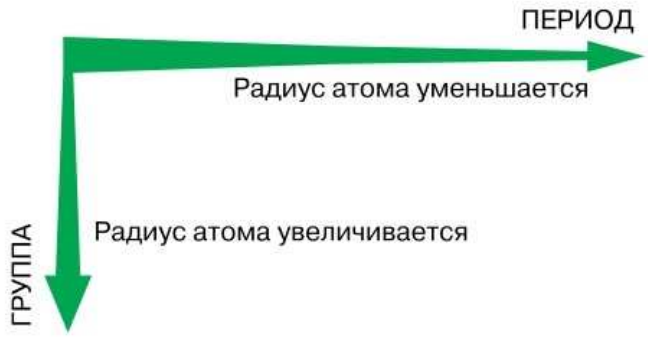
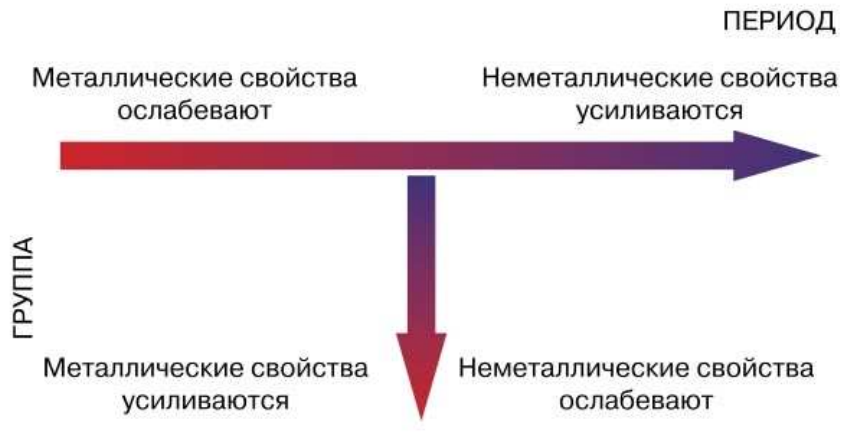


Схема 8



В заключение проиллюстрируем на конкретных примерах закономерности изменения свойств элементов.

В ряду химических элементов:

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

б) Si, Al, Mg — металлические свойства усиливаются, 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;



Памятник Д. И. Менделееву в Санкт-Петербурге

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 «периодическая». Следовательно, можно сформулировать важнейший закон химии, который так и называется — **Периодический закон**.

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

Физический смысл порядкового номера химического элемента, номера 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

3. 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.

4. Определите количество электронов, которое нужно отдать или присоединить для получения завершённого внешнего энергетического уровня атомам следующих химических элементов: кислород, натрий, хлор, магний.

5. 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?

6. 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.

Выразите своё мнение

7. Дайте свою оценку строк 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.

§ 33. ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТА ПО ЕГО ПОЛОЖЕНИЮ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева позволяют прогнозировать свойства элементов и образованных ими веществ. Каким образом?

Характеристика химического элемента может строиться по определённому плану.

1. Положение элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева (атомный номер, период, группа).

2. Строение атома (заряд ядра и, следовательно, количество протонов, электронов, нейтронов); схема распределения электронов по энергетическим уровням.

3. Характер простого вещества, образованного данным химическим элементом (металл, неметалл).

4. Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по группе элементами.

5. Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по периоду элементами.

6. Максимальная валентность, формула высшего оксида и его характер (осно́вный, амфотерный или кислотный).

7. Формула высшего гидроксида и его характер (основание, амфотерный гидроксид или кислородсодержащая кислота).

8. Формула летучего водородного соединения (для неметаллов).

Проиллюстрируем приведённый план характеристиками двух химических элементов — металла и неметалла.

Характеристика металла. Рассмотрим её на примере кальция (изотоп $^{40}_{20}Ca$).

1. Атомный номер кальция 20 ($Z = 20$). Элемент кальций расположен во IIA-группе Периодической системы Д. И. Менделеева, в четвёртом периоде.

2. Заряд ядра +20, оно содержит 20 протонов. Число нейтронов в ядре равно 20 (напомним, число нейтронов в ядре рассчитывается по формуле: $N = A - Z$, где N — число нейтронов, A — массовое число, Z — порядковый номер). Число электронов на электронной оболочке также равно 20, так как атом электронейтрален. Схема распределения электронов по энергетическим уровням: $2\bar{e}$; $8\bar{e}$; $8\bar{e}$; $2\bar{e}$.

3. На внешнем энергетическом уровне атома кальция два валентных электрона. Кальций — это элемент-металл. Простое вещество кальций, образованное атомами данного химического элемента, также является металлом, следовательно, для него характерны все типичные свойства металлов: тепло- и электропроводность, пластичность, металлический блеск.

4. Металлические свойства у кальция выражены сильнее, чем у магния, но слабее, чем у стронция, что объясняется ростом радиуса атома в ряду Mg — Ca — Sr.

5. Металлические свойства у магния выражены слабее, чем у натрия, но сильнее, чем у алюминия, что связано с увеличением числа электронов на внешнем энергетическом уровне в ряду Na — Mg — Al.

6. Максимальная валентность кальция равна II, так как его атом содержит два электрона на внешнем энергетическом уровне. Формула высшего (и единственного) оксида кальция — CaO. Он является осно́вным оксидом, следовательно, взаимодействует с кислотами, кислотными оксидами и водой (*запишите уравнения соответствующих реакций*).

7. Формула гидроксида кальция — $Ca(OH)_2$. Он является растворимым основанием — щёлочью, следовательно, взаимодействует с кислотами, кислотными оксидами и солями (*запишите уравнения соответствующих реакций, укажите условия их протекания*).

8. Кальций не имеет летучего водородного соединения, но образует твёрдое ионное соединение — гидрид кальция CaH_2 (*вспомните, как образуются названия бинарных соединений*).

Характеристика неметалла. Рассмотрим её на примере фосфора (изотоп $^{31}_{15}P$).

1. Атомный номер фосфора 15 ($Z = 15$). Фосфор расположен в VA-группе Периодической системы Д. И. Менделеева, в третьем периоде.

2. Заряд атомного ядра +15, оно содержит 15 протонов и 16 нейтронов. На электронной оболочке 15 электронов. Схема распределения электронов по энергетическим уровням: $2\bar{e}$; $8\bar{e}$; $5\bar{e}$.

3. Фосфор образует несколько простых веществ — неметаллов, следовательно, для него характерно явление аллотропии.

4. Неметаллические свойства у фосфора выражены слабее, чем у азота, но сильнее, чем у мышьяка, что объясняется ростом радиуса атома в ряду N — P — As.

5. Неметаллические свойства у фосфора выражены сильнее, чем у кремния, но слабее, чем у серы, что связано с увеличением числа электронов на внешнем энергетическом уровне в ряду Si — P — S.

6. Максимальная валентность фосфора равна V, так как его атом содержит пять электронов на внешнем энергетическом уровне. Формула высшего оксида фосфора — P_2O_5. Этот кислотный оксид взаимодействует с водой, щелочами и основными оксидами (*запишите уравнения соответствующих реакций*).

7. Гидроксид фосфора(V) — фосфорная кислота H_3PO_4 взаимодействует с основаниями, основными оксидами и солями (*запишите уравнения соответствующих реакций, укажите типы реакций и условия их протекания*).

8. Формула летучего водородного соединения — PH_3 (*запишите формулу аналогичного соединения для азота*).

По приведённому выше плану подобные характеристики можно дать большинству химических элементов А-групп Периодической системы Д. И. Менделеева.

Однако в химическом мире не всё однозначно: не каждому металлу соответствует только основный оксид и основание. Некоторые металлы образуют также кислотные оксиды и кислородсодержащие кислоты и соединения, обладающие амфотерными свойствами.

План характеристики химического элемента. Характеристика элемента-металла. Характеристика элемента-неметалла

Проверьте свои знания

1. По приведённому в параграфе плану дайте характеристику химических элементов: а) калия; б) магния; в) серы; г) хлора.
2. Летучие водородные соединения состава $ЭH_3$ образуют:
а) Ga, Al, B; б) Fe, S, Sc; в) Be, Ca, Sr; г) P, As, Sb.
Ответ поясните.
3. Расположите элементы в порядке усиления неметаллических свойств:
а) бор, азот, углерод;
б) кислород, селен, теллур;
в) фосфор, мышьяк, хлор, сера, фтор, германий.
4. Как изменяются радиус атома, окислительные свойства атомов, максимальная валентность, металлические свойства простых веществ в ряду элементов:
а) Al — Si — P — S
б) Ba — Sr — Ca — Mg
в) Te — Se — Br — Cl
г) Ge — Ga — Al — B
5. Напишите формулы высшего оксида и соответствующего ему гидроксида с наиболее выраженными кислотными свойствами для элементов-неметаллов: фосфора, кремния, хлора, серы.

6. Напишите формулы высших оксидов и соответствующих им гидроксидов для элементов-металлов: алюминия, магния, меди, лития.
7. Запишите формулы двух высших оксидов, если их состав $ЭO_3$ и $Э_2O_3$, а также три уравнения реакций, характеризующие химические свойства этих оксидов.

Примените свои знания

8. Напишите уравнения химических реакций кальция:
а) с кислородом;
б) с серой;
в) с водой.
9. Используя приведённый в параграфе план, найдите сходство и различия пар химических элементов:
а) лития и натрия;
б) углерода и азота.
10. Определите положение химических элементов в Периодической системе по следующим данным:
а) ядро атома содержит 5 протонов;
б) массовое число атома равно 35, причём в ядре атома 18 нейтронов;
в) в электронной оболочке атома содержится 13 электронов;
г) электронная оболочка атома состоит из трёх энергетических уровней, на внешнем уровне находится 4 электрона.
11. Прочитайте фрагмент характеристики химического элемента по положению в Периодической системе и определите этот элемент:
а) его металлические свойства выражены сильнее, чем у алюминия, но слабее, чем у индия;
б) его неметаллические свойства выражены сильнее, чем у бора, но слабее, чем у азота;
в) формула летучего водородного соединения — НЭ, а электронная оболочка атома содержит четыре электронных уровня;
г) на внешнем электронном уровне содержится четыре электрона, элемент расположен в третьем периоде;
д) неметалл, максимальная валентность равна пяти, число электронных уровней в электронной оболочке атома равно четырём.
12. Для реакции с хлором взяты одинаковые массы магния и кальция. Не производя химических расчётов, определите, для какой из этих двух реакций потребуется больший объём газообразного хлора.
13. При сжигании 0,45 г простого вещества, образованного атомами элемента IIA-группы, образовалось 1,25 г оксида. Определите, какое вещество было взято для реакции.

Используйте дополнительную информацию

14. Представьте себе, что оганесон стал стабильным химическим элементом. Спрогнозируйте свойства этого элемента и соответствующего простого вещества на основании положения в Периодической системе Д. И. Менделеева.
15. Подготовьте сообщение об открытии одного из химических элементов. Для подготовки сообщения можно воспользоваться сайтом химического факультета МГУ.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ IV «ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА»

1. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева — это графическое отображение периодического закона.

2. Химический элемент можно характеризовать на основании его положения в Периодической системе по следующему плану.

1) Положение элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева и строение его атома.

2) Характер простого вещества, образованного данным химическим элементом (металл, неметалл).

3) Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по группе элементами.

4) Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по периоду элементами.

5) Максимальная валентность и формула высшего оксида и его характер (осно́вный, кислотный или амфотерный).

6) Формула высшего гидроксида и его характер (основание, амфотерный гидроксид или кислородсодержащая кислота).

7) Формула летучего водородного соединения (для неметаллов).

3. Амфотерность — это свойство веществ проявлять кислотные или осно́вные свойства в зависимости от природы реагента.

4. Атом состоит из ядра и электронной оболочки.

5. Ядро состоит из протонов и нейтронов. Количество протонов соответствует порядковому номеру химического элемента в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Масса атома сосредоточена в его ядре.

6. Электроны располагаются вокруг ядра на электронной оболочке. Так как атом электронейтрален, количество электронов равно количеству протонов и соответствует порядковому номеру химического элемента в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.

7. Электронная оболочка атома состоит из электронных слоёв, или энергетических уровней. Их количество соответствует номеру периода.

8. Различают завершённые (1-й уровень содержит два электрона, 2-й — восемь электронов, 3-й — восемнадцать) и незавершённые электронные слои. Число электронов на внешнем электронном слое атома химического элемента соответствует номеру его А-группы.

9. В пределах одного периода с увеличением порядкового номера химических элементов металлические свойства ослабевают, а неметаллические свойства усиливаются; в пределах А-группы всё происходит наоборот.



V

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

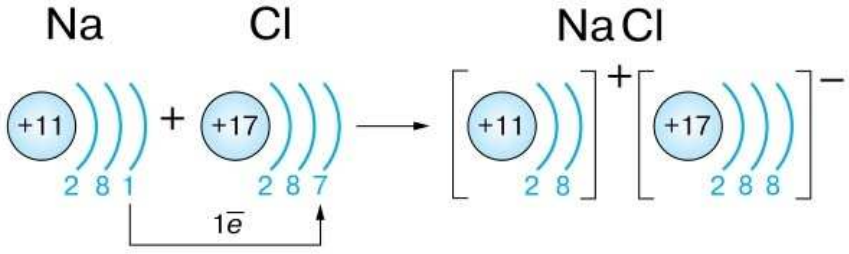
§ 34. ИОННАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

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 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, т. е. включает 8 электронов (у гелия — 2). Поэтому Коссель предположил, что атомы других элементов, стремясь получить восьмиэлектронный внешний слой, могут принимать недостающие электроны или отдавать внешние.

Рассмотрим, как это происходит на примере атомов натрия и хлора.

Атом натрия (натрий — элемент IA-группы) для получения завершённого внешнего энергетического уровня отдаст свой единственный электрон с внешнего уровня атому хлора. Атому хлора (хлор — элемент VIIA-группы) как раз не хватает одного электрона для завершения внешнего слоя. При этом атом натрия превратится в положительно заряженный ион с зарядом 1+, а атом хлора — в отрицательно заряженный ион с зарядом 1−. Напомним, что ионы — это положительно или отрицательно заряженные частицы, в которые превращаются атомы химических элементов в результате отдачи или присоединения электронов. Между разноимённо заряженными ионами возникнет электростатическое притяжение и образуется хлорид натрия (поваренная соль):

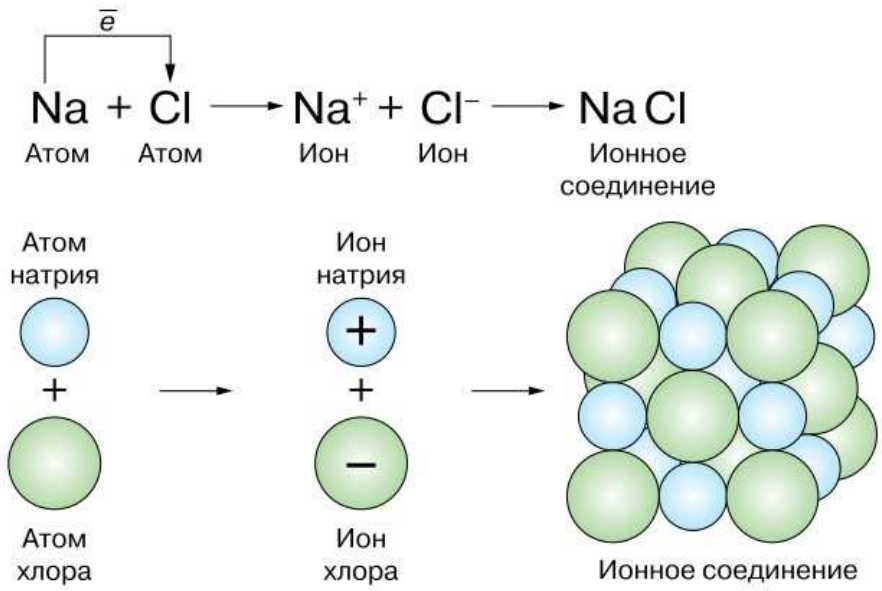


Процесс превращения атомов в ионы изображён на схеме 9.

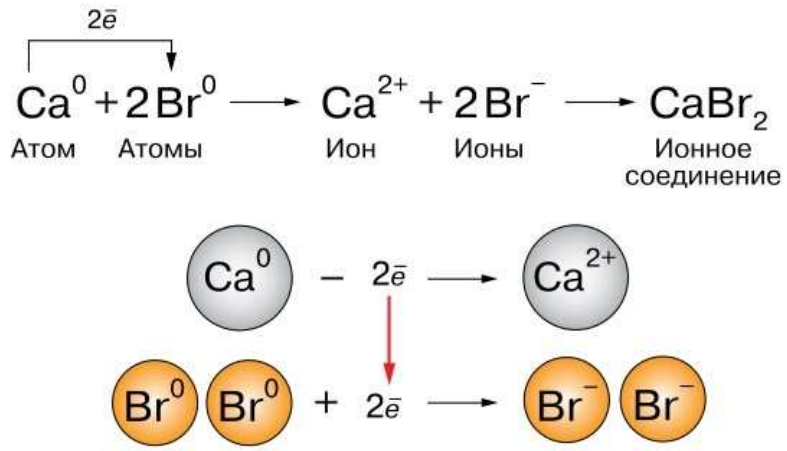
Химическую связь, образующуюся за счёт электростатического притяжения противоположно заряженных ионов, называют **ионной связью**.

Рассмотрим пример образования ионной связи в другом веществе — бромиде кальция $CaBr_2$. Так как кальций — элемент IIA-группы, атом кальция отдаст два электрона с внешнего уровня двум атомам брома, которым для завершения собственных внешних уровней не хватает по одному электрону (бром — элемент VIIA-группы). При этом атом кальция превратится в положительный ион

Схема 9



с зарядом 2+, а каждый атом брома — в отрицательный ион с зарядом 1–. Эти три иона образуют соединение, имеющее формулу $CaBr_2$.



Ионная связь возникает при взаимодействии атомов, имеющих ярко выраженные противоположные свойства: между элементами-металлами IA- и IIA-групп и элементами-неметаллами VIIA-группы, кислородом.

Состав ионных соединений, которые относятся к веществам немолекулярного строения, отражают с помощью формульных единиц — аналогов молекулярных формул.

Рассмотрим алгоритм написания формулы ионного соединения, образованного атомами кальция и фтора.

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

$$\underset{\text{атом}}{Ca} - 2\bar{e} \rightarrow \underset{\text{ион}}{Ca^{2+}}$$

2. Составим схему превращения, происходящего с атомом фтора. Фтор — это химический элемент VIIA-группы Периодической системы Д. И. Менделеева,

неметалл. Его атому легче принять один электрон, которого ему не хватает до завершения внешнего энергетического уровня, чем отдать семь электронов:

$$\underset{\text{атом}}{F} + \bar{e} \rightarrow \underset{\text{ион}}{F^-}$$

3. Наименьшее общее кратное между зарядами образовавшихся ионов равно 2. Разделим его на заряды образовавшихся ионов и получим значения индексов для каждого элемента: 1 для кальция и 2 для фтора.

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

$$Ca + \underset{\llcorner 2\bar{e} \lrcorner}{2F} \rightarrow \overset{2+1-}{CaF_2}$$

Все соединения, образованные ионной связью, при обычных условиях — твёрдые кристаллические вещества. Они 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, 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. Алгоритм написания формулы ионного соединения. Ионная кристаллическая решётка

Проверьте свои знания

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

Примените свои знания

3. Составьте схему образования ионной связи между литием и элементами-неметаллами: а) фтором; б) кислородом.
4. Составьте схему образования ионной связи между фтором и элементами-металлами: а) калием; б) кальцием.
5. Найдите отношение числа положительных ионов к числу отрицательных в соединениях: а) хлорид натрия $NaCl$; б) хлорид кальция $CaCl_2$; в) фторид алюминия AlF_3.

Используйте дополнительную информацию

6. Предложите свой вариант графического отображения образования химической связи в соединении, имеющем формулу $BaCl_2$.

§ 35. КОВАЛЕНТНАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Молекулы многих простых веществ-неметаллов состоят из двух атомов: галогены (F_2, Cl_2, Br_2, I_2), водород H_2, кислород O_2, азот 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 молекул простого вещества?

В том же 1916 г. американский физикохимик Гилберт Льюис пришёл к аналогичному выводу, что и В. Коссель: атомы химических элементов стремятся к завершению внешнего слоя из восьми электронов. Однако учёный решил, что атомам одного и того же неметалла отдавать внешние электроны таким же атомам затруднительно, так как этих электронов слишком много. Устойчивый восьмиэлектронный слой у таких атомов достигается за счёт того, что каждый из них, связываясь в молекулу, передаёт в совместное пользование свои внешние электроны. При этом образуются общие (поделённые) электронные пары, которые принадлежат внешним электронным слоям соседних атомов. Оба атома удерживаются в молекуле вместе потому, что их положительные ядра притягиваются к электронным парам, которые в одинаковой степени поделены между ними.

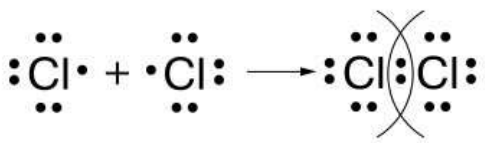
Химическую связь, возникающую в результате образования общих электронных пар, называют **атомной** или **ковалентной**.

Так, например, образуются двухатомные молекулы хлора Cl_2.

Каждый атом хлора, как и любого другого галогена, содержит на внешнем электронном слое семь электронов: три электронные пары и один непарный электрон, что условно отражает следующая электронная формула его внешнего слоя:



Следовательно, каждому атому не хватает до завершения одного электрона. При сближении двух атомов хлора непарные электроны объединяются в общую электронную пару, которая и связывает их в молекулу.



Электронные формулы внешнего слоя атомов хлора

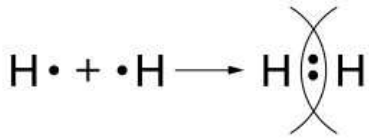
Электронная формула молекулы хлора

Для того чтобы изобразить образование ковалентной связи, используют условное обозначение — общую электронную пару обозначают чёрточкой, или

валентным штрихом. Формулу, показывающую порядок соединения атомов в молекуле, в которой ковалентные связи обозначены валентным штрихом, называют структурной формулой. Для молекулы хлора структурную формулу записывают так:

$$Cl—Cl$$

Атомы водорода, стремящиеся к получению двухэлектронного завершённого слоя, как у атома гелия, ведут себя аналогично:



Обратите внимание на название этого вида химической связи: *ковалентная*, а также на название чёрточки в структурной формуле вещества — *валентный* штрих.

Что такое валентность с точки зрения строения атома?

Число общих электронных пар, т. е. число ковалентных химических связей, которые данный атом образует с другими атомами, называют **валентностью**.

И в молекуле хлора, и в молекуле водорода атомы одновалентны и связаны между собой одной общей электронной парой. Такая связь называется **одинарной.**

Рассмотрим, как образуется молекула азота N_2. Его атомы содержат на внешнем слое пять электронов (это элемент VA-группы). Чтобы найти число непарных электронов, нужно из восьми вычесть пять (число внешних электронов, равное номеру группы). Следовательно, на внешнем слое атома азота содержится одна электронная пара и три непарных электрона.



Атомы азота соединяются в молекулу с помощью трёх общих электронных пар (азот трёхвалентен):

$$N \equiv N$$

Нетрудно определить кратность этой ковалентной связи. Такая связь называется **тройной**.

Так как молекулы простых веществ-неметаллов образованы атомами одного и того же химического элемента, то общие электронные пары принадлежат этим атомам в равной степени. Следовательно, атомы не получают заряд, и такую химическую связь называют **ковалентной неполярной**.

При нормальных условиях многие простые вещества-неметаллы, молекулы которых образованы за счёт ковалентной неполярной связи, являются газами (водород, кислород, азот, фтор, хлор и др.). Однако при высоком давлении и низких температурах они превращаются в твёрдые кристаллические вещества за счёт межмолекулярного взаимодействия. В узлах их кристаллических решёток располагаются молекулы. Такие кристаллические решётки называют-

ся **молекулярными**. Они характерны и для сложных веществ (углекислого газа, хлороводорода, метана и др.).

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

Молекулярные кристаллические решётки имеют перешедшие в твёрдое агрегатное состояние жидкости, молекулы которых образованы ковалентной связью, например бром, а также некоторые твёрдые вещества (белый фосфор, иод).

Существуют вещества с ковалентной неполярной связью — алмаз (см. рис. 31), кремний, кристаллический бор — имеют кристаллические решётки, 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 °С, а у кремния — 1415 °С. Вещества с такими кристаллическими решётками очень твёрдые и прочные.

Атомная, или ковалентная, связь. Электронные и структурные формулы. Валентность. Ковалентная неполярная связь. Молекулярная и атомная кристаллические решётки

Проверьте свои знания

1. Какую химическую связь называют ковалентной? Каков механизм её образования? Как определить число непарных электронов на внешнем энергетическом уровне атома? Как обозначают электронные формулы внешнего энергетического уровня атомов?
2. Сравните ионную и ковалентную связи.
3. Запишите схему образования ковалентной связи на примере молекулы хлора.

Примените свои знания

4. 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.
5. 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?
6. Найдите объём (н. у.), который занимают 112 г азота.

Выразите своё мнение

7. Американский химик Гилберт Льюис в своей работе «Валентность и структура атомов и молекул» в 1923 г. 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?

§ 36. КОВАЛЕНТНАЯ НЕПОЛЯРНАЯ И ПОЛЯРНАЯ ХИМИЧЕСКАЯ 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 бóльшая доля связывающих электронов. Другой атом, наоборот, получает частичный положительный заряд, так как его доля связывающих электронов меньше. Такие заряды обозначаются греческой буквой дельта δ. Рассмотрим образование молекулы хлороводорода HCl:

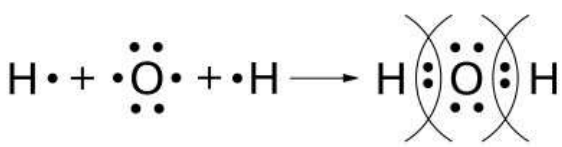


В молекуле хлороводорода общая электронная пара смещена к атому хлора, в результате чего на нём образуется частичный отрицательный заряд $Cl^{-0,18}$. Понятно, что на атоме водорода возникнет частичный положительный заряд $H^{+0,18}$. Смещение общих электронных пар в структурных формулах веществ, образованных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

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

Рассмотрим образование химических связей в молекуле воды H_2O.

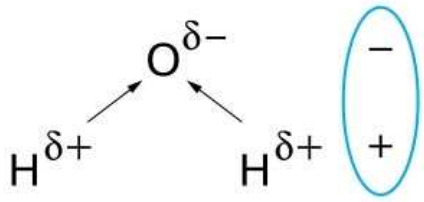
Атом кислорода имеет шесть электронов на внешнем энергетическом уровне (кислород — элемент VIA-группы Периодической системы Д. И. Менделеева). На этом слое будет две электронные пары и два непарных электрона (8 − 6 = 2). Очевидно, для завершения внешнего слоя атому кислорода придётся образовать химическую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



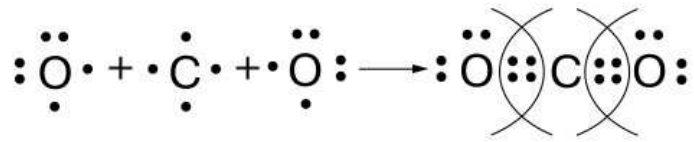
Общие электронные пары от атомов одновалентного водорода будут смещены к атому двухвалентного кислорода. Следовательно, между этими атомами возникнет одинарная ковалентная полярная связь.

$$H^{\delta+} \rightarrow O^{\delta-} \leftarrow H^{\delta+}$$

На самом деле у молекулы воды не линейная, а угловая форма. Угол между двумя связями H—O равен 104,5°. 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:

$$O \leftleftarrows C \rightrightarrows O$$

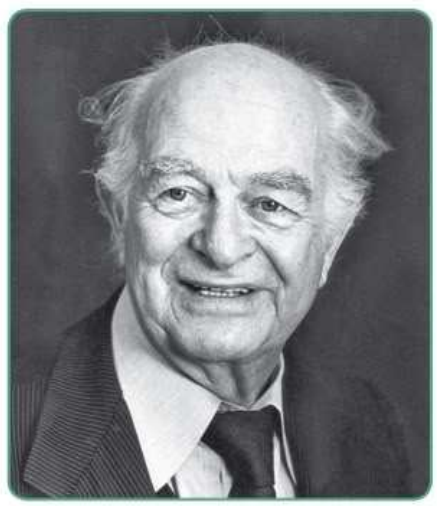
Нетрудно заметить, что углерод в молекуле углекислого газа четырёхвалентен, а кислород — двухвалентен.

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.

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



Лайнус Карл Полинг
(1901—1994)

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

$$F \rightarrow O \rightarrow N \rightarrow Cl \rightarrow Br \rightarrow I \rightarrow S \rightarrow C \rightarrow Se \rightarrow P \rightarrow H \rightarrow As \rightarrow Si$$

Электроотрицательность уменьшается

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

Используя это понятие, нетрудно дать ещё одно определение ковалентной неполярной связи.

Разновидность ковалентной связи, которая образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью, чаще всего между атомами одного химического элемента-неметалла, называют **ковалентной неполярной связью**.

Попробуйте сами дать определение ковалентной полярной связи.

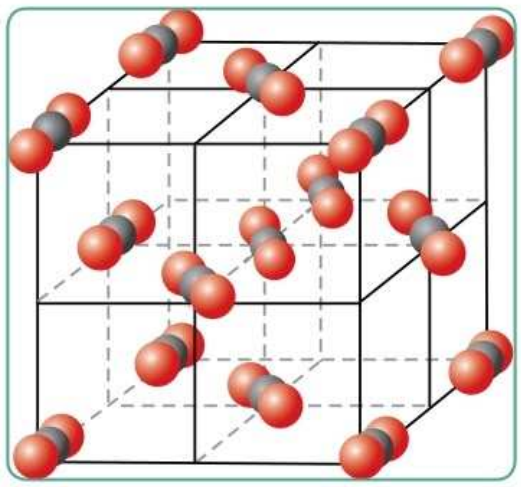


Рис. 72. Молекулярная кристаллическая решётка углекислого газа

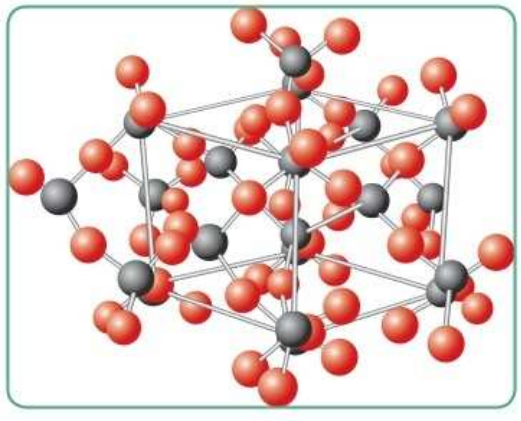


Рис. 73. Атомная кристаллическая решётка кварца

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, имеют молекулярные кристаллические решётки. Например, белый фосфор, иод, нафталин, углекислый газ (рис. 72). 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.

Подчеркнём ещё раз, что вещества, образованные ковалентной полярной связью, могут иметь не только молекулярные, но



Рис. 74. Знаменитый «Рубин Чёрного Принца» в английской короне (Тауэр, Лондон)



Рис. 75. Корона Михаила Романова, или венец «Большого наряда», украшенный сапфирами (Оружейная палата Московского Кремля)

и атомные кристаллические решётки. Например, оксид кремния(IV), формула которого SiO_2, — основной компонент кварца (рис. 73), кремнезёма, речного песка, горного хрусталя, а оксид алюминия, формула которого Al_2O_3, — основной компонент рубина, сапфира (рис. 74, 75), корунда. Такие вещества очень прочные, твёрдые и тугоплавкие.

Электроотрицательность. Ряд электроотрицательности элементов. Ковалентная неполярная и полярная химическая связь. Диполь

Проверьте свои знания

1. Что такое электроотрицательность?
2. Какая химическая связь называется ковалентной полярной? Чем она отличается от ковалентной неполярной связи?
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 H_2O_2.

Примените свои знания

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

Используйте дополнительную информацию

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

§ 37. МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

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

На рисунке 76 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:



Рис. 76. Золотое изделие скифских мастеров (Оружейная палата Московского Кремля)

$$\underset{\text{атомы}}{M^0} - ne^- \rightleftarrows \underset{\text{ионы}}{M^{n+}}$$

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, осуществляемая 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. 77, 78). 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.

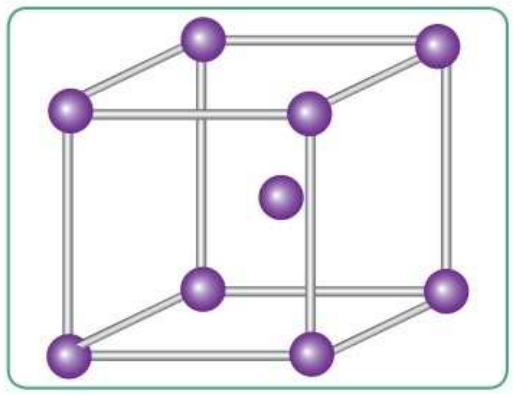


Рис. 77. Модель строения фрагмента кристалла натрия

Например, если к металлическому стержню присоединить электроды и создать разность потенциалов, то под действием электрического поля электроны начинают направленное движение к положительному полюсу источника тока. Это доказывает, что металлы *электропроводны*.

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

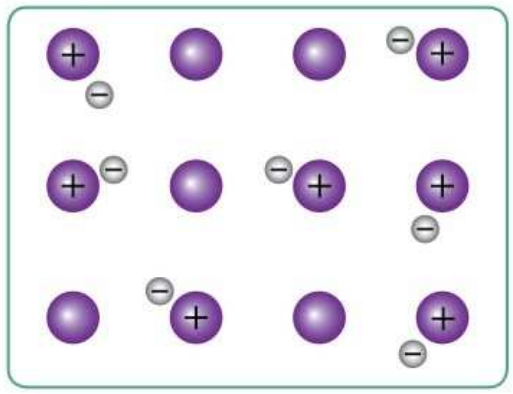


Рис. 78. Схема металлической связи в кристалле натрия

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

Лабораторный опыт 29

Создайте модель, иллюстрирующую особенности металлической связи. Для этого на одно небольшое зеркало (или стеклянную пластину) 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 сходную физическую природу. Об этом 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 различаются?
3. Определите тип химической связи в веществах:
а) Ca; б) $CaCl_2$; в) Cl_2; г) HCl.
4. Выразите своё отношение к утверждению о том, что все типы химической связи имеют единую физическую природу.

Примените свои знания

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

Используйте дополнительную информацию

8. Как строение металлов связано с их физическими свойствами? Назовите области применения металлов, в которых используют их физические свойства.

§ 38. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

Важное значение в химии имеет понятие «степень окисления». Что оно означает? Как рассчитывается степень окисления атомов в химическом соединении?

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. Можно представить, что и такие вещества состоят из ионов, тогда этот заряд также получит целочисленное зна-

чение. Например, в молекуле хлороводорода с частичными зарядами $H^{+0,18}Cl^{-0,18}$ эти значения будут равны +1 и −1, соответственно $\overset{+1-1}{H\,Cl}$.

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:

$$\overset{0}{O_2},\quad \overset{+1\ -2}{H_2O},\quad \overset{-3+1}{NH_3},\quad \overset{+7\ -2}{Cl_2O_7}$$

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

- 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, 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: двухэлементных (бинарных) 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 ато-

ма — +5 (+10 : 2 = +5). Запишем формулу соединения со степенями окисления элементов: $\overset{+5\ -2}{N_2O_5}$.

Формула соединения. Зная степени окисления элементов, можно легко вывести формулу бинарного соединения.

Например, выведем формулу сульфида алюминия — соединения алюминия и серы.

1. Запишем сначала знак металла, так как он обязательно имеет положительное значение степени окисления, а затем знак неметалла: AlS.

2. Определим степень окисления алюминия (если она нам не известна) по положению его 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. Степень окисления серы станет равна −2.

3. Запишем эти значения над знаками элементов: $\overset{+3\ -2}{AlS}$.

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

Название соединения. 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.

элемент-ид + элемент-а + римскими цифрами с. о., если она переменная

Например, $\overset{+3\ -1}{FeCl_3}$ — хлорид железа(III); $\overset{+1\ -2}{K_2S}$ — сульфид калия; $\overset{+2\ -1}{CaH_2}$ — гидрид кальция; $\overset{+2\ -2}{CuO}$ — оксид меди(II); $\overset{+3\ -2}{Fe_2O_3}$ — оксид железа(III); $\overset{+2\ -1}{OF_2}$ — фторид кислорода(II); $\overset{+4\ -2}{SO_2}$ — оксид серы(IV).

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

Степень окисления водорода +1, а кислорода −2.

$$\overset{+1\ \ x\ -2}{H_2SO_4}$$

Степень окисления серы рассчитывается по уравнению

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

$$\overset{+1\ +6\ -2}{H_2SO_4}$$

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

Степень окисления калия, как элемента IA-группы Периодической системы Д. И. Менделеева, равна +1. У кислорода степень окисления −2. Отсюда

$$\overset{+1}{\mathrm{K}}\,\overset{x}{\mathrm{Mn}}\,\mathrm{O}_4^{-2}$$

$$+1 + x + 4 \cdot (-2) = 0,\ x = +7$$

$$\overset{+1}{\mathrm{K}}\,\overset{+7}{\mathrm{Mn}}\,\mathrm{O}_4^{-2}$$

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 степени окисления водорода и кислорода соответственно равны +1 и −1: $\overset{+1}{\mathrm{H}}_2\overset{-1}{\mathrm{O}}_2$. Валентность водорода также равна I, а вот валентность кислорода равна II, что отражает структурная формула этого соединения: H—O—O—H.

Степень окисления и заряд иона. Правила расчёта степеней окисления по формулам соединений. Составление формул веществ по степеням окисления. Номенклатура бинарных соединений

Проверьте свои знания

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

Примените свои знания

3. Сравните понятия «степень окисления» и «валентность». Приведите примеры веществ, в которых величины валентности и степени окисления совпадают и различаются.
4. Рассчитайте степени окисления атомов химических элементов в веществах: а) Na_2S; б) F_2; в) KNO_3; г) Ca_3P_2; д) BF_3.
5. Расположите формулы веществ в порядке увеличения степени окисления атома хлора: $KClO_3$, Cl_2, $HClO_4$, $FeCl_3$, $Ca(ClO)_2$, ClO_3, $KClO_2$.
6. При каких превращениях веществ степени окисления атомов увеличились, при каких — уменьшились: а) $HBr \rightarrow Br_2$; б) $FeO \rightarrow Fe_2O_3$; в) $S \rightarrow ZnS$; г) $KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4$?

Используйте дополнительную информацию

7. Назовите соединения, имеющие формулы: Na_2O, CaS, FeS, Ca_3N_2, Mg_2Si, CO, CCl_4.

§ 39. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Сравните реакции, характеризующие свойства соляной кислоты: её взаимодействие с раствором карбоната натрия и с цинком. Чем различаются эти химические реакции?

Вы можете верно указать различия между реакциями: первая — это гомогенная реакция обмена, вторая — гетерогенная реакция замещения. Однако эти реакции различаются ещё по одному очень существенному признаку. Чтобы его сформулировать, запишите уравнения химических реакций, расставьте степени окисления элементов, образующих реагенты и продукты реакции:

$$\overset{+1\,-1}{2HCl} + \overset{+1\ \ +4\,-2}{Na_2CO_3} = \overset{+1\,-1}{2NaCl} + \overset{+4\,-2}{CO_2}\uparrow + \overset{+1\,-2}{H_2O}$$

$$\overset{+1\,-1}{2HCl} + \overset{0}{Zn} = \overset{+2\,-1}{ZnCl_2} + \overset{0}{H_2}\uparrow$$

Нетрудно заметить, что в реакции обмена атомы химических элементов, участников этой реакции, не изменили свои степени окисления. Во второй реакции атомы двух элементов — водорода и цинка — изменили свои степени окисления.

Степень окисления атомов водорода понизилась от +1 до 0:

$$\overset{+1}{2H} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{0}{H_2}$$

Степень окисления атома цинка повысилась от 0 до +2:

$$\overset{0}{Zn} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{Zn}$$

Если в ходе химического превращения происходит изменение степеней окисления атомов элементов, реакция называется окислительно-восстановительной. В том случае, если после взаимодействия степени окисления атомов всех элементов остались без изменения, реакция не является окислительно-восстановительной.

Реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов химических элементов, образующих вещества, называются **окислительно-восстановительными**.

Например, реакции соединения оксида натрия с водой, разложения гидроксида меди(II), обмена между нитратом серебра и хлоридом натрия не являются окислительно-восстановительными:

$$\overset{+1\,-2}{Na_2O} + \overset{+1\,-2}{H_2O} = \overset{+1\,-2\,+1}{2NaOH}$$

$$\overset{+2\ -2}{Cu}\overset{+1}{(OH)_2} \xrightarrow{t} \overset{+2\ -2}{CuO} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$$

$$\overset{+1\ +5\ -2}{AgNO_3} + \overset{+1\ -1}{NaCl} = \overset{+1\ -1}{AgCl}\downarrow + \overset{+1\ +5\ -2}{NaNO_3}$$

В реакциях соединения водорода с хлором, разложения оксида ртути(II), замещения между оксидом меди(II) и водородом происходит изменение степеней окисления атомов: это окислительно-восстановительные реакции:

$$\overset{0}{H_2} + \overset{0}{Cl_2} = 2\overset{+1\ -1}{HCl}$$

$$2\overset{+2\ -2}{HgO} \xrightarrow{t} 2\overset{0}{Hg} + \overset{0}{O_2}\uparrow$$

$$\overset{+2\ -2}{CuO} + \overset{0}{H_2} \xrightarrow{t} \overset{0}{Cu} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$$

Приведённые примеры служат подтверждением того, что реакции соединения и разложения бывают как окислительно-восстановительными, так и протекающими без изменения степеней окисления. Вместе с тем все реакции замещения — это окислительно-восстановительные процессы. Напротив, реакции обмена к таковым не относятся.

Откуда происходит термин *окислительно-восстановительная реакция*?

Рассмотрим схему взаимодействия алюминия с соляной кислотой:

$$\overset{0}{Al} + \overset{+1\ -1}{HCl} \rightarrow \overset{+3\ -1}{AlCl_3} + \overset{0}{H_2}$$

Нетрудно отметить, что степени окисления изменяют атомы двух элементов: алюминия и водорода. При этом каждый атом алюминия повышает степень окисления от 0 до +3, а значит, отдаёт три электрона:

$\overset{0}{Al} - 3\bar{e} \rightarrow \overset{+3}{Al}$ — процесс ***о***тдачи электронов — ***о***кисление.

Отдачу атомом электронов называют окислением (обратите внимание, что слова «отдача» и «окисление» начинаются с одной буквы).

Атомы водорода свою степень окисления понижают с +1 до 0. Происходит это за счёт принятия электронов, которые ранее принадлежали атомам алюминия. Поскольку в результате реакции образуется простое вещество водород, молекула которого состоит из двух атомов, для её образования необходимо два исходных атома водорода в степени окисления +1:

$2\overset{+1}{H} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{0}{H_2}$ — процесс ***в***зятия электронов — ***в***осстановление.

Принятие атомом электронов называют восстановлением.

> Процесс отдачи электронов называется **окислением**, процесс принятия электронов — **восстановлением**.

Поскольку в результате реакции атомы одних элементов восстанавливаются, других — окисляются и это происходит одновременно и в неразрывном единстве, такие процессы называют окислительно-восстановительными. Конечно же,

в окислительно-восстановительных реакциях должны соблюдаться законы сохранения не только массы веществ, но и зарядов, т. е. числа отданных и принятых электронов.

Очевидно, что в уравнении окислительно-восстановительной реакции число отданных и принятых атомами электронов должно быть одинаковым. Чтобы это условие соблюдалось, подбирают соответствующие коэффициенты. Для этого число отданных и принятых электронов переписывают крест-накрест и при необходимости сокращают:

$$\begin{array}{lll} \overset{0}{\mathrm{Al}} - 3\bar{e} \longrightarrow \overset{+3}{\mathrm{Al}} & | & 2 \text{ процесс } \textit{окисления} \\ \overset{+1}{2\mathrm{H}} + 2\bar{e} \longrightarrow \overset{0}{\mathrm{H_2}} & | & 3 \text{ процесс } \textit{восстановления} \end{array}$$

Найденные коэффициенты позволили уравнять число отданных и принятых электронов. Следовательно, в левой и правой частях уравнения окислительно-восстановительной реакции должно быть по 2 атома алюминия и по 6 атомов водорода. Коэффициент 2 записывают в схеме реакции перед формулами алюминия и хлорида алюминия. Коэффициент 3 записывают перед формулой водорода в правой части схемы. Чтобы уравнять элемент водород, в левой части перед формулой соляной кислоты надо записать коэффициент 6. Осталось проверить число атомов хлора и убедиться, что в обеих частях схемы оно равно 6. Уравнение окислительно-восстановительной реакции готово:

$$2\mathrm{Al} + 6\mathrm{HCl} = 2\mathrm{AlCl_3} + 3\mathrm{H_2}\uparrow$$

Предложенный способ подбора коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях носит название **метод электронного баланса.**

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций необходимо указывать вещества, которые в каждой из них выполняют роль окислителя (принимают электроны) и восстановителя (отдают электроны).

Вещество, в состав которого входят атомы элемента, принимающие электроны, называется **окислителем**. Вещество, в состав которого входят атомы элемента, отдающие электроны, называется **восстановителем**.

В приведённой реакции алюминий — восстановитель, соляная кислота (за счёт атомов водорода в степени окисления +1) — окислитель.

В качестве подсказки при толковании терминов «окисление» и «восстановление», а также для удобства использования метода электронного баланса приведём схему 10. Если изменение степени окисления, согласно схеме, происходит слева направо — это процесс окисления, отдачи электронов, в схеме баланса надо писать «$-n\bar{e}$». Напротив, изменение степени окисления, согласно

Схема 10



схеме, справа налево соответствует процессу восстановления, принятия электронов, в схеме следует записывать «$+n\bar{e}$». Число отданных или принятых электронов n также легко определить по схеме как число единичных отрезков между исходной и конечной степенями окисления атомов.

Окислительно-восстановительные реакции. Окисление. Восстановление. Окислитель. Восстановитель. Метод электронного баланса

Проверьте свои знания

1. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
2. Как найти степень окисления атома химического элемента по формуле его соединения?
3. Приведите формулы простых веществ, которые в химических реакциях проявляют свойства: а) окислителя; б) восстановителя.
4. Приведите формулы сложных веществ, которые в химических реакциях проявляют свойства: а) окислителя; б) восстановителя.

Примените свои знания

5. Укажите схемы окислительно-восстановительных реакций. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления для выбранных вами уравнений.

а) $K_2O + H_2O \rightarrow KOH$
б) $K + H_2O \rightarrow KOH + H_2$
в) $FeCl_3 + KOH \rightarrow Fe(OH)_3 + KCl$
г) $Cu + AgNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + Ag$

6. Определите, в каких схемах имеет место процесс окисления, в каких — восстановления. Укажите число отданных и принятых электронов.

а) $\overset{+1}{2H} \rightarrow \overset{0}{H_2}$; б) $\overset{0}{P} \rightarrow \overset{+5}{P}$; в) $\overset{-2}{S} \rightarrow \overset{+4}{S}$; г) $\overset{+6}{Cr} \rightarrow \overset{+3}{Cr}$; д) $\overset{-3}{N} \rightarrow \overset{+2}{N}$; е) $\overset{+3}{Fe} \rightarrow \overset{+2}{Fe}$;
ж) $\overset{-1}{2Cl} \rightarrow \overset{0}{Cl_2}$.

7. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения реакций, соответствующие следующим схемам превращений:

а) $CuO + NH_3 \rightarrow Cu + N_2 + H_2O$
б) $HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
в) $Si + NaOH + H_2O \rightarrow Na_2SiO_3 + H_2$
г) $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

Определите окислители и восстановители.

8. Укажите коэффициент перед формулой восстановителя в уравнении окислительно-восстановительной реакции, схема которой

$$NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$$

9. В какой из реакций сера выполняет роль восстановителя, а в какой — окислителя?

а) $S + Al \rightarrow Al_2S_3$ б) $S + HNO_3 \rightarrow SO_2 + NO_2 + H_2O$

Составьте уравнения реакций, используя метод электронного баланса.

Используйте дополнительную информацию

10. Укажите формулы веществ, которые в химических реакциях могут быть только окислителями, только восстановителями, а также проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства: а) F_2; б) Ca; в) HNO_3; г) P; д) SO_2. Приведите аргументы.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ V «ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ»

1. Ионная химическая связь образуется в результате электростатического притяжения противоположно заряженных ионов. Веществам с ионной связью соответствует ионная кристаллическая решётка.

2. Ковалентная химическая связь возникает в результате образования общих электронных пар. Различают полярную и неполярную ковалентную связь. Ей соответствуют атомные и молекулярные кристаллические решётки.

3. Металлическая химическая связь образуется за счёт взаимодействия обобществлённых электронов и ион-атомов в металлах и сплавах. Металлы и сплавы имеют металлическую кристаллическую решётку.

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

5. Постоянную степень окисления в сложных веществах имеют:

- 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.

Переменную степень окисления имеют, например, хлор (−1, +1, +3, +5, +7), сера (−2, +2, +4, +6).

6. Реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов химических элементов, называются окислительно-восстановительными. Процесс отдачи электронов называется окислением, процесс принятия электронов — восстановлением. Вещества или образующие их элементы, отдающие электроны, называются восстановителями, вещества или образующие их элементы, принимающие электроны, — окислителями.

ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

Агрегатное состояние
— газообразное 15
— жидкое 17
— твёрдое 18
Аллотропия 31
Аллотропные модификации 31
Амфотерность 126
Амфотерные гидроксиды 126
Атом 33, 133
Атомно-молекулярное учение 33

Бинарные соединения 43
Благородные газы, *см.* инертные газы 124

Валентность 42, 154
Вещества
— молекулярного строения 34
— немолекулярного строения 34
— простые 30, 116
— сложные 30, 117
Восстановитель 168
Восстановление 167
Выпаривание 26

Галогены 124
Гашёная известь 71
Генетический ряд
— металла 117
— неметалла 118
Гидраты 94
Гидроксогруппа 91

Диполь 156
Дистилляция 25

Естественные семейства химических элементов 124

Закон
— Авогадро 84
— постоянства состава веществ 42
— сохранения массы веществ 51
Знаки (символы) химических элементов 35

Известковая вода 71
Изотопы 134
Индекс 39
Индикатор 75
Инертные газы 124
Ионы 33
Испарение 18

Катализатор 55
Качественный состав вещества 40
Кислотный остаток 75
Кислоты 75
— бескислородные 76
— кислородсодержащие 76
Количественный состав вещества 40
Количество вещества 81
Коэффициент 39
Кристаллизация 18
Кристаллическая решётка
— атомная 155
— ионная 152
— металлическая 161
— молекулярная 155
Кристаллогидраты 98
Круговорот кислорода в природе 65

Массовая доля
— растворённого вещества 95
— элемента 40
Массовое число 133
Материал 8
Материаловедение 8
Металлы 124, 145
Методы изучения
— моделирование 14
— наблюдение 12
— эксперимент 13
Молекула 33
Моль 81
Молярная масса 82
Молярный объём 84

Нейтроны 132
Неметаллы 145
Нормальные условия 15

Объёмная доля компонента газовой смеси 60
Озон 31, 39, 63
Окисление 167
Окислитель 168
Окислительно-восстановительные реакции 166
Оксиды 69, 102
— кислотные 103
— несолеобразующие 104
— основные 102
— солеобразующие 104
Основания 91, 106
Относительная атомная масса 38
Относительная молекулярная масса 40
Относительная плотность газа 85
Отстаивание 26

Перегонка, *см.* дистилляция 25
Периодическая таблица химических элементов Д. И. Менделеева 35
Периодический закон 129
Порядковый номер элемента 140
Протоны 132

Раствор 94
— насыщенный 99
Растворимость 113
Растворитель 93
Растворённое вещество 93
Ряд активности металлов 109

Свойства вещества 6
— физические 8
— химические 8
— эталонные 6
Смеси
— гетерогенные 24
— гомогенные 24
Соли 78
— двойные 98
— кислые 112
— комплексные 125
— основные 112
— средние (нормальные) 112
Сольваты 94
Степень окисления 163
Структурная формула 43, 154
Сублимация 18
Схема химической реакции 50

Фильтрование 26

Химическая модель 14
Химическая связь
— ионная 150
— ковалентная 153, 154, 158
— металлическая 160
Химическая формула 39
Химическая реакция 46
— горения 48
— замещения 56
— обмена 56
— признаки 47
— разложения 54
— соединения 54
— экзотермические 48
— эндотермические 48
Химический эксперимент 13
Химический элемент 30, 133
Химическое уравнение 51
Химия 8
Хемофилия 10
Хемофобия 10

Число Авогадро 81
Чистое вещество 24

Щелочные металлы 124
Щёлочи 91
Щелочноземельные металлы 124

Электронная формула 153
Электроны 132, 133
Электроотрицательность 157
Энергетический уровень (электронный слой) 136

Явления
— физические 19
— химические 8
Ядро атома 132

ОТВЕТЫ

Глава I

§ 7. 4. $M_r(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342$; $w(C) = 42{,}11\,\%$, $w(H) = 6{,}43\,\%$, $w(O) = 51{,}46\,\%$. **5.** $M_r(H_2S) = 34$, $M_r(SO_3) = 80$, $M_r(Na_2CO_3) = 106$, $M_r(Cu(OH)_2) = 98$, $M_r(P_2O_5) = 142$, $M_r(AlCl_3) = 133{,}5$, $M_r(Ba(NO_3)_2) = 261$. **7.** В 32 раза. **9.** $w(Ca) = 40\,\%$, $w(C) = 12\,\%$, $w(O) = 48\,\%$. **10.** 1. Натриевая селитра: $w(N) = 16\,\%$. 2. Кальциевая селитра: $w(N) = 17\,\%$. 3. Аммиачная селитра: $w(N) = 35\,\%$.

§ 8. 2. 63,6 % и 53,8 %.

Глава II

§ 12. 4. V(воздуха) = 1,125 м^3. **5.** V(кислорода) = 134,6 м^3, V(углекислого газа) = 0,192 м^3. **6.** V(природного газа) = 326 мл. **7.** φ(кислорода) = 57,14 %, φ(углекислого газа) = 42,86 %.

§ 14. 2. а) $w(Sn) = 78{,}82\,\%$, $w(O) = 21{,}19\,\%$; б) $w(Al) = 52{,}94\,\%$, $w(O) = 47{,}06\,\%$; в) $w(Ca) = 71{,}43\,\%$, $w(O) = 28{,}57\,\%$; г) $w(P) = 43{,}66\,\%$, $w(O) = 56{,}31\,\%$. **4.** Азот. **5.** m(тенорита) = 176 г.

§ 17. 6. 1. $Ca(NO_3)_2$: $w(Ca) = 24{,}39\,\%$. 2. $CaCl_2$: $w(Ca) = 36{,}04\,\%$. 3. $Ca_3(PO_4)_2$: $w(Ca) = 38{,}71\,\%$.

§ 18. 5. а) $n(KOH) = 0{,}1$ моль; б) $n(S) = 300$ кмоль; в) $n(NaCl) = 0{,}1$ ммоль. **6.** а) $n(O_3) = 0{,}3$ моль; б) $n(CO_2) = 2$ моль; в) $n(SO_2) = 0{,}2$ моль; г) $n(CH_4) = 0{,}1$ моль; д) $n(H_2O) = 3$ моль. **7.** $M(NO) = 30$ г/моль.

§ 19. 4. а) $n(O_2) = 0{,}5$ моль; б) $n(CH_4) = 0{,}25$ моль; в) $n(H_2S) = 40$ ммоль; г) $n(CO_2) = 44{,}64$ моль. **5.** а) $\rho(CO_2) = 1{,}96$ г/л; б) $\rho(SO_2) = 2{,}86$ г/л; в) $\rho(NH_3) = 0{,}76$ г/л; г) $\rho(CH_4) = 0{,}71$ г/л. **6.** а) $D_{(H_2)}O_2 = 16$; б) $D_{(возд.)}\,O_2 = 1{,}103$ г/л. **7.** $M(CO) = 28$ г/моль. **8.** $n(N_2) = 1{,}5$ моль; $m(N_2) = 42$ г; $V(N_2) = 33{,}6$ л. **9.** а) $m(C) = 24$ г; б) $m(C) = 36$ г; в) $m(C) = 12$ мг. **10.** CH_4, NH_3, Ne, F_2, SO_2.

§ 20. 3. $V(H_2) = 201{,}6$ м^3, $n(H_2O) = 9$ кмоль.

§ 21. 3. Барий. **4.** $n(Ca(OH)_2) = 5{,}27$ моль. **5.** $m(Fe(OH)_2) = 450$ г, $m(Fe(OH)_3) = 53{,}5$ г.

§ 22. 3. $w(NaCl) = 6\,\%$. **4.** $m(H_2SO_4) = 0{,}9$ кг, $m(H_2O) = 1{,}6$ кг. **5.** 47,25 г. **6.** $m(NaCl) = 275$ г, $n(NaCl) = 4{,}7$ моль. **7.** $m_{р\text{-}ра}(H_2O_2) = 17{,}5$ кг. **8.** $w(NH_3) = 2{,}83\,\%$. **9.** $w(Na_2CO_3) = 12{,}2\,\%$. **10.** $w(KMnO_4) = 3{,}1\,\%$.

Глава III

§ 23. 6. $V(CO_2) = 44{,}8$ л, $n(CaCO_3) = 2$ моль.

§ 24. 5. $w(NaOH) = 7{,}14\,\%$. **6.** $m(Cu(OH)_2) = 1{,}96$ г, $n(NaOH) = 0{,}04$ моль.

§ 25. 8. $w(H_2SO_4) = 8{,}9\,\%$. **9.** HNO_2. **10.** $w(H_2SO_4) = 36{,}55\,\%$.

§ 26. 7. $m(NaHCO_3) = 33{,}6$ г. **8.** 3,5 г. **9.** Достаточно.

§ 27. 5. $m(PbI_2) = 225$ г.

Глава IV

§ 28. 8. Образуется. **9.** MnO и Mn_2O_7.

§ 33. 11. Be.

Глава V

§ 35. 6. $V(N_2) = 89{,}6$ л.

§ 37. 7. $n(Cu) = 1{,}5$ кмоль.

Оглавление

Предисловие 3

Глава I. Первоначальные химические понятия 5
§ 1. Предмет химии. Роль химии в жизни человека 6
§ 2. Методы изучения химии 12
§ 3. Агрегатные состояния веществ 15
Практическая работа 1
Правила техники безопасности и некоторые виды работ в химической лаборатории (кабинете химии) 20
Практическая работа 2
Наблюдение за горящей свечой 23
§ 4. Физические явления — основа разделения смесей в химии 24
Практическая работа 3
Анализ почвы 29
§ 5. Атомно-молекулярное учение. Химические элементы 30
§ 6. Знаки химических элементов. Периодическая таблица Д. И. Менделеева 35
§ 7. Химические формулы 39
§ 8. Валентность 42
§ 9. Химические реакции 46
§ 10. Химические уравнения 50
§ 11. Типы химических реакций 54
Выводы к главе I 58

Глава II. Важнейшие представители неорганических веществ. Количественные отношения в химии 59
§ 12. Воздух и его состав 60
§ 13. Кислород 63
Практическая работа 4
Получение, собирание и распознавание кислорода 68
§ 14. Оксиды 69
§ 15. Водород 72
Практическая работа 5
Получение, собирание и распознавание водорода 74
§ 16. Кислоты 75
§ 17. Соли 78
§ 18. Количество вещества. Молярная масса 81
§ 19. Молярный объём газов 84
§ 20. Расчёты по химическим уравнениям 86
§ 21. Вода. Основания 89
§ 22. Растворы. Массовая доля растворённого вещества 93

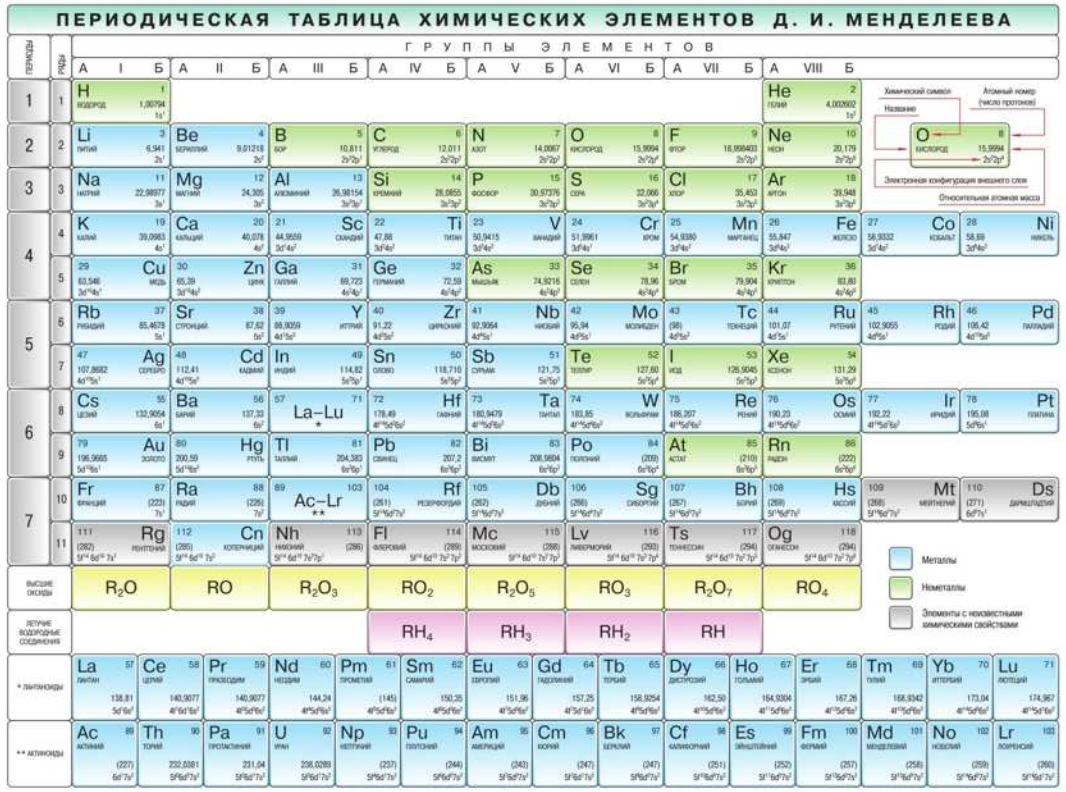
Практическая работа 6
Приготовление раствора с заданной массовой долей растворённого вещества 97
Домашний эксперимент
Выращивание кристаллов алюмокалиевых квасцов или медного купороса 98
Выводы к главе II 100

Глава III. Основные классы неорганических соединений 101
§ 23. Оксиды, их классификация и химические свойства 102
§ 24. Основания, их классификация и химические свойства 105
§ 25. Кислоты, их классификация и химические свойства 108
§ 26. Соли, их классификация и химические свойства 111
§ 27. Генетическая связь между классами неорганических соединений 116
Практическая работа 7
Решение экспериментальных задач по теме «Основные классы неорганических соединений» 120
Выводы к главе III 121

Глава IV. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атома 123
§ 28. Естественные семейства химических элементов. Амфотерность 124
§ 29. Открытие Периодического закона Д. И. Менделеевым 128
§ 30. Основные сведения о строении атома 132
§ 31. Строение электронных оболочек атомов 136
§ 32. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева 140
§ 33. Характеристика элемента по его положению в Периодической системе 144
Выводы к главе IV 148

Глава V. Химическая связь. Окислительно-восстановительные реакции 149
§ 34. Ионная химическая связь 150
§ 35. Ковалентная химическая связь 153
§ 36. Ковалентная неполярная и полярная химическая связь 156
§ 37. Металлическая химическая связь 160
§ 38. Степень окисления 162
§ 39. Окислительно-восстановительные реакции 166
Выводы к главе V 170
Предметный указатель 171
Ответы 173

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА



РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au

активность металлов уменьшается

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	H^+	Li^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Sr^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Sn^{2+}	Cu^{2+}
OH^-		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	–	–	H	H	H
F^-	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	–	H	P	P
Cl^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
I^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	H	H	H	M	?
S^{2-}	P	P	P	P	P	–	–	–	H	–	–	H	–	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?
SO_3^{2-}	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	–	H	?	H	H	?	M	H	H	H	?	?
HSO_3^-	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO_4^{2-}	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	–	H	P	P
HSO_4^-	P	P	P	P	P	?	?	?	–	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?
NO_3^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P
NO_2^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	M	?	?	M	?	?	?	?
PO_4^{3-}	P	H	P	P	–	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO_4^{2-}	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	H	?	?	?	M	H	?
$H_2PO_4^-$	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	P	P	P	?	–	?	?
CO_3^{2-}	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	–	H	H	H	H	H	H	H	?	H
HCO_3^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	P	?	?
CH_3COO^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P	P	–	P	P	P	P	P	P	P	–	P
SiO_3^{2-}	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?

P – растворяется (> 1 г на 100 г H_2O)

M – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H_2O)

H – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г H_2O)

«–» – в водной среде разлагается

«?» – нет достоверных сведений о существовании соединений