

ИННОВАЦИОННАЯ
ШКОЛА

ФГОС

И.И. Новошинский Н.С. Новошинская

ХИМИЯ



8

«РУССКОЕ СЛОВО»

ФГОС
ИННОВАЦИОННАЯ ШКОЛА

И. И. НОВОШИНСКИЙ, Н. С. НОВОШИНСКАЯ

ХИМИЯ

Учебник для 8 класса
общеобразовательных учреждений

Рекомендовано
Министерством образования и науки
Российской Федерации
(экспертное заключение РАН № 10106-5215/155 от 07.10.2011 г.,
экспертное заключение РАО № 01-5/7д-631 от 24.10.2011 г.)

Учебник соответствует
Федеральному государственному
образовательному стандарту

Москва
«Русское слово»
2013

УДК 373.167.1:54*08(075.3)

ББК 24я72

Н74

Новошинский И. И., Новошинская Н. С.

Н74 Химия: учебник для 8 класса общеобразовательных учреждений / И. И. Новошинский, Н. С. Новошинская. — М.: ООО «Русское слово — учебник», 2013. — 224 с.: ил. — (ФГОС. Инновационная школа).

ISBN 978-5-91218-940-1

Данный учебник предназначен для общеобразовательных учреждений: школ, гимназий и лицеев. В нём изложены первоначальные основы химии. Его отличает нетрадиционный подход к структурированию материала.

Книга знакомит школьников с основными химическими понятиями, важнейшими классами неорганических соединений, строением атома и Периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева. Доступный язык и логическая последовательность изложения материала способствуют быстрому усвоению информации. Авторы предлагают много заданий, различных по форме, в том числе подразумевающих самостоятельную или коллективную личностно значимую деятельность учащихся, описания лабораторных опытов и практических работ с элементами исследования. Всё это позволяет реализовать системно-деятельностный подход в обучении.

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

УДК 373.167.1:54*08(075.3)

ББК 24я72



ISBN 978-5-91218-940-1

© И.И. Новошинский, 2013

© Н.С. Новошинская, 2013

© ООО «Русское слово — учебник», 2013

Учебное издание

**Новошинский Иван Иванович
Новошинская Нина Степановна**

ХИМИЯ

Учебник для 8 класса общеобразовательных учреждений

Ответственный редактор *И. А. Костенчук*
Художественный редактор *С. Н. Якубовский*
Корректор *М. Г. Курносенкова*
Вёрстка *Л. Х. Матвеевой*

Подписано в печать 03.10.2012. Формат 70х90/16.

Бумага офсетная. Гарнитура «NewtonС». Печать офсетная.
Усл. печ. л. 16,38. Тираж 7000 экз. Изд. № 08036. Заказ № 33447.

ООО «Русское слово — учебник».

125009, Москва, ул. Тверская, д. 9/17, стр. 5.

Тел.: (495) 969-24-54, 658-66-60.

Отпечатано в соответствии с качеством
предоставленных издательством электронных носителей
в ОАО «Саратовский полиграфкомбинат».

410004, г. Саратов, ул. Чернышевского, 59. www.sarpk.ru

ISBN 978-5-91218-940-1



9 785912 189401

Вы приступаете к изучению нового интересного предмета, который называется «Химия». Химия, как физика и биология, относится к *естественным наукам*. Она даёт ключ к познанию многих природных явлений и разгадке тайн окружающего мира. Так, из курса природоведения вам известно, что в зелёных растениях происходит превращение углекислого газа и воды в органические вещества, и этот процесс сопровождается выделением кислорода. На уроках химии вы узнаете, как происходят в клетках растений эти удивительные превращения.

Химия — *экспериментальная наука*. Законы химии, свойства веществ можно проверить и исследовать самому, проводя химические опыты. В течение года вы много раз будете работать как химики-экспериментаторы. Посмотрите учебник — сколько там лабораторных опытов и практических работ! Но при их выполнении не следует нарушать установленные правила и инструкции. В противном случае химия может «наказать» не только самого экспериментатора, но и окружающих его людей. Поэтому будьте внимательны при выполнении лабораторных опытов и практических работ, строго следуйте изложенным в учебнике рекомендациям по обращению с веществами.

Опыты с веществами не приведут к нежелательным последствиям, если вы будете знать свойства этих веществ и особенности химических превращений. Именно такие знания вы получите при изучении химии, и в этом вам поможет учебник, который вы держите в руках. Рассмотрим его.

Для облегчения усвоения программного материала в учебнике представлены рисунки, таблицы и схемы, иллюстрирующие наиболее важные теоретические положения.

Основные химические понятия, формулировки законов выделены в тексте **полужирным шрифтом**. Выделены также наиболее важные обобщения и выводы, на которые следует обратить особое внимание.

Содержание всех параграфов учебника взаимосвязанно. Не изучив материал одного параграфа, можно столкнуться с трудностями при изучении следующего.

В учебнике приведены алгоритмы (порядок действий) для решения расчётных задач различных типов, а также образцы решения конкретных задач.

После каждого параграфа приведены вопросы, упражнения и задачи. Выполняя эти задания, вы сможете глубже изучить и понять химические процессы, а также развить свои умения и навыки.

Проработав параграф, постарайтесь выполнить предложенные вам задания. Как правило, ответы на них заключены в тексте параграфа, и если вы затрудняетесь, значит, вам следует прочитать его ещё раз.

Перед решением задачи обязательно проработайте алгоритм решения задач данного типа.

В конце книги даны ответы к расчётным задачам и помещён предметный указатель, который содержит термины, понятия, названия веществ, реакций, законов с указанием страниц учебника, где они упоминаются.

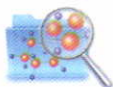
Если вы сможете ответить на все вопросы, выполнить все упражнения и решить все задачи, которые даны в учебнике, то химия станет для вас любимым и понятным предметом.

Успехов вам в изучении химии!

Условные обозначения



Из истории химии.



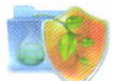
Для любознательных.



Научитесь правильно решать задачи.



Обратите внимание.



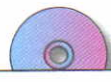
Правила экологически безопасного поведения.



Вопросы и задания.



Тестовые задания с выбором одного или нескольких правильных ответов из четырёх предложенных или задания на установление соответствия.



Задания с диска.

Введение

§ 1

ПРЕДМЕТ ХИМИИ. ВЕЩЕСТВА И ИХ ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Из курсов физики и природоведения вы знакомы с понятиями «физическое тело» и «вещество». Напомним, в чём разница между веществами и телами.

Вещества — это то, из чего состоят физические тела.

Вещества

Алюминий, железо, вода, сера, сахар, медь, кислород и т. д. — это вещества. Алюминий — это вещество, а алюминиевые ложка, проволока, кастрюля и кружка — физические тела (рис. 1). Железо — вещество, а гвоздь, подкова — физические тела.

Для более чёткого различения понятий «вещество» и «тело» можно воспользоваться подсказкой: к названию тела — существительному — можно подобрать относительное прилагательное, образованное от названия вещества, например железная подкова. Значит, подкова — тело, а железо — вещество.

Физическое тело может состоять из нескольких веществ. Кусок гранита, например, состоит из частиц кварца, полевого шпата и слюды.



Рис. 1. Различные предметы (физические тела), изготовленные из алюминия

Веществ очень много — более десяти миллионов, и каждое из них обладает определёнными физическими и химическими свойствами.

К физическим свойствам вещества относятся агрегатное состояние (газообразное, жидкое или твёрдое), цвет, блеск, запах, плотность, растворимость, температура плавления, температура кипения, электропроводность и др.

Физические свойства веществ

Физические свойства веществ — это признаки, по которым одни вещества отличаются от других или устанавливают сходство между ними.

Например, опишем физические свойства воды. Вода — бесцветная, прозрачная жидкость без вкуса и запаха с плотностью 1 г/см^3 , плохо проводит тепло и электрический ток, кипит при $100 \text{ }^\circ\text{C}$, замерзает при $0 \text{ }^\circ\text{C}$, хорошо растворяет многие вещества. Перечисленные признаки позволяют сравнивать воду с другими веществами.

Сравним свойства воды со свойствами ацетона. Ацетон (растворитель) — тоже прозрачная, бесцветная жидкость. Но по другим признакам он отличается от воды: легче её (плотность ацетона равна $0,791 \text{ г/см}^3$), имеет характерный запах, закипает при $56,1 \text{ }^\circ\text{C}$, электрический ток не проводит.

Из этих примеров следует, что вещества можно различать и распознавать по их физическим свойствам. Вещества различают и по химическим свойствам, о которых вы узнаете в дальнейшем.

Задачи химии

Поэтому **одна из задач химии** — изучение веществ, их физических и химических свойств.

Простейший способ изучения свойств веществ — наблюдение. Непосредственным визуальным наблюдением определяют качественные свойства веществ (цвет, блеск, агрегатное состояние и т. д.), а с помощью измерительных приборов — значения характеризующих их физических величин (плотность, температура плавления и кипения, электропроводность и др.). Значения физических величин приводятся в справочниках; для некоторых веществ они указаны в табл. 16 приложения (с. 215). К свойствам веществ относятся и их воздействие на организм.



Вещества нельзя пробовать на вкус, потому что многие из них ядовиты.

Повседневно мы наблюдаем различные превращения веществ. Железные предметы во влажном воздухе ржавеют — покрываются ржавчиной; дрова в печи или костре сгорают, оставляя небольшое количество золы и выделяя тепло; опавшие листья деревьев постепенно истлевают, превращаясь в перегной и также выделяя тепло. Эти превращения характеризуют химические свойства веществ.

Вторая задача химии — изучение превращений веществ и процессов, сопровождающих эти превращения.

Теперь можно ответить на вопрос: «А что же изучает химия?»

Химия — это наука о веществах, их строении, свойствах, превращениях и явлениях, которыми сопровождаются эти превращения.

Химия — это одна из наук о природе, она относится к естественным наукам и тесно связана с физикой, биологией, географией и другими науками.



Предмет
химии

1. Какие свойства веществ представляют опасность для человека?
2. Какие из пяти органов чувств (зрение, вкус, обоняние, осязание, слух) химики используют для анализа веществ?
3. Какие вещества входят в состав семян растений? При ответе на вопрос вспомните материал из курса ботаники.
4. Назовите не менее трёх веществ: а) которые входят в состав нашего организма; б) с которыми вы сталкиваетесь в повседневной жизни.
5. Из приведённого перечня выпишите отдельно слова, обозначающие вещества и тела: льдина, ваза, труба, вода, медь, гвоздь, сосулька.
6. Распределите указанные вещества по группам в зависимости от их агрегатного состояния при обычных условиях: железо, углекислый газ, сахар, вода, ртуть, поваренная соль, азот, кислород.
7. К веществам относятся все признаки, перечисленные в ряду:
 - а) твёрдый, лёгкий, бесцветный, кристаллический;
 - б) стеклянный, круглый, растворимый, тяжёлый;
 - в) зелёный, лёгкий, газообразный, выпуклый;
 - г) хрупкий, нерастворимый, овальный, электропроводный.



- Т 8.** Названия веществ перечислены в ряду:
а) цинк, стакан, аммиак, кислород;
б) железо, глюкоза, алмаз, кислород;
в) вилка, графит, серная кислота, сода;
г) олово, книга, ваза, сера.
- Т 9.** Названия тел (предметов) перечислены в ряду:
а) проволока, углекислый газ, льдина, сода;
б) стекло, стакан, ваза, снежинка;
в) алюминий, озон, монета, кружка;
г) ложка, пробирка, гвоздь, кирпич.

§ 2

МОЛЕКУЛЫ И АТОМЫ. ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

Из курса физики вам известно, что многие вещества состоят из молекул.

Молекулы

Молекулы — это мельчайшие частицы *многих веществ*, обладающие химическими свойствами данного вещества и состоящие из атомов, соединённых между собой химическими связями.

В определении выделены слова «многих веществ». Это связано с тем, что кроме веществ молекулярного строения, состоящих из молекул (сахар, спирт, эфир, уксусная кислота, кислород, углекислый газ, вода и др.), известны и вещества немолекулярного строения (поваренная соль, алмаз и др.)^{*}.

Молекулы способны к самостоятельному существованию. При химических реакциях они распадаются, т. е. являются химически делимыми частицами.

Молекулы состоят из атомов (в переводе с греческого *атом* означает неделимый).

Атомы

Атомы — это мельчайшие химически неделимые частицы вещества.

^{*} Подробнее о веществах молекулярного и немолекулярного строения вы узнаете при изучении химической связи.



Атомы, как и молекулы, способны к самостоятельному существованию. Так, атомы водорода составляют около половины массы Солнца; из отдельных атомов состоят такие вещества, как гелий, неон, аргон и др.

Химия изучает такие явления, в которых атомы сохраняются: не уничтожаются и не возникают вновь (отсюда и происхождение термина «атом»).

Над вопросом, из чего состоит то или иное вещество, люди задумывались ещё в древности. Древнегреческие философы считали, что вещества состоят из мельчайших, невидимых, неделимых частиц — атомов, находящихся в непрерывном движении.



В поэме Тита Лукреция Кара (I в. до н. э.) «О природе вещей» существование невидимых частичек доказывается так:

...На морском берегу, разбивающем волны,
Платье сыреет всегда, а на солнце, вися, высыхает,
Видеть, однако, нельзя, как влага на нём оседает,
Как и не видно того, как от зноя она исчезает.
Значит, дробится вода на такие мельчайшие части,
Что недоступны они совершенно для нашего взора.

На основе атомистических представлений древних философов в конце XVIII — начале XIX в. возникло атомно-молекулярное учение, сущность которого сводится к представлению о том, что вещества состоят из атомов и молекул. Одним из основоположников этого учения был выдающийся русский учёный М. В. Ломоносов.

Известно, что атомы имеют очень малые размеры. Они настолько малы, что их невозможно рассмотреть даже в электронный микроскоп, дающий увеличение в 40 тысяч раз. Радиусы атомов составляют 0,06–0,25 нм. *Нанометр* (нм) — одна миллиардная часть метра (10^{-9} м).

Насколько малы атомы, можно продемонстрировать на следующем примере. Если каким-то образом пометить все атомы в стакане воды, а затем перемешать её с водой земного шара (вода рек, озёр, морей, океанов, ледников и т. д.), то, зачерпнув стакан воды из любого водного источника, можно обнаружить в нём около двух тысяч меченых атомов.

Естественно, что ничтожно малому размеру атома соответствует и ничтожно малая масса. Современные методы исследования позволяют определить её с большой точностью.

Оказалось, что истинные массы атомов (m_a) имеют значения от $1,67 \cdot 10^{-27}$ до $4,27 \cdot 10^{-25}$ кг. Например:

$$m_a(\text{водорода}) = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г} (0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 001\ 67 \text{ г}).$$

Очевидно, что пользоваться такими числами в повседневной практике неудобно. Поэтому вместо истинных значений масс атомов применяют относительные атомные массы.

Относительная атомная масса

Относительная атомная масса показывает, во сколько раз масса данного атома больше массы, принятой за эталон.

Относительную атомную массу обозначают A_r , где r — начальная буква английского слова *relative*, что означает относительный:

$$A_r = \frac{m_a}{m_{\text{эталона}}}$$

В качестве такого эталона принята $\frac{1}{12}$ массы атома углерода*.

Атомная единица массы (а.е.м.)

Атомная единица массы (а.е.м.) — это $\frac{1}{12}$ массы атома углерода.

$$1 \text{ а.е.м.} = \frac{m_a(\text{углерода})}{12};$$

$$1 \text{ а.е.м.} = \frac{1,99 \cdot 10^{-23} \text{ г}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}.$$

В соответствии с этим относительную атомную массу атома элемента X можно определить сравнением истинной массы атома с массой одной атомной единицы массы (1 а.е.м.), т. е. вычислить по формуле:

$$A_r(X) = \frac{m_a(X)}{1 \text{ а.е.м.}}$$

Например:

$$A_r(\text{водорода}) = \frac{m_a(\text{водорода})}{1 \text{ а.е.м.}};$$

* Более точно об эталоне массы атома вы узнаете при изучении § 5 «Изотопы».



$$A_r(\text{водорода}) = \frac{1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = 1;$$

$$A_r(\text{кислорода}) = \frac{m_a(\text{кислорода})}{1 \text{ а.е.м.}};$$

$$A_r(\text{кислорода}) = \frac{2,66 \cdot 10^{-23} \text{ г}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = 16.$$

Из примеров следует, что относительная атомная масса водорода численно равна атомной единице массы, а относительная атомная масса кислорода в 16 раз превышает атомную единицу массы.

Относительная атомная масса не имеет единиц измерения, т. е. это *безразмерная величина*.



Значения относительных атомных масс химических элементов приведены в таблице, которая носит название «Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева» (см. форзац в начале учебника). Обратимся к этой таблице: $A_r(\text{фосфора}) = 30,974$, $A_r(\text{натрия}) = 22,99$. В расчётах обычно используют округлённые до целых чисел значения относительных атомных масс. Тогда $A_r(\text{фосфора}) \approx 31$, $A_r(\text{натрия}) \approx 23$.

Итак, атомы характеризуются:

♦ определёнными, очень малыми размерами порядка долей нанометра;

♦ определённой, ничтожно малой массой.

Поэтому вместо истинных масс атомов используют относительные атомные массы.

1. Назовите частицы, из которых состоят вещества, и укажите их различия.
2. Вспомните два-три опыта из курса физики, которые подтверждают существование молекул. Расскажите об этих опытах.
3. Молекулы каких газов входят в состав воздуха? При ответе вспомните материал из курса природоведения.
4. Объясните, почему относительная атомная масса — безразмерная величина.



5. Выпишите точные значения относительных атомных масс:
а) фтора; б) кремния; в) бора; г) азота.
Округлите эти значения до целых чисел.
6. Определите, во сколько раз:
а) атом магния тяжелее атома углерода;
б) атом меди тяжелее атома кислорода;
в) атом азота тяжелее атома водорода.

§ 3

ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ. СИМВОЛЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ



Символы химических элементов были введены в 1814 г. шведским химиком Й. Я. Берцелиусом.

Вам уже известно, что атомы — это частицы, из которых состоят окружающие нас вещества. В природе существует громадное число атомов, но разновидностей атомов не так много.

Химический элемент

Вид атомов, характеризующихся определённой совокупностью свойств, называют **химическим элементом**.



Й. Я. Берцелиус
(1779—1848)

Химический элемент — понятие абстрактное, а атом — материальная, конкретная частица элемента с присущими ему параметрами: размером и массой. Так, атомы массой 24 а.е.м. и радиусом 0,128 нм составляют химический элемент магний; атомы массой 16 а.е.м. и радиусом 0,045 нм составляют другой химический элемент — кислород и т. д.

Чтобы пояснить сущность понятия «химический элемент», рассмотрим следующий пример. В природе существует большое число яблок, но число их сортов ограничено. Сорт яблок — понятие абстрактное, а яблоки — конкретная форма существования определённого сорта. Например, яблоки сорта Джонатан — жёлто-красного цвета,

среднего размера, кисло-сладкого вкуса, а яблоки сорта Голден Делишес — жёлтого цвета, продолговатые, сладкие и т. д.

В настоящее время известно 118 химических элементов, для 110 элементов предложены символы и названия. Большинство элементов встречаются в природе, а некоторые получены искусственным путём.

Каждый химический элемент обозначают специальным *символом*. В качестве символов приняты первая или первая и одна из последующих букв латинского названия химического элемента. Так, элемент водород имеет латинское название гидрогениум (*Hydrogenium*), поэтому обозначается символом **H**, который читается «аш», элемент медь (*Cuprum*) обозначается буквами **Cu**, их сочетание читается «купрум» и т. д. Символ **H** обозначает также один атом водорода, **Cu** — один атом меди.

Если нужно обозначить не один, а несколько атомов, то перед химическим символом ставят соответствующую цифру, которую называют *коэффициентом*.

Например, два атома водорода записывают **2H** (2 — коэффициент); пять атомов меди — **5Cu** (5 — коэффициент).

В таблице на форзаце в конце учебника приведены названия некоторых химических элементов, их символы, произношение символов, относительные атомные массы.

Названия и символы других химических элементов вы можете узнать из Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева (см. форзац в начале учебника).

Символ
химического
элемента

Коэффициент

1. Из Периодической системы химических элементов выпишите химические символы натрия, магния и алюминия.
2. Напишите символы и названия химических элементов с относительной атомной массой (округлённой):
а) 32; б) 39; в) 12.
3. Напишите обозначения одного атома хлора и пяти атомов хлора; одного атома кислорода и трёх атомов кислорода.
4. Укажите относительные атомные массы магния, углерода и фосфора.
5. Вспомните из курса биологии, какие химические элементы входят в состав клетки.



0.3

Строение атома. Структура Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева

I

§ 4

СОСТАВ АТОМА И АТОМНОГО ЯДРА

До конца XIX столетия атом считали элементарной (т. е. неделимой) частицей. Научные открытия на рубеже XIX — XX вв. (вы их рассмотрите в курсе физики) показали, что атом имеет сложное строение.

В центре атома находится положительно заряженное ядро, которое имеет чрезвычайно малый размер по сравнению с размерами атома. Радиус атомного ядра в сто тысяч раз меньше радиуса атома. Например, радиус атома водорода 0,046 нм, а радиус ядра атома водорода — $6,5 \cdot 10^{-7}$ нм. Но и это крошечное ядро имеет сложное строение, в его состав входят протоны и нейтроны.

Протон

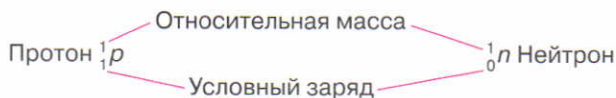
1_1p

Протоны — это частицы с положительным зарядом +1 (в условных единицах) и относительной массой, равной 1. Протон обозначают латинской буквой p (или 1_1p).

Нейтрон

1_0n

Нейтроны — это электронейтральные (незаряженные) частицы с относительной массой, также равной 1. Нейтрон обозначают латинской буквой n (или 1_0n).



Следовательно, *положительный заряд ядра равен числу протонов.*

Экспериментально доказано, что положительный заряд ядра атома (число протонов в ядре) равен атомному (порядковому) номеру химического элемента в Периодической системе элементов.

Найдите в Периодической системе химических элементов углерод. Каким символом его обозначают? Обратите внимание на то, что атомный (порядковый) номер углерода 6. Следовательно, в ядре атома углерода находятся 6 протонов ($6\frac{1}{1}p$) и заряд ядра равен +6.

Атомный номер элемента, заряд ядра атома и число протонов в ядре обозначают буквой Z , а число нейтронов — буквой N .

Суммарное число протонов Z и нейтронов N называют **массовым числом** атома и обозначают буквой A :

$$A = Z + N$$

Из этой формулы следует, что число нейтронов в ядре атома равно разности между массовым числом элемента A и его атомным номером Z : $N = A - Z$.

Массовое число атома A приблизительно (округлённо) равно относительной атомной массе A_r .

Найдите в Периодической системе химических элементов алюминий. Каким символом его обозначают? Обратите внимание на то, что атом алюминия имеет массовое число (округлённую относительную атомную массу) 27 и порядковый номер 13. Следовательно, ядро атома содержит 13 протонов ($13\frac{1}{1}p$) и 14 нейтронов ($14\frac{1}{0}n$) ($N = A - Z = 27 - 13$).

Атом — электронейтральная частица. Положительный заряд ядра нейтрализуется суммарным отрицательным зарядом электронов, которые движутся вокруг ядра атома.

Электроны (обозначают e^-) — это частицы с отрицательным зарядом -1 (в условных единицах) и относительной массой, равной $\frac{1}{1837}$ массы протона.

Число электронов в атоме равно числу протонов в ядре.

Найдите в Периодической системе химических элементов серу. Каким символом её обозначают? Обратите внимание на атомный

Массовое
число

Электрон

номер серы: $Z = 16$. Следовательно, в ядре атома серы содержатся 16 протонов ($16\frac{1}{1}p$), а вокруг ядра движутся 16 электронов ($16e^{-}$).

Так как масса электрона ничтожно мала — в 1837 раз меньше массы протона или нейтрона, то очевидно, что практически вся масса атома сосредоточена в его ядре.

Объём атомного ядра мал, но его плотность очень велика. Так, если заполнить 1 см^3 ядрами атомов, то их масса составит около 116 млн т.

Таким образом:

♦ Электроны, протоны и нейтроны являются микрочастицами, из которых состоит атом.

♦ Изучение строения атома позволило дать новое (современное) определение понятия «атом».

Атом

Атом — это электронейтральная и химически неделимая частица, состоящая из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов.

♦ Положительный заряд ядра является главной характеристикой атома. Он определяет строение атома, число электронов, движущихся вокруг ядра, и служит отличительным признаком различных видов атомов. Поэтому дано новое (современное) определение химического элемента.

Химический элемент

Химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

♦ Атомный номер элемента в Периодической системе указывает на заряд ядра, число протонов в ядре и число электронов, содержащихся в атоме, — в этом заключается физический смысл атомного (порядкового) номера элемента в Периодической системе химических элементов:

$$\begin{array}{ccccccc} \text{Атомный} & & \text{Число} & & \text{Заряд} & & \text{Число} \\ \text{(порядковый)} & = & \text{протонов} & = & \text{ядра} & = & \text{электронов} \\ \text{номер} & & \text{в ядре} & & \text{атома} & & \text{в атоме} \end{array}$$



1. Назовите частицы, которые входят в состав ядер атомов. Укажите, что между ними общего и чем они различаются.
2. Объясните, почему атом электронейтрален.
3. Что показывает атомный номер элемента?
4. Атомный номер химического элемента равен 15. Определите заряд ядра и число электронов, содержащихся в его атоме.



1.1, 1.2

5. Укажите число электронов в атоме кислорода, если заряд его ядра равен +8.
6. Назовите элемент, в атоме которого содержится 14 электронов.
7. Определите заряд ядра, число протонов в ядре и число электронов в атоме хлора.
8. Заряд ядра атома магния +12, а заряд ядра атома кальция +20. Определите, на сколько больше электронов в атоме кальция, чем в атоме магния.
9. Элемент с зарядом ядра атома +16 имеет атомный номер:
а) 5; б) 10; в) 16; г) 19.
10. Число нейтронов в атоме аргона Ar равно:
а) 18; б) 22; в) 58; г) 40.

§ 5

ИЗОТОПЫ

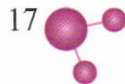
Исследования по определению массы и заряда ядра атомов различных элементов показали, что в природе встречаются атомы одного и того же элемента с одинаковым зарядом ядра, но имеющие при этом различную массу. Так, были обнаружены атомы хлора с различными массовыми числами: атомы с массовым числом 35 (хлор-35) и атомы с массовым числом 37 (хлор-37), но с одним и тем же зарядом атомных ядер +17. Одинаковый заряд ядра свидетельствует о том, что это атомы одного и того же элемента — хлора.

Вам известно, что массовое число определяет общее число протонов и нейтронов: $A = Z + N$. Так как число протонов в ядрах атомов одинаково и равно 17, то, следовательно, в ядрах одной из разновидностей атомов хлора содержится 18 нейтронов ($35 - 17 = 18$), а в ядрах другой — 20 нейтронов ($37 - 17 = 20$).

Разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа, называют **изотопами**.

Изотопы одного и того же элемента имеют *одинаковое число протонов и электронов, а отличаются друг от друга только числом нейтронов*.

Изотопы



Слово «изотоп» образовано от двух греческих слов: *изос* — один и *топос* — место. Изотопы занимают одно место (клетку) в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.

Каждый изотоп характеризуется двумя величинами: *массовым числом* (его указывают вверху слева от символа элемента) и *зарядом ядра* (его указывают внизу слева от символа элемента). Например, изотопы хлора записывают так: ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ и ${}_{17}^{37}\text{Cl}$. На основании этой записи можно заключить, что заряд ядра обоих атомов равен 17, вблизи ядер движутся 17 электронов; ядро атома ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ состоит из 17 протонов и 18 нейтронов, а ядро атома ${}_{17}^{37}\text{Cl}$ состоит из 17 протонов и 20 нейтронов. Иногда нижний индекс опускают: ${}^{35}\text{Cl}$, ${}^{37}\text{Cl}$.

Изотопы известны почти для всех химических элементов (табл. 1).

Таблица 1

Изотопы кислорода

Изотопы кислорода	Состав ядер
${}_{8}^{16}\text{O}$	8p, 8n
${}_{8}^{17}\text{O}$	8p, 9n
${}_{8}^{18}\text{O}$	8p, 10n

Массовые числа изотопов всегда выражают целыми числами. Но в природе содержание каждого изотопа различно, поэтому относительные атомные массы элементов имеют не целочисленные значения.

Относительная атомная масса элемента, которая указана в Периодической системе химических элементов, является средней величиной из массовых чисел всех его природных изотопов с учётом их распространённости.

Например, содержание в природе изотопа хлора с массовым числом 35 (${}_{17}^{35}\text{Cl}$) составляет 75,5%, а изотопа хлора с массовым числом 37 (${}_{17}^{37}\text{Cl}$) — 24,5%. Следовательно:

$$A_r(\text{Cl}) = \frac{35 \cdot 75,5 + 37 \cdot 24,5}{100} \approx 35,5.$$

массовое число



Относительная атомная масса элемента



Так как изотоп хлора с массовым числом 35 более распространён, то значение относительной атомной массы хлора ближе к этому числу.

Теперь мы можем уточнить (см. с. 10), что принято за эталон, используемый при вычислении относительной атомной массы. Углерод имеет два устойчивых изотопа: с массовым числом 12 — углерод-12 (его содержание в природе составляет 98,89%) и с массовым числом 13 — углерод-13. В настоящее время за эталон принята $\frac{1}{12}$ массы изотопа углерода с массовым числом 12 (углерода-12).

Изотопы находят широкое применение в биологии, медицине, географии, технике и археологии. Например, в медицине кобальт-60 применяют для лечения рака, железо-59 — для измерения скорости тока крови и изучения заболеваний крови, иод-130 — для диагностики заболеваний щитовидной железы, барий-137 — для диагностики заболеваний пищеварительной системы.

Применение изотопов

1. Определите число протонов и нейтронов в атомах изотопов магния — ${}_{12}^{24}\text{Mg}$, ${}_{12}^{25}\text{Mg}$, ${}_{12}^{26}\text{Mg}$ и меди — ${}_{29}^{63}\text{Cu}$, ${}_{29}^{65}\text{Cu}$.
2. На основе информации Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева запишите обозначения изотопов бора В, атомы которых содержат 5 и 6 нейтронов.
3. Даны обозначения атомов элементов: ${}_{14}^{26}\text{Э}$, ${}_{20}^{42}\text{Э}$, ${}_{19}^{40}\text{Э}$, ${}_{18}^{40}\text{Э}$, ${}_{20}^{40}\text{Э}$. Выберите обозначения двух атомов, которые являются изотопами одного и того же элемента.
4. Литий имеет два изотопа: ${}_{3}^7\text{Li}$ и ${}_{3}^6\text{Li}$. Содержание в природе первого изотопа составляет 92,7%, второго — 7,3%. Вычислите относительную атомную массу лития.
5. Объясните, почему химический элемент аргон (атомная масса 39,948) расположен перед калием (атомная масса 39,102), кобальт (атомная масса 58,933) — перед никелем (атомная масса 58,70), теллур (атомная масса 127,60) — перед иодом (атомная масса 126,905).
6. Используя различные источники информации (научно-популярная литература, энциклопедии, Интернет), подготовьте сообщение о применении изотопов в: а) биологии; б) медицине; в) географии; г) технике; д) археологии. Работайте в группе совместно с товарищами, распределив обязанности.



СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННОЙ ОБОЛОЧКИ АТОМА

Мы выяснили, что атом состоит из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов, которые образуют электронную оболочку.

Электронная оболочка атома

Электронная оболочка атома — это совокупность всех электронов данного атома.

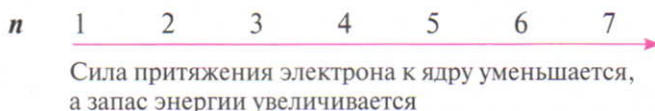
В курсе химии 8–9 классов рассматривается упрощённая модель* строения электронной оболочки атомов первых двадцати элементов Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева (от водорода до кальция).

Рассмотрим, как распределяются электроны вокруг ядра атома. Условно можно представить, что электроны, образующие электронную оболочку атома, размещаются вокруг ядра электронными слоями (одни ближе к ядру, другие — дальше) и обладают различным запасом энергии. Чем ближе к ядру расположены электроны, тем прочнее их связь с ядром, но меньше запас энергии. По мере удаления от ядра атома сила притяжения электрона к ядру уменьшается, а запас энергии увеличивается. Каждый слой состоит из электронов с близкими значениями энергии, поэтому слои электронов называют энергетическими уровнями.

Энергетический уровень

Электронный слой, или энергетический уровень, — это совокупность электронов с близкими значениями энергии (E).

Номер энергетического уровня (n) обозначают цифрами 1, 2, 3, 4, 5...:



Различие электронных слоёв по энергии изображено на рис. 2.

Электроны *внешнего энергетического уровня* обладают *максимальным запасом энергии и наименее прочной связью с ядром*.

* Современную модель состояния электронов в атоме вы будете рассматривать в старшей школе.

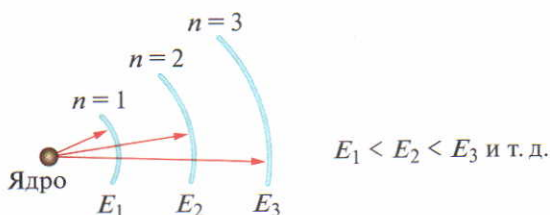


Рис. 2. Энергетическая схема электронных слоёв

Максимальное число электронов, которые могут находиться на том или ином энергетическом уровне, определяется по формуле:

$$N = 2n^2,$$

где N — максимальное число электронов на уровне; n — номер энергетического уровня.

Следовательно, на первом энергетическом уровне ($n = 1$) может находиться не более двух электронов ($2 \cdot 1^2 = 2$); на втором ($n = 2$) — не более восьми ($2 \cdot 2^2 = 8$); на третьем ($n = 3$) — не более восемнадцати ($2 \cdot 3^2 = 18$) и т. д. Кроме того, установлено, что на *внешнем энергетическом уровне* может находиться *не более восьми* электронов.

Если энергетический уровень содержит максимально возможное число электронов, то его называют **завершённым**. Энергетические уровни, не содержащие максимального числа электронов, называют **незавершёнными**.

Теперь мы можем составить упрощённые схемы строения электронных оболочек атомов*, руководствуясь следующими правилами:

1. Общее число электронов в атоме равно заряду ядра атома, т. е. атомному номеру элемента.
2. Максимальное число электронов на каждом энергетическом уровне равно $2n^2$.
3. На внешнем энергетическом уровне может находиться не более восьми электронов, а на первом — не более двух электронов.

Схему расположения электронов по электронным слоям, или энергетическим уровням, называют **электронной схемой (электронной конфигурацией) атома**.

* Соотношения размеров ядра и атома на схемах не соблюдены.

Максимальное
число
электронов
на уровне

Завершённый
уровень
Незавершённый
уровень

Электронная
схема атома

СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННОЙ ОБОЛОЧКИ АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ ПЕРВОГО И ВТОРОГО ПЕРИОДОВ

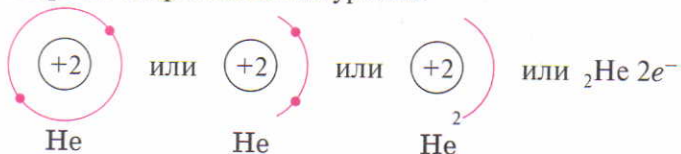
Атом водорода

Ядро атома **водорода** Н имеет заряд +1, поэтому вокруг ядра движется только один электрон, находящийся на первом энергетическом уровне. Схему строения атома водорода можно изобразить следующим образом:



Атом гелия

Следующий за водородом элемент — **гелий** He. Ядро атома гелия имеет заряд +2, поэтому атом гелия имеет два электрона на первом энергетическом уровне:

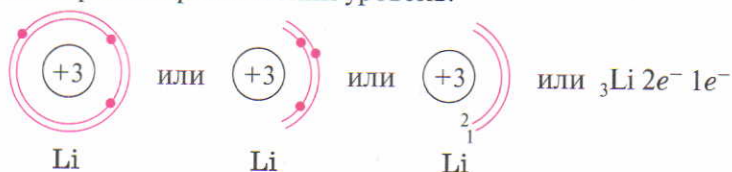


Итак, в атоме гелия первый электронный слой завершён.

Электронная конфигурация *атома гелия* сохраняется на *первом уровне* в атомах *всех* последующих элементов.

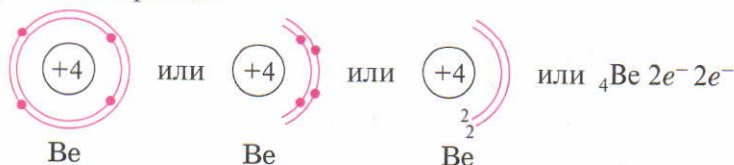
Атом лития

Элемент № 3 — **литий** Li. Ядро атома лития имеет заряд +3, следовательно, в атоме лития три электрона. Два из них находятся на первом энергетическом уровне (электронная конфигурация атома гелия), а третий электрон начинает заполнять второй энергетический уровень:



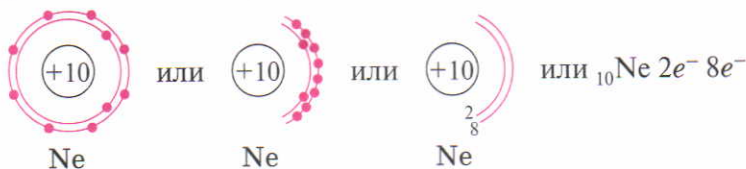
Атом бериллия

При переходе от лития к **бериллию** Be заряд ядра атома увеличивается на единицу, а второй уровень пополняется ещё одним электроном:



Атом **бора** В на внешнем уровне имеет три электрона, атом **углерода** С — четыре, атом **азота** N — пять, **кислорода** O — шесть, **фтора** F — семь. Внешний уровень атома **неона** Ne содержит восемь электронов:

Атом неона



Итак, в атоме неона второй электронный слой содержит восемь электронов и является завершённым.

Электронная конфигурация *атома неона* сохраняется для *первого и второго уровней* в атомах *всех* последующих элементов.

- Изобразите схемы строения атомов следующих химических элементов:
 - бора и фтора;
 - водорода и лития.
 Найдите сходство в строении атомов этих элементов и укажите различия.
- Охарактеризуйте химический элемент с атомным номером 6 (изотоп с массовым числом 12) по следующему плану:
 - символ химического элемента;
 - относительная атомная масса;
 - заряд и состав ядра атома;
 - общее число электронов, движущихся вокруг ядра;
 - схема строения атома;
 - число электронов на внешнем энергетическом уровне;
 - число занятых электронами энергетических уровней;
 - число завершённых энергетических уровней.
- Сколько завершённых электронных слоёв содержится в атомах химических элементов с атомными номерами: а) 3; б) 8?



§ 7

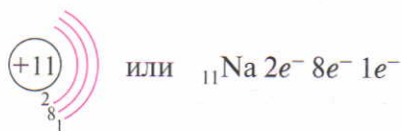
СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННОЙ ОБОЛОЧКИ АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ ТРЕТЬЕГО И ЧЕТВЁРТОГО ПЕРИОДОВ

Следующий за неоном элемент — **натрий** Na (атомный номер 11). Ядро атома натрия имеет заряд +11, следовательно, в

Атом натрия



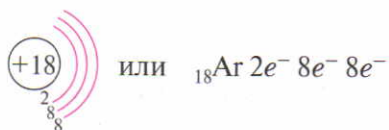
атоме натрия 11 электронов. Десять из них находятся на первых двух уровнях (электронная конфигурация атома неона), а одиннадцатый электрон начинает заполнять третий уровень:



Na

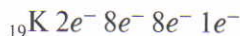
Атом аргона

При переходе от натрия к магнию, алюминию и другим элементам (в порядке увеличения заряда ядра) электроны заполняют внешний слой атома, и в атоме **аргона** Ar повторяется восьмиэлектронная конфигурация внешнего уровня атома неона:



Ar

На этом заполнение электронами третьего (внешнего) электронного слоя прекращается. Это связано с тем, что (вспомните!) число электронов на внешнем уровне не может превышать восьми. Поэтому девятнадцатый электрон в атоме **калия** K заполняет *не третий, а четвёртый* энергетический уровень:



Атом калия

Атом кальция

Девятнадцатый и двадцатый электроны в атоме **кальция** Ca также находятся на четвёртом уровне*:



Итак, рассмотрев строение электронных оболочек атомов элементов от водорода до аргона (№ 1–18), можно сделать следующий вывод:

каждый новый электрон поступает на внешний энергетический уровень атома, а если он уже завершён, то начинает заполнять новый уровень.

* О строении электронной оболочки атомов элементов, следующих за кальцием, вы узнаете в старших классах.

КЛАССИФИКАЦИЯ ЭЛЕМЕНТОВ НА ОСНОВЕ СТРОЕНИЯ ИХ АТОМОВ

На основе теории строения атомов предложено несколько способов классификации элементов. Один из них — классификация элементов *по числу электронов на внешнем энергетическом уровне*. По этому признаку различают две категории элементов.

Элементы, атомы которых на внешнем энергетическом уровне имеют, как правило, 1, 2, 3 (иногда 4) электрона, образуют вещества — **металлы** (исключение: водород, гелий, бор). Атомы металлов могут только *отдавать* электроны другим атомам.

Металлы

Чем легче атомы элемента отдают электроны с внешнего уровня, тем в большей степени выражены металлические свойства вещества.

Элементы, атомы которых на внешнем энергетическом уровне имеют, как правило, 5, 6, 7, 8 (иногда 4) электронов, образуют вещества — **неметаллы** (к неметаллам относятся также водород, гелий и бор). Атомы неметаллов обладают способностью *как присоединять, так и отдавать* электроны.

Неметаллы

Чем легче атомы элемента принимают электроны, недостающие до завершения внешнего уровня, тем в большей степени выражены неметаллические свойства вещества.

Атомы неметаллов, имеющие завершённый энергетический уровень, образуют **благородные газы**. Их атомы в отличие от атомов других неметаллов *не обладают способностью принимать электроны*.

Благородные газы

1. Составьте схемы строения атомов элементов с атомными номерами:

а) 4; б) 7; в) 10; г) 13; д) 15; е) 18.

Определите по этим схемам, атомы каких элементов образуют металлы, неметаллы и благородные газы.

2. Определите, атомы каких химических элементов имеют электронную конфигурацию:

а) $2e^- 8e^- 3e^-$; б) $2e^- 8e^- 8e^- 2e^-$.



1.3, 1.4, 1.5



Т 3. Распределение электронов в атоме фосфора по энергетическим уровням соответствует ряду чисел:
а) 2, 5; б) 2, 8, 1; в) 2, 8, 5; г) 2, 8, 8.

Т 4. В атоме кальция число полностью заполненных энергетических уровней равно:
а) 4; б) 3; в) 2; г) 1.

Т 5. Установите соответствие.

Символ элемента

- А) В
- Б) F
- В) Mg
- Г) Cl

Электронная схема атома

- 1) $2e^- 7e^-$
- 2) $2e^- 8e^- 7e^-$
- 3) $2e^- 3e^-$
- 4) $2e^- 8e^- 2e^-$

§ 8

СТРУКТУРА ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА И ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМА



Все химические элементы объединены в единую систему, которая создана в 1869 г. русским химиком Д. И. Менделеевым на основе открытого им периодического закона* и названа в честь учёного Периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева.



Д. И. Менделеев
(1834—1907)

Вам уже известно, что в Периодической системе химических элементов можно найти относительную атомную массу элемента, по положению в системе определить заряд ядра атома, общее число электронов, движущихся вокруг ядра, и другие характеристики элемента. Для того чтобы предсказать (описать) свойства атомов химического элемента по его положению в Периодической системе, нужно рассмотреть её структуру (см. форзац в начале учебника).

Каждый химический элемент представлен в таблице символом и занимает определённое место (клетку), где приведены некоторые его характеристики:

* Периодический закон вы будете изучать в 9 классе.

Атомный (порядковый) номер	13	Al	Символ элемента
Число электронов на внешнем уровне	3	26,982	Относительная атомная масса A_r
Число электронов на ближайшем к ядру уровне	8 2	АЛЮМИНИЙ	Название элемента

Периодическая система химических элементов состоит из семи периодов, десяти рядов и восьми групп.

Период — это горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядра их атомов; атомы элементов одного периода имеют одинаковое число занятых электронных слоёв.

Период

Номер периода (арабская цифра слева) показывает число занятых электронами энергетических уровней в атомах элементов, относящихся к данному периоду. В этом заключается физический смысл номера периода.

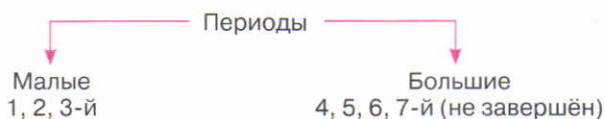
Номер периода

Каждый период начинается элементом, атомы которого образуют активный металл (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr), и заканчивается элементом, атомы которого образуют благородный газ (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Исключение — первый период, который начинается водородом.

Периоды подразделяют на малые и большие.

Малые периоды (первый, второй и третий) состоят из одного горизонтального ряда. В первом периоде содержится 2 элемента (водород и гелий), во втором и третьем — по 8 элементов.

Большие периоды (с четвёртого по седьмой) состоят из двух горизонтальных рядов. Четвёртый и пятый периоды содержат по 18 элементов, шестой — 32, а седьмой период не завершён.



Группа

Группа — это вертикальный столбец элементов, атомы которых имеют одинаковое число валентных электронов*.

Номер группы

Номер группы (римская цифра сверху) показывает число валентных электронов в атомах элементов, относящихся к данной группе. В этом заключается физический смысл номера группы. Так, атомы всех элементов **VI** группы имеют **шесть** валентных электронов.

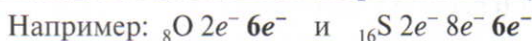
Каждая группа состоит из двух подгрупп: главной (A) и побочной (B).

Главная подгруппа

Главная подгруппа содержит элементы малых и больших периодов.

Своё начало главные подгруппы берут во втором периоде (исключение: главные подгруппы I и VIII групп). В Периодической системе восемь главных подгрупп.

В атомах элементов главных подгрупп валентные электроны находятся на внешнем энергетическом уровне.



Валентные электроны

Побочная подгруппа

Побочная подгруппа содержит элементы только больших периодов.

Своё начало побочные подгруппы берут в четвёртом периоде.

Рассмотрим в качестве примера VII группу элементов (табл. 2).

Таблица 2

Структура VII группы
Периодической системы химических элементов

		Группа элементов		} Подгруппы
		VII		
Период		B (побочная)	A (главная)	
Малые периоды {	2		F	
	3		Cl	
Большие периоды {	4	Mn	Br	
	5	Tc	I	
	6	Re	At	

* О валентных электронах вы узнаете при рассмотрении понятия валентности и химической связи (§ 14).

В курсе химии 8–9 классов рассматриваются элементы главных подгрупп, из элементов побочных подгрупп — только железо.

1. Выпишите символы элементов главной подгруппы I группы, являющихся элементами малых периодов.
2. Укажите число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов:
а) фосфора; б) кальция; в) бора.
3. Напишите символ, название и атомный номер элемента, который находится:
а) в третьем периоде и в главной подгруппе V группы;
б) в четвёртом периоде и в побочной подгруппе II группы;
в) в четвёртом периоде и в главной подгруппе II группы.
4. Атомы химических элементов имеют электронные конфигурации:
а) $2e^- 4e^-$; б) $2e^- 8e^- 8e^- 1e^-$; в) $2e^- 8e^- 7e^-$.
В каких периодах, группах и подгруппах находятся соответствующие элементы?
5. Изобразите схемы строения атомов углерода и кремния. Укажите сходства и различия в строении атомов этих химических элементов.
6. Изобразите схемы строения атомов натрия и магния. Укажите сходства и различия в строении атомов данных химических элементов.



1.6, 1.7, 1.8

§ 9

ПЕРИОДИЧЕСКОЕ ИЗМЕНЕНИЕ НЕКОТОРЫХ ХАРАКТЕРИСТИК И СВОЙСТВ АТОМОВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Вы уже знаете, что атомы элементов обладают некоторыми характеристиками (масса и радиус; заряд ядра; число электронов, движущихся вокруг ядра; число валентных электронов; определённое строение электронной оболочки) и свойствами (способность отдавать или принимать электроны, т. е. металлические или неметаллические свойства).

Рассмотрим, как изменяются перечисленные характеристики и свойства атомов химических элементов в малых периодах и главных подгруппах Периодической системы.

Изменение характеристик и свойств атомов в малых периодах


МАЛЫЕ ПЕРИОДЫ

Изменение свойств атомов рассмотрим на примере элементов второго периода.

Во втором периоде с возрастанием положительного заряда ядра атома происходит последовательное увеличение числа электронов на внешнем энергетическом уровне, а следовательно, и числа валентных электронов. В то же время увеличение заряда ядра (от +3 в атоме лития до +10 в атоме неона) вызывает возрастание силы притяжения электронов к ядру. Вследствие этого атомы как бы сжимаются и радиусы атомов элементов в периоде уменьшаются (табл. 3).

Таблица 3

Изменение радиусов атомов элементов второго периода

Элемент, заряд ядра его атома	${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
Радиус атома*, нм	0,159	0,104	0,078	0,062	0,052	0,045	0,040	0,035
 <p>Заряд ядер атомов увеличивается, радиус атомов уменьшается</p>								

В результате возрастания заряда ядра и уменьшения радиуса атома прочность связи электронов внешнего уровня (валентных электронов) с ядром увеличивается, а способность атомов отдавать электроны (т. е. металлические свойства), ярко выраженная у атомов лития, постепенно ослабевает при переходе от лития к фтору. Фтор образует вещество, являющееся типичным неметаллом, атомы которого способны только присоединять электроны. Завершается второй период элементом, атомы которого образуют благородный газ — неон.

В третьем периоде начинает заполняться электронами но-

* Приведены теоретически рассчитанные расстояния от ядра атома до внешнего электронного слоя.

вый (третий) энергетический уровень, и электронные структуры атомов повторяются (см. Периодическую систему химических элементов).

В связи с повторением электронных структур атомов характер изменения свойств атомов элементов в третьем периоде такой же, как и во втором. Например, атомы натрия, как и атомы лития, легко отдают электроны, а атомы хлора, как и атомы фтора, активно их присоединяют. Завершается третий период также элементом, атомы которого образуют благородный газ — аргон.

Итак, изменения некоторых характеристик и свойств атомов элементов во втором и третьем периодах (от лития до аргона) носят *периодический характер*, т. е. повторяются через определённое число элементов (в переводе с греческого языка *периодический* — появляющийся через определённый интервал).

Обобщим рассмотренные закономерности.

В периодах слева направо:

- ♦ заряд ядер атомов увеличивается;
- ♦ число занятых электронами энергетических уровней в атомах не изменяется;
- ♦ число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов (валентных) увеличивается от 1 до 8;
- ♦ радиус атомов уменьшается;
- ♦ прочность связи электронов внешнего уровня (валентных) с ядром увеличивается;
- ♦ металлические свойства атомов элементов убывают;
- ♦ неметаллические свойства атомов элементов усиливаются.
- ♦ Начало каждого периода совпадает с началом заполнения нового электронного слоя.
- ♦ Каждый период начинается элементом, атомы которого образуют вещество — металл, а заканчивается элементом, атомы которого образуют вещество — благородный газ.

ГЛАВНЫЕ ПОДГРУППЫ

В главных подгруппах сверху вниз увеличивается число занятых электронами энергетических уровней, поэтому возрастают радиусы атомов. Число электронов на внешнем уровне остаётся одинаковым (табл. 4).

Изменение
характеристик
и свойств атомов
в главных
подгруппах

**Некоторые характеристики атомов элементов
главной подгруппы I группы**

Период (число электронных слоёв)	Элемент, заряд ядра его атома	Радиус атома, нм	Электронная схема атома
1	${}_1\text{H}$	0,050	$1e^-$
2	${}_3\text{Li}$	0,159	$2e^- 1e^-$
3	${}_{11}\text{Na}$	0,171	$2e^- 8e^- 1e^-$

Вследствие этого прочность связи электронов внешнего уровня (валентных электронов) с ядром уменьшается, а способность атомов отдавать электроны увеличивается.

Обобщим рассмотренные закономерности.

В главных подгруппах сверху вниз:

- ◆ заряд ядер атомов возрастает;
- ◆ число занятых электронами энергетических уровней увеличивается;
- ◆ радиус атомов растёт;
- ◆ число электронов на внешнем уровне не изменяется, оно равно номеру группы;
- ◆ прочность связи электронов внешнего уровня с ядром уменьшается;
- ◆ металлические свойства атомов элементов усиливаются;
- ◆ неметаллические свойства атомов элементов ослабевают.

Рассмотрев изменения свойств атомов элементов в двух направлениях, можно сделать выводы:

Фтор

◆ *фтор* образует самый активный неметалл, так как его атомы имеют малый радиус (всего два занятых электронами уровня), и поэтому внешние семь электронов сильно притягиваются к ядру;

Франций

◆ *франций* образует самый активный металл, так как его атомы имеют большой радиус (семь занятых энергетических уровней) и на самом далёком от ядра энергетическом уровне находится всего один электрон, слабо связанный с ядром.

1. Расположите перечисленные химические элементы в порядке возрастания радиуса атомов:
а) кремний, алюминий, фосфор; б) натрий, литий, калий.
2. Расположите перечисленные химические элементы в порядке возрастания металлических свойств атомов:
а) бериллий, бор, литий; б) магний, кальций, бериллий.
3. Расположите перечисленные химические элементы в порядке возрастания неметаллических свойств атомов:
а) селен, кислород, сера; б) хлор, фосфор, сера.
4. Изобразите электронные схемы атомов кремния и фосфора. Укажите, что общего в строении атомов данных химических элементов, атомы какого из элементов проявляют неметаллические свойства в большей степени.
5. Укажите химический элемент третьего периода, атомы которого имеют наиболее выраженные металлические свойства.



1.9, 1.10

§ 10

ХАРАКТЕРИСТИКА ХИМИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА НА ОСНОВЕ ЕГО ПОЛОЖЕНИЯ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И СТРОЕНИЯ АТОМА

На основе положения элемента в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и строения атома можно предсказать свойства атомов элемента и образованных им соединений*.

План характеристики химических элементов

1. Символ и название химического элемента.
2. Положение элемента в Периодической системе химических элементов:
а) атомный номер;
б) номер периода и группы;
в) главная или побочная подгруппа.

* Характеристика свойств соединений будет рассмотрена позже.

**Характеристика
магния**

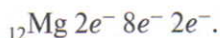
3. Строение атома химического элемента:
а) заряд ядра атома, число протонов и нейтронов;
б) общее число электронов;
в) число занятых электронами энергетических уровней;
г) число электронов на внешнем уровне;
д) схема строения электронной оболочки атома.
4. Свойства атомов элемента (металлические или неметаллические).

Охарактеризуем в качестве примера химический элемент с атомным номером 12 (изотоп с массовым числом 24).

Элемент № 12 — это **магний**, его символ — Mg. Магний — элемент третьего периода, главной подгруппы II группы.

Атомный номер магния 12, следовательно, заряд ядра его атома +12, в ядре атома находятся 12 протонов. Так как атом электронейтрален, то общее число электронов, движущихся вокруг ядра, тоже равно 12. Число нейтронов в ядре атома магния равно разности между массовым числом и числом протонов в ядре: $24 - 12 = 12$.

Магний — элемент третьего периода, поэтому 12 электронов атома магния находятся на трёх энергетических уровнях:



На внешнем уровне атома магния всего два электрона, следовательно, он обладает металлическими свойствами, т. е. способностью отдавать электроны.



1.11

Охарактеризуйте по приведённому плану элементы с атомными номерами 10 (изотоп с массовым числом 20), 17 (изотоп с массовым числом 35) и 19 (изотоп с массовым числом 39), исходя из их положения в Периодической системе химических элементов и строения атомов.

Химическая связь. Строение веществ

II

§ 11

ХИМИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ. ОТНОСИТЕЛЬНАЯ МОЛЕКУЛЯРНАЯ МАССА ВЕЩЕСТВА

Вам известно, что химический элемент обозначают соответствующим символом, который не только указывает на название элемента, но и имеет определённое количественное значение. Например, символ N обозначает: 1) химический элемент азот; 2) один атом азота.

Состав же любого вещества выражают *химической формулой*, которую записывают символами химических элементов. Для составления химической формулы нужно знать качественный и количественный состав вещества.

Качественный состав вещества показывает, из атомов каких элементов оно состоит.

Качественный
состав вещества

Количественный состав вещества показывает число атомов каждого элемента в его составе.

Количественный
состав вещества

Например, нам известно, что молекула азота состоит из двух атомов. Составим формулу этой молекулы: запишем символ элемента N, а справа от символа и немного ниже его — цифру, которая показывает число атомов в молекуле: N₂ (чи-



тается «эн-два»). Молекула воды состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода, поэтому её химическая формула H_2O (читается «аш-два-о»).

Индекс

Цифру, показывающую число атомов каждого элемента в молекуле вещества, называют **индексом**.

Химическая молекулярная формула

Следовательно, **химическая молекулярная формула** — это условная запись качественного и количественного состава вещества посредством химических символов и индексов.

Например, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ — химическая формула глюкозы (виноградного сахара).



Обратите внимание на отличие индекса от коэффициента. Напомним: коэффициент — это число, которое ставят перед формулой вещества (или перед символом химического элемента) для обозначения числа молекул или атомов. Если речь идёт об одной молекуле или одном атоме, то коэффициент не ставится.

Например: Cl_2 — одна молекула хлора, образована двумя атомами хлора; 5Cl_2 — пять молекул хлора; CO_2 — одна молекула углекислого газа, образована одним атомом углерода и двумя атомами кислорода; 3CO_2 — три молекулы углекислого газа.



ОТНОСИТЕЛЬНАЯ МОЛЕКУЛЯРНАЯ МАССА ВЕЩЕСТВА

Если одной из характеристик элемента является его относительная атомная масса (A_r), то вещество характеризуется относительной молекулярной массой (M_r).

Относительная молекулярная масса вещества (M_r) — это число, которое показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $\frac{1}{12}$ массы изотопа углерода-12, т. е. одной атомной единицы массы (а.е.м.) (M_r — так же, как и A_r , — безразмерная величина):

$$M_r = \frac{m [\text{а.е.м.}]}{1 \text{ а.е.м.}} = \frac{m [\text{кг}]}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = \frac{m [\text{г}]}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}},$$

где m — масса молекулы данного вещества.

Например:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m [\text{H}_2\text{O}]}{1 \text{ а.е.м.}}; \quad M_r(\text{H}_2\text{O}) = \frac{2,99 \cdot 10^{-23} \text{ г}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = 18.$$

На практике относительную молекулярную массу вычисляют по химической формуле вещества.

Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс атомов, входящих в состав молекулы, с учётом их числа.

Найдём относительную молекулярную массу азота N_2 :

$$M_r(\text{N}_2) = A_r(\text{N}) + A_r(\text{N}); \quad M_r(\text{N}_2) = 14 + 14 = 28$$

или

$$M_r(\text{N}_2) = 2 \cdot A_r(\text{N}); \quad M_r(\text{N}_2) = 2 \cdot 14 = 28.$$

Относительная молекулярная масса воды H_2O равна сумме относительных атомных масс двух атомов водорода и одного атома кислорода:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = A_r(\text{H}) + A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}); \quad M_r(\text{H}_2\text{O}) = 1 + 1 + 16 = 18$$

или

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

Алгоритм определения относительной молекулярной массы вещества

1. В Периодической системе найти символы химических элементов, входящих в состав молекул вещества, и выписать округлённые значения относительных атомных масс (A_r).

2. Умножить эти значения на число атомов каждого элемента в молекуле (т. е. на индекс).

3. Сложить относительные массы всех элементов.





Задача 1. Вычислите относительную молекулярную массу углекислого газа, химическая формула которого CO_2 («це-о-два»).

Дано:

Молекула
 CO_2

Найти:

$M_r(\text{CO}_2)$

Решение

Вычисление проводим по предложенному в § 11 плану.

1. В состав молекулы углекислого газа входят атомы углерода С и кислорода О. Запишем их относительные атомные массы:

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

2. В состав молекулы углекислого газа входят 2 атома кислорода О, поэтому относительную атомную массу кислорода нужно умножить на индекс, равный 2:

$$2 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 16 = 32.$$

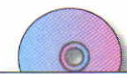
3. Складываем полученные значения относительных масс атомов углерода и кислорода:

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

Обычно все три пункта записывают кратко:

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

Ответ: $M_r(\text{CO}_2) = 44$.



2.1, 2.2, 2.3,
2.4, 2.5

1. Химическая формула уксусной кислоты CH_3COOH . Атомы каких элементов входят в состав её молекулы?
2. Укажите число элементов и число атомов в составе питьевой соды NaHCO_3 .
3. По формулам опишите качественный и количественный состав веществ:
а) NO ; б) NH_3 ; в) SO_3 ; г) H_2S ; д) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.
4. Составьте химические формулы веществ, молекулы которых имеют следующий состав:
а) атом фосфора и три атома хлора;
б) атом серы и два атома кислорода;
в) два атома азота и пять атомов кислорода.
Напишите, как читаются эти формулы.

5. Химическая формула ацетона C_3H_6O . Укажите:
- из атомов каких элементов состоит ацетон;
 - число атомов в составе его молекулы;
 - относительную молекулярную массу ацетона.

§ 12

ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ

По химическим формулам можно проводить и другие расчёты. Вы познакомитесь только с некоторыми из них.

ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССОВОЙ ДОЛИ АТОМОВ ХИМИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА

Зная формулу вещества и относительные атомные массы входящих в его состав элементов, можно определить *массовую долю* атомов каждого элемента, т. е. установить, какую долю от общей массы вещества составляет масса атомов этого элемента. Следовательно, задача заключается в нахождении части от числа.

Массовая доля атомов элемента в данном веществе ($w(X)$) — это отношение относительной атомной массы этого элемента, умноженной на число его атомов в молекуле (индекс), к относительной молекулярной массе вещества:

Массовая
доля атомов
элемента

$$w(X) = \frac{A_r(X) \cdot \nu}{M_r}, \quad (1)$$

где $w(X)$ — массовая доля элемента X в долях единицы; $A_r(X)$ — относительная атомная масса элемента X ; ν — число атомов элемента X в молекуле вещества (индекс); M_r — относительная молекулярная масса вещества.

Массовую долю можно выражать и в процентах:

$$w(X) = \frac{A_r(X) \cdot \nu}{M_r} \cdot 100\% \quad (2)$$





Задача 1. Определите массовые доли (%) углерода и кислорода в углекислом газе CO_2 .

<i>Дано:</i>	<i>Решение</i>
Молекула CO_2	1. Находим относительную молекулярную массу углекислого газа:
<i>Найти:</i>	$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2 \cdot A_r(\text{O});$
$w(\text{C})$ в %	$M_r(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44.$
$w(\text{O})$ в %	

Затем вычисления проводим по формуле (2), так как по условию задачи требуется массовые доли выразить в процентах.

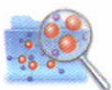
2. Рассчитываем массовую долю углерода:

$$w(\text{C}) = \frac{A_r(\text{C})}{M_r(\text{CO}_2)} \cdot 100\%; \quad w(\text{C}) = \frac{12}{44} \cdot 100\% = 27,27\%.$$

3. Рассчитываем массовую долю кислорода:

$$w(\text{O}) = \frac{A_r(\text{O}) \cdot 2}{M_r(\text{CO}_2)} \cdot 100\%; \quad w(\text{O}) = \frac{16 \cdot 2}{44} \cdot 100\% = 72,73\%.$$

Ответ: $w(\text{C}) = 27,27\%$, $w(\text{O}) = 72,73\%$.



ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССОВЫХ ОТНОШЕНИЙ МЕЖДУ ХИМИЧЕСКИМИ ЭЛЕМЕНТАМИ В ДАННОМ ВЕЩЕСТВЕ

Массовые отношения между элементами вычисляют для характеристики химического состава вещества.

Задача 2. Вычислите массовые отношения между элементами в сероводороде H_2S .

<i>Дано:</i>	<i>Решение</i>
Молекула H_2S	1. Так как массы атомов пропорциональны относительным атомным массам (см. § 2), то для сероводорода H_2S с учётом индексов можем записать:
<i>Найти:</i>	
$m(2\text{H}) : m(\text{S})$	

$$m(2\text{H}) : m(\text{S}) = 2A_r(\text{H}) : A_r(\text{S});$$

$$m(2\text{H}) : m(\text{S}) = (2 \cdot 1) : 32.$$

2. Записанные числа, если это возможно, сокращаем:

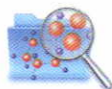
$$m(2\text{H}) : m(\text{S}) = 1 : 16.$$

Первое и второе действия можно объединить:

$$m(2\text{H}) : m(\text{S}) = (2 \cdot 1) : 32 = 1 : 16.$$

Ответ: в молекуле сероводорода на 1 массовую часть водорода приходится 16 массовых частей серы.

1. Химическая формула газа сероводорода, которым пахнут тухлые яйца, H_2S . Определите массовые доли (%) водорода и серы в сероводороде.
2. Определите, в каком веществе больше массовая доля кислорода:
а) в угарном газе CO или «веселящем газе» N_2O ;
б) в углекислом газе CO_2 или сернистом газе SO_2 .
3. Основной частью природного газа является метан CH_4 . Вычислите массовые отношения между элементами в метане.



§ 13

ПРОСТЫЕ И СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА

По составу вещества подразделяют на простые и сложные.

Простые вещества — это вещества, которые образованы атомами одного химического элемента.

Водород, кислород, аргон, бром, магний, золото, медь, сера, алмаз — всё это простые вещества (рис. 3). Наименьшие частицы простого вещества могут представлять собой один атом (молекулы инертных газов, например неона Ne , гелия He , одноатомные), содержать два атома (двухатомные молекулы водорода H_2 , кислорода O_2) и больше двух атомов (озон O_3 , фосфор P_4).

Простое
вещество



Рис. 3. Простые и сложные вещества



Названия простых веществ обычно совпадают с названиями химических элементов, атомами которых они образованы.

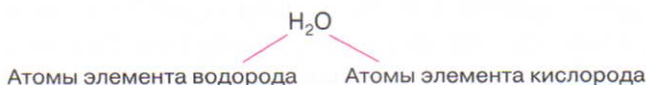
Так, слово «кислород» может означать как химический элемент, так и простое вещество, поэтому нужно уметь их различать. Понятия «простое вещество» и «химический элемент» существенно различаются.

Любое *простое вещество* характеризуется *определёнными физическими свойствами* — агрегатным состоянием (твёрдое, жидкое, газообразное), цветом, плотностью, температурой плавления, кипения и т. д. Этими и другими признаками простые вещества отличаются друг от друга. Говоря же о *химическом элементе*, подразумевают *вид атомов* с определёнными характеристиками, и в первую очередь зарядом ядра атома.

Например: ${}_8\text{O}$ — элемент кислород, O_2 — простое вещество кислород. Когда говорят о том, что кислород — бесцветный газ, кислородом мы дышим, то имеют в виду простое вещество, а когда говорят о том, что в состав воды H_2O входит кислород, то имеют в виду химический элемент.

Сложное
вещество

Сложные вещества, или **химические соединения**, — это вещества, которые образованы атомами разных элементов, связанными между собой.




Вода H_2O , сахар $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, хлороводород HCl , фторид кальция CaF_2 , поваренная соль NaCl — сложные вещества (рис. 3).



ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПРИНАДЛЕЖНОСТИ ВЕЩЕСТВ К ПРОСТЫМ ИЛИ СЛОЖНЫМ ПО ИХ ФОРМУЛАМ

Лабораторный
опыт 1

Ознакомьтесь с внешним видом выданных вам веществ. Прочитайте на этикетках банок названия веществ, обратите внимание на их формулы. Распределите вещества на две группы: простые и сложные. Поставьте банки с веществами этих двух групп в отдельные два ряда.

1. Чем различаются:
а) простые и сложные вещества;
б) понятия «химический элемент» и «простое вещество»?
2. Что является мельчайшей частицей водорода:
а) как химического элемента; б) как простого вещества?
-  3. В предложении «...железо — составная часть гемоглобина крови, благодаря которому осуществляется процесс дыхания» пропущены слова:
а) простое вещество; в) сложное вещество;
б) химический элемент; г) чистое вещество.
4. Выпишите сначала названия и формулы простых, а затем сложных веществ из следующего перечня:
медь Cu , серная кислота H_2SO_4 , серебро Ag , бром Br_2 , негашёная известь CaO , аргон Ar , известняк CaCO_3 , озон O_3 , уксусная кислота CH_3COOH .
Для одного из сложных веществ опишите качественный и количественный состав, вычислите его относительную молекулярную массу, определите массовые доли (%) элементов.



2.6, 2.7

§ 14

КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

ПОНЯТИЕ О ВАЛЕНТНОСТИ И ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

Вам известно, что одна из задач химии — изучение состава и строения веществ. При обычных условиях *только* молекулы благородных газов находятся в одноатомном состоянии, т. е. состоят из отдельных атомов. Большинство же веществ построены из молекул, которые состоят из 2, 3, 4 и большего



числа атомов. Из этого следует, что атомы благородных газов, в отличие от атомов остальных элементов, не соединяются друг с другом. Возникает вопрос: в чём же причина одноатомности молекул благородных газов? Вы знаете, что атомы благородных газов имеют завершённый (восьмиэлектронный, а атом гелия — двухэлектронный) внешний энергетический уровень. Он является наиболее устойчивым (стабильным). Это и есть причина одноатомности молекул благородных газов. Атомы других элементов стремятся приобрести электронную конфигурацию ближайшего благородного газа, т. е. перейти в наиболее устойчивое состояние. Такое стабильное состояние атомы приобретают, взаимодействуя между собой, в результате между ними возникает химическая связь.

**Химическая
связь**

Химическая связь — это силы взаимодействия, которые соединяют отдельные атомы в молекулы, ионы, кристаллы.

Валентность

Способность атома элемента образовывать химические связи с другими атомами называют **валентностью**.

Значение валентности атома определяется числом химических связей, которые данный атом образует с другими атомами. В образовании химической связи принимают участие только валентные электроны атома.

**Валентные
электроны**

Таким образом, **валентные электроны** — это электроны, которые могут принимать участие в образовании химической связи.

**Неспаренные
электроны**

Вам известно, что в атомах элементов главных подгрупп валентными являются электроны внешнего энергетического уровня. При этом валентные электроны завершённого энергетического уровня располагаются парами (*спаренные электроны*), а незавершённого — и парами, и по одному (*неспаренные электроны*).

В образовании химической связи принимают участие не все валентные электроны атома, а только неспаренные.

В атомах элементов главной подгруппы VII группы один неспаренный электрон, а в атомах элементов главной подгруппы VI группы — два и т. д. Число неспаренных валентных электронов в атомах элементов главных подгрупп IV–VII

групп показано в табл. 5, где знак Э обозначает символ элемента, а валентные электроны для наглядности обозначены точками вокруг него.

Таблица 5

**Число неспаренных электронов
в атомах элементов главных подгрупп IV–VII групп**

Группа	IV	V	VI	VII
Число валентных электронов	4	5	6	7
Валентные электроны	$\cdot\ddot{\text{Э}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{Э}}:$	$\cdot\ddot{\text{Э}}:$	$\cdot\ddot{\text{Э}}:$
Число неспаренных электронов	4	3	2	1

Число неспаренных электронов в атомах элементов главных подгрупп IV–VII групп можно определить и по формуле*:

$$\begin{aligned} \text{Число неспаренных электронов} &= \\ &= 8 - \text{номер группы} \end{aligned}$$

Например, сера — это элемент главной подгруппы VI группы. Её атомы имеют по шесть электронов на внешнем уровне. Число неспаренных электронов равно 2 (8 – 6).

В зависимости от способа образования завершённого энергетического уровня атома различают два вида химической связи — ковалентную и ионную. С другими видами химической связи (металлическая, водородная) вы познакомитесь позже.

ОБРАЗОВАНИЕ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ

Теория ковалентной связи разработана в 1916 г. американским учёным Г. Льюисом.

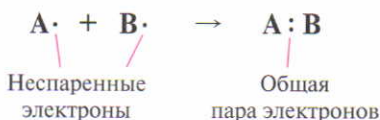


Согласно теории ковалентной связи, атомы приобретают устойчивую электронную конфигурацию путём образования одной или нескольких общих для взаимодействующих ато-

* При определённых условиях число неспаренных электронов в атомах элементов V, VI и VII групп может быть и другим (исключение — атомы азота, кислорода и фтора). Об этом вы узнаете в старших классах.

мов электронных пар. В образовании электронной пары принимают участие оба атома, каждый предоставляет по одному неспаренному электрону*. При этом каждый атом приобретает завершённый энергетический уровень.

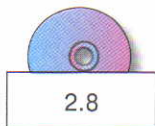
В общем виде механизм образования ковалентной связи можно представить схемой, на которой образующуюся общую электронную пару указывают двумя точками между символами элементов:



В результате между ядрами образуется сгущение отрицательного заряда, которое притягивает к себе ядра атомов и уменьшает силы их взаимного отталкивания.

Ковалентная связь

Ковалентная связь — это химическая связь между атомами, осуществляемая с помощью общих электронных пар.



1. Число неспаренных электронов в атоме фосфора равно: а) 5; б) 3; в) 1; г) 7.
2. Составьте схему строения атома кислорода. Подчеркните валентные электроны. Обозначьте их точками вокруг символа атома. Сколько электронов атома кислорода могут участвовать в образовании связей с атомами водорода?
3. Опишите качественный и количественный состав каустической соды NaOH, вычислите её относительную молекулярную массу и массовые доли (%) элементов.

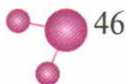
§ 15

ОБРАЗОВАНИЕ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ НА ПРИМЕРЕ НЕКОТОРЫХ МОЛЕКУЛ

Образование молекулы хлора

Образование молекулы хлора. Атомы хлора — элемента главной подгруппы VII группы — имеют на внешнем уровне

* Возможен иной механизм образования ковалентной связи — донорно-акцепторный.



семь валентных электронов: ${}_{17}\text{Cl } 2e^- 8e^- 7e^-$ (выделены валентные электроны). Из них шесть электронов образуют три электронные пары и только один электрон находится в неспаренном состоянии (см. табл. 5 на с. 45). Число неспаренных электронов можно подсчитать и по формуле: $8 - 7 = 1$.

Для завершения внешнего электронного слоя каждому атому не хватает одного электрона. Поэтому при сближении двух атомов хлора каждый из них предоставляет по одному неспаренному электрону на образование одной общей электронной пары, т. е. образуется ковалентная связь (рис. 4).

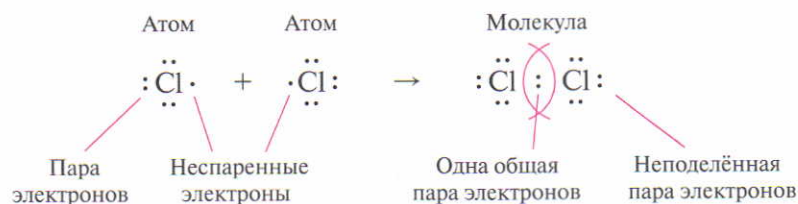


Рис. 4. Схема образования молекулы хлора Cl_2

За счёт образования ковалентной связи каждый атом в молекуле хлора Cl_2 приобретает устойчивый, завершённый восьмиелектронный внешний слой (конфигурацию атома следующего за ним в Периодической системе благородного газа аргона: $2e^- 8e^- 8e^-$). Из этих 8 электронов 6, т. е. 3 неподелённые пары, принадлежат только этому атому, а остальные 2 электрона у него общие со вторым атомом.

Обозначая валентные электроны точками, составляют электронную формулу молекулы хлора:



Электронная формула молекулы состоит из символов элементов, вокруг которых точками обозначены валентные электроны (т. е. электроны внешнего уровня), а между ними — связывающие электронные пары.

Если в электронной формуле общую электронную пару заменить чёрточкой, то получится структурная формула молекулы.

Электронная
формула
молекулы

Структурная формула молекулы хлора:



Структурная
формула

Структурная формула — это формула молекулы, в которой каждая общая электронная пара изображается чёрточкой.

Электронная и структурная формулы показывают *порядок соединения атомов* в молекуле и *число связей* между атомами.

Связь в молекуле хлора является примером одинарной связи, а атом хлора — примером одновалентного атома.

Одинарная
связь

Одинарная связь — это ковалентная связь, которая образована одной общей электронной парой.

Ковалентные связи могут быть также двойными, тройными, что определяется числом электронов, недостающих до завершения внешнего энергетического уровня атома.

Образование
молекулы
азота

Образование молекулы азота. Азот находится в главной подгруппе V группы. На внешнем энергетическом уровне его атома пять валентных электронов: ${}_7\text{N } 2e^- 5e^-$, из них два электрона образуют одну пару, а три электрона находятся в неспаренном состоянии. До устойчивой электронной конфигурации каждому атому не хватает трёх электронов. Поэтому при сближении двух атомов азота каждый из них предоставляет по три неспаренных электрона на образование трёх общих электронных пар (рис. 5).

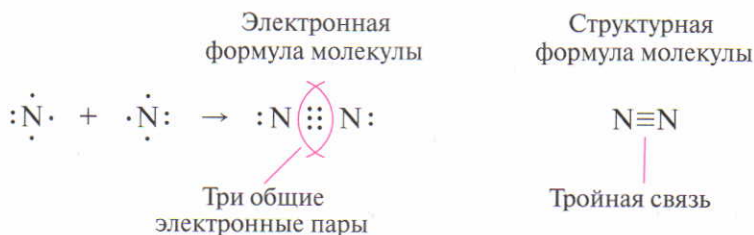
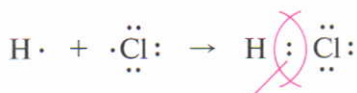


Рис. 5. Схема образования молекулы азота N_2

В результате образования трёх общих электронных пар каждый атом в молекуле азота приобретает устойчивый завершённый слой $2e^- 8e^-$ (конфигурацию атома следующего за ним благородного газа неона); значит, *атом азота трёхвалентен*.

Образование молекулы хлороводорода. Атом водорода имеет один неспаренный электрон: ${}_1\text{H } 1e^-$. До завершения единственного уровня ему не хватает ещё одного электрона. И атому хлора недостаёт одного электрона до завершения внешнего слоя. При сближении атома водорода с атомом хлора каждый из них предоставляет по одному электрону на образование одной общей электронной пары. В результате у атома водорода появляется завершённый двухэлектронный слой, а у атома хлора — завершённый восьмиэлектронный слой (рис. 6).



Одна общая электронная пара

Рис. 6. Схема образования молекулы хлороводорода HCl

Атомы водорода и хлора в молекуле хлороводорода одновалентны (H—Cl).

Итак, вы узнали, что состав вещества выражают в виде химических формул: молекулярных, электронных и структурных (графических). В табл. 6 приведены соответствующие формулы водорода, аммиака и метана.

Таблица 6

Формулы некоторых веществ

Вещества	Формулы		
	молекулярные	электронные	структурные
Водород	H ₂	H : H	H—H
Аммиак	NH ₃	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{H} : \text{N} : \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Метан	CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \text{H} : \text{C} : \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$

1. Составьте схемы образования химической связи между атомами в молекулах:

а) фтора F₂; б) фтороводорода HF; в) сероводорода H₂S.



Составьте электронные и структурные формулы этих молекул. Укажите вид химической связи и валентность атома каждого элемента.

2. Определите массовые доли (%) водорода и фтора во фтороводороде.

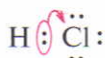
§ 16

КОВАЛЕНТНЫЕ ПОЛЯРНАЯ И НЕПОЛЯРНАЯ СВЯЗИ. ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ АТОМА

При рассмотрении механизма образования ковалентной связи вы, по-видимому, обратили внимание на то, что она может образовываться как между атомами одного элемента (Cl_2 , N_2), так и между атомами разных элементов (HCl).

Если молекула образована атомами одного элемента, то общая электронная пара в равной степени принадлежит обоим атомам. Такую ковалентную связь называют *неполярной*.

Если же молекула состоит из атомов различных элементов, то общая электронная пара обычно смещена в сторону одного из них, а именно в сторону того атома, который обладает более выраженными неметаллическими свойствами. Например, в молекуле HCl общая электронная пара смещена к атому хлора:



Такую ковалентную связь называют *полярной*.

Для качественной характеристики полярности связи ввели понятие электроотрицательности атомов элемента (ЭО).

Электро-
отрицательность

Электроотрицательность — это способность атомов элемента притягивать к себе электроны, связывающие их с другими атомами.

Электроотрицательность — это условная, безразмерная характеристика именно атома элемента. Численные значения

относительной ЭО атомов химических элементов приведены в Периодической системе элементов.

В периодах электроотрицательность атомов элементов возрастает с увеличением заряда ядра атомов (т. е. слева направо), а в главных подгруппах — снизу вверх.

Чем сильнее атомы притягивают электроны, тем больше значение ЭО. Наибольшую электроотрицательность имеют атомы фтора (4,0), а наименьшую — атомы цезия, франция (0,86).

Электроотрицательность атомов металлов обычно меньше 1,8–2,0, а атомов неметаллов — больше 1,8–2,0.

Общие электронные пары смещаются в сторону более электроотрицательного атома, и чем больше разность значений ЭО ($\Delta ЭО$) связанных атомов, тем больше полярность связи.

Например, полярность связи в молекуле фтороводорода HF больше, чем в молекуле хлороводорода HCl, так как фтор электроотрицательнее хлора:



$$\text{ЭО}(\text{H}) = 2,1 \quad \text{ЭО}(\text{F}) = 4,0 \quad \text{ЭО}(\text{H}) = 2,1 \quad \text{ЭО}(\text{Cl}) = 2,83$$

$$\Delta \text{ЭО} = 4,0 - 2,1 = 1,9 \quad \Delta \text{ЭО} = 2,83 - 2,1 = 0,73$$

В формулах соединений химический символ менее электроотрицательного элемента пишется, как правило, на первом месте.

Итак, **ковалентная неполярная связь** — это связь между атомами с одинаковой электроотрицательностью; при образовании неполярной связи общие электронные пары в равной степени принадлежат обоим атомам.

Ковалентная полярная связь — это связь между атомами, которые незначительно различаются по электроотрицательности; при образовании полярной связи общие электронные пары смещаются в сторону атома более электроотрицательного элемента.

В заключение рассмотрим алгоритм (последовательность действий) составления схемы образования ковалентной связи на примере связи между атомами водорода и серы в молекуле сероводорода H_2S .

Ковалентная неполярная связь

Ковалентная полярная связь

Составление схемы образования ковалентной связи



Алгоритм составления схемы образования ковалентной связи

1. Составить электронные схемы атомов водорода (элемент главной подгруппы I группы, первого периода) и серы (элемент главной подгруппы VI группы, третьего периода), подчеркнуть валентные электроны и указать ЭО атомов:

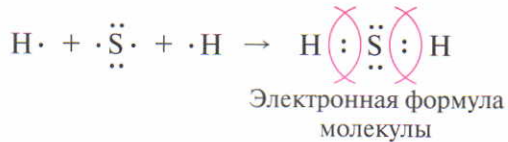


2. Валентные электроны каждого атома обозначить точками вокруг символа элемента. В атоме серы два электрона находятся в неспаренном состоянии ($8 - 6 = 2$):



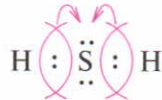
До завершения внешнего электронного слоя атому серы не хватает двух электронов, поэтому при образовании молекулы H_2S возникают две пары общих электронов.

3. Показать взаимодействие атомов, составить электронную и структурную формулы образовавшейся молекулы:



Структурная формула молекулы сероводорода: $\text{H}-\text{S}-\text{H}$.

4. Указать вид связи между атомами. Связь $\text{H}-\text{S}$ ковалентная полярная, общие электронные пары смещены в сторону атома серы, потому что он более электроотрицателен:



2.9, 2.10

1. Расположите перечисленные элементы в порядке возрастания электроотрицательности атомов:
 - а) алюминий, кремний, натрий;
 - б) магний, бериллий, кальций.
2. Составьте схемы образования химических связей в молекулах H_2 и NH_3 . Укажите вид химической связи и валентность атома каждого элемента.

- Из перечня выпишите формулы веществ с ковалентной неполярной связью: H_2O , H_2 , H_2S , HCl , Cl_2 .
Напишите их электронные и структурные формулы.
- Напишите электронные и структурные формулы молекул OF_2 и H_2O . В какой молекуле химическая связь является наиболее полярной и в сторону какого атома смещается общая электронная пара?
- Опишите качественный и количественный состав аммиака NH_3 , вычислите его относительную молекулярную массу и массовую долю (%) водорода в аммиаке.

§ 17

ВЕЩЕСТВА МОЛЕКУЛЯРНОГО СТРОЕНИЯ. ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

Закон постоянства состава открыт французским учёным Ж. Л. Прустом в 1799–1806 гг.



В зависимости от природы частиц (молекулы, атомы и др.), из которых построено вещество, различают вещества молекулярного и немолекулярного строения. В этом параграфе мы рассмотрим вещества молекулярного строения.

Вещества, в молекулах которых атомы связаны между собой *ковалентными связями*, обладают *молекулярным строением*. Именно молекулы являются носителями химических свойств этих веществ.

Молекулы имеют определённый качественный и количественный состав, поэтому чистые вещества молекулярного строения подчиняются **закону постоянства состава: качественный и количественный состав соединений молекулярного строения является постоянным независимо от способа получения.**



Ж. Л. Пруст
(1754–1826)

Это один из основных законов химии. Например, чистая вода состоит из водорода и кислорода (качественный состав), причём в молекуле воды на 1 атом кислорода всегда приходится 2 атома водорода (количественный состав). Молекулы воды независимо от способа получения и местонахождения (речная, дождевая, ключевая, морская вода) всегда имеют приведённый выше состав.

При обычных условиях вещества молекулярного строения могут находиться в твёрдом (иод I_2 , сахар $C_{12}H_{22}O_{11}$), жидком (вода H_2O , спирт C_2H_5OH) или газообразном (хлор Cl_2 , метан CH_4) состояниях.

Вам известно, что одно и то же вещество при разной температуре может существовать в трёх агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твёрдом. Например, вода при обычных условиях представляет собой жидкость, при температуре выше $100\text{ }^\circ\text{C}$ — газ (пар), а при температуре $0\text{ }^\circ\text{C}$ затвердевает, превращаясь в лёд. В любом агрегатном состоянии в веществах молекулярного строения сохраняются молекулы. Так, вода и в твёрдом виде (лёд), и в жидком, и в виде пара состоит из молекул H_2O .

Кристаллические вещества

Твёрдые вещества, как правило, находятся в кристаллическом состоянии. В кристаллических веществах частицы, образующие кристалл, находятся в строго определённых точках пространства. При соединении этих точек пересекающимися прямыми линиями образуется пространственный каркас, который называют *кристаллической решёткой*. Точки, в которых размещены частицы кристалла, называют *узлами решётки*.

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

Молекулярная кристаллическая решётка

Молекулярными называют кристаллические решётки, в узлах которых расположены полярные (H_2O , HCl) или неполярные (O_2 , I_2) молекулы, связанные между собой более слабыми межмолекулярными силами, чем ковалентные связи между атомами внутри молекулы (рис. 7).

* Ионные, атомные и металлические решётки будут рассмотрены позже.

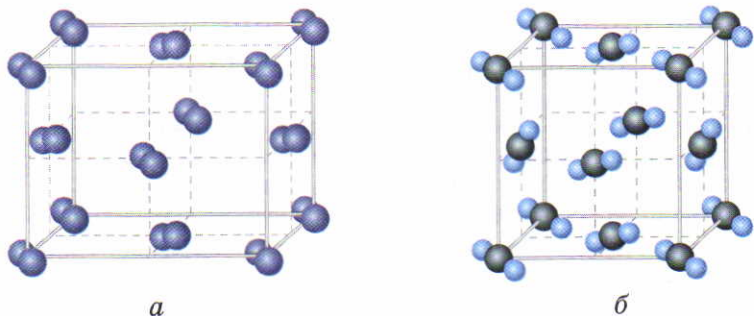


Рис. 7. Молекулярные кристаллические решётки:
a — иода; *б* — углекислого газа

Поэтому связи между молекулами в кристалле легко разрываются и вещества с молекулярной решёткой имеют малую твёрдость, низкие температуры плавления и кипения, высокую летучесть. Так, лёд уже при температуре выше $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ тает — переходит в жидкое состояние, его кристаллическая структура разрушается. Твёрдый углекислый газ CO_2 («сухой лёд») при обычной температуре не плавится, а переходит в газ — возгоняется.

Молекулярную кристаллическую решётку имеют практически *все органические вещества* в твёрдом состоянии (глюкоза, сахар, парафин, лимонная кислота, спирт, эфир и т. д.). Общее число *неорганических веществ* с молекулярной решёткой *невелико*. В Периодической системе элементы, образующие простые вещества с молекулярной решёткой, располагаются в конце малых и больших периодов (табл. 7). Из сложных веществ это, например, хлороводород HCl , сероводород H_2S , аммиак NH_3 , углекислый газ CO_2 и др.

Таблица 7

Простые вещества, имеющие молекулярную решётку

Период	Группа			
	V A	VI A	VII A	VIII A
1			(H_2)	He
2	N_2	O_2	F_2	Ne
3	P_4	S_8	Cl_2	Ar
4			Br_2	Kr
5			I_2	Xe



1. Вещества, состав которых **не зависит** от способа их получения, перечислены в ряду:
 - а) хлорид калия KCl , аммиак NH_3 , уксусная кислота CH_3COOH ;
 - б) углекислый газ CO_2 , этиловый спирт C_2H_5OH , вода H_2O ;
 - в) оксид кальция CaO , сероводород H_2S , нитрат калия KNO_3 ;
 - г) сернистый газ SO_2 , фторид алюминия AlF_3 , хлороводород HCl .
2. Выпишите названия и формулы веществ с молекулярной кристаллической решёткой из следующего перечня:
медь Cu , кислород O_2 , поваренная соль $NaCl$, кремний Si , сера S_8 , аргон Ar , водород H_2 , сернистый газ SO_2 , хлороводород HCl .
3. Определите массовые доли (%) серы и кислорода в сернистом газе SO_2 .
4. Массовая доля водорода наибольшая в веществе состава:
 - а) HF ;
 - б) HCl ;
 - в) HBr ;
 - г) HI .

§ 18



ИОННАЯ СВЯЗЬ

Теорию ионной связи разработал в 1916 г. немецкий учёный В. Коссель.

Согласно теории ионной связи, атомы приобретают электронную конфигурацию атома благородного газа двумя путями:

1) отдачей электронов с внешнего уровня. Атом при этом приобретает электронную конфигурацию атома стоящего перед ним благородного газа;

2) принятием электронов на внешний уровень. В результате атом приобретает электронную конфигурацию атома стоящего за ним благородного газа.

Вы знаете, что способностью отдавать электроны обладают атомы металлов (атому металла легче отдать 1, 2, 3 электрона, чем присоединить 7, 6, 5), а принимать — атомы неметаллов (атому неметалла легче присоединить 1, 2, 3 электрона, чем отдать 7, 6, 5).

Теряя или приобретая электроны, атомы превращаются в заряженные частицы, так как после этого число электронов уже не равно заряду ядра атома.

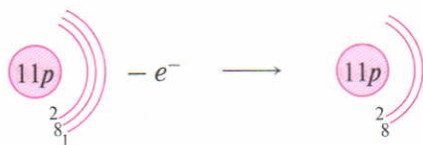
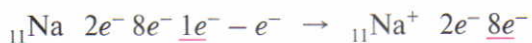
Заряженные частицы, в которые превращаются нейтральные атомы в результате отдачи или присоединения электронов, называют **ионами**.

Ион

Атомы металлов, отдавая электроны внешнего слоя, превращаются в положительно заряженные ионы, заряд которых численно равен количеству отданных электронов.

Положительно
заряженные
ионы

Например:



Атом натрия

Ион натрия

число
протонов = числу
электронов

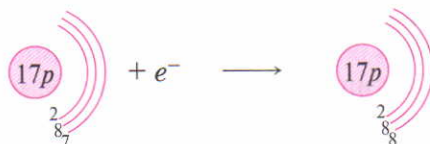
число
протонов > числа
электронов

Из примера следует, что атом натрия, отдавая один электрон внешнего слоя, приобретает электронную структуру атома благородного газа неона (${}_{10}\text{Ne} \quad 2e^- \quad 8e^-$) и превращается в ион натрия: ${}_{11}\text{Na}^+ \quad 2e^- \quad 8e^-$. Но *ион натрия*, имея одинаковую с атомом неона электронную структуру, отличается от последнего тем, что *имеет положительный заряд*, тогда как атом неона электронейтрален.

Атомы неметаллов, принимая электроны, превращаются в отрицательно заряженные ионы, заряд которых численно равен количеству принятых электронов.

Отрицательно
заряженные
ионы

Например:



Атом хлора

Ион хлора

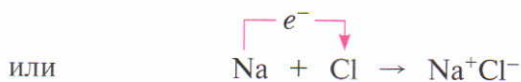
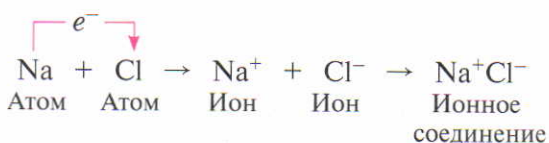
число
протонов = числу
электронов

число
протонов < числа
электронов

Пример показывает, что атом хлора, присоединяя недостающий до завершения внешнего уровня электрон, приобрёл электронную конфигурацию атома благородного газа аргона (${}_{18}\text{Ar} \quad 2e^- \quad 8e^- \quad 8e^-$) и превратился в ион хлора: ${}_{17}\text{Cl}^- \quad 2e^- \quad 8e^- \quad 8e^-$.

Однако *ионы хлора* отличаются от нейтральных атомов аргона зарядом, в данном случае — *отрицательным*.

Образовавшиеся положительные ионы натрия и отрицательные ионы хлора взаимно притягиваются* и образуют соединение (сложное вещество) — хлорид натрия NaCl (поваренную соль). Несмотря на то что соединение NaCl состоит из разноимённо заряженных ионов, в целом оно электронейтрально, так как на один положительный ион натрия приходится один отрицательный ион хлора. Общую схему образования хлорида натрия из атомов натрия и хлора кратко можно изобразить так:



**Ионная
связь**

**Ионные
соединения**



Химическую связь между ионами, осуществляемую электростатическим притяжением, называют **ионной**.

Соединения, которые состоят из ионов, называют **ионными соединениями**.

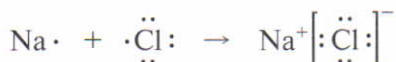
Заряд ионов указывают вверху справа около его формулы арабской цифрой, за которой ставят знак «+» или «-». При этом цифру 1 опускают.

Из вышеизложенного следует:

- ♦ ионная связь образуется между атомами типичных металлов и атомами типичных неметаллов, т. е. между атомами, которые резко различаются по электроотрицательности;
- ♦ при взаимодействии металлов с неметаллами атомы металлов отдают электроны, образуя положительно заряженные ионы, а атомы неметаллов принимают эти электроны, превращаясь в отрицательно заряженные ионы;
- ♦ разноимённо заряженные ионы соединяются и образуют ионное соединение.

* Из курса природоведения вы знаете, что одноимённые заряды отталкиваются, а разноимённые — притягиваются.

Резкой границы между ионной и ковалентной связями *не существует*. Современная теория химической связи объясняет образование ионной связи из ковалентной как результат практически полного смещения общей электронной пары к атому с очень высокой электроотрицательностью:



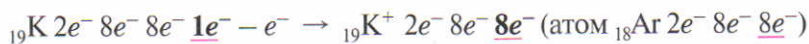
В заключение рассмотрим, как составить схему образования ионной связи на примере связи между атомами калия и азота.

Алгоритм составления схемы образования ионной связи

1. Составить электронные схемы атомов калия (элемент главной подгруппы I группы, четвёртого периода) и азота (элемент главной подгруппы V группы, второго периода), подчеркнуть валентные электроны:

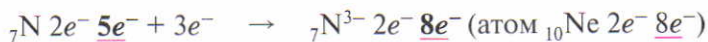


2. Составить схемы образования ионов. Калий — металл, его атому легче отдать один внешний электрон, чем принять недостающие семь:



Атом калия		Ион калия	
число	=	число	>
протонов		протонов	
	электронов		электронов

Азот — это неметалл, его атому легче принять три электрона, которых не хватает до завершения внешнего уровня, чем отдать пять электронов с внешнего уровня:



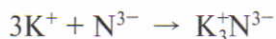
Атом азота		Ион азота	
число	=	число	<
протонов		протонов	
	электронов		электронов

3. Составить схему образования ионного соединения. Положительные ионы калия и отрицательные ионы азота соединяются так, чтобы полученное соединение было электроней-

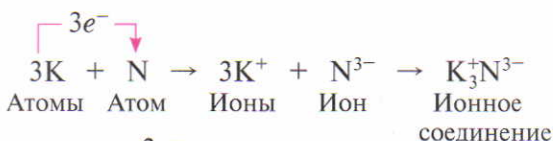
Составление
схемы
образования
ионной
связи



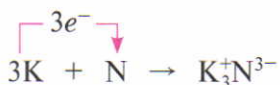
тральным. На один отрицательный ион азота приходится три положительных иона калия:



Все рассмотренные выше действия можно объединить единой схемой:



или



2.11

- Составьте схему образования ионной связи при взаимодействии атомов:
а) кальция и хлора; б) магния и кислорода; в) натрия и серы.

- Выпишите из предложенного ряда формулы ионных соединений: CH_4 , CaCl_2 , O_2 , KF , NH_3 , Mg .

- Установите соответствие.

Формула частицы *Электронная схема*

- | | |
|---------------------|--------------------------|
| А) Mg^{2+} | 1) $2e^-$ |
| Б) P^{3-} | 2) $2e^- 8e^-$ |
| В) K | 3) $2e^- 8e^- 8e^-$ |
| Г) Li^+ | 4) $2e^- 8e^- 8e^- 1e^-$ |

- Установите соответствие.

Формула вещества *Вид химической связи*

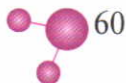
- | | |
|-------------------------|---------------------------|
| А) KCl | 1) ковалентная полярная |
| Б) SO_2 | 2) ионная |
| В) H_2O | 3) ковалентная неполярная |
| Г) F_2 | |

- Определите массовую долю хлора в его соединении с алюминием AlCl_3 .

§ 19

ВЕЩЕСТВА НЕМОЛЕКУЛЯРНОГО СТРОЕНИЯ

Все вещества с ионной связью *не обладают молекулярным строением*. Они образованы не молекулами, а положительно и отрицательно заряженными ионами, которые явля-



ются носителями химических свойств таких веществ. Состав ионных соединений не всегда постоянен и часто зависит от условий их получения, поэтому к ним неприменим закон постоянства состава. При обычных условиях вещества немолькулярного строения (с ионной связью), в отличие от молекулярных веществ, находятся только в *твёрдом состоянии* и образуют *ионные кристаллические решётки*.

На схеме 1 (с. 62) приведена сравнительная характеристика веществ молекулярного и немолькулярного строения.

Ионными называют кристаллические решётки, в узлах которых находятся, чередуясь, положительно и отрицательно заряженные ионы, связанные электростатическими силами притяжения (ионной связью) (рис. 8).

Ионы, составляющие решётку, могут быть как простыми (Cl^- , Br^- , Na^+), так и сложными (OH^- , NO_3^- , CO_3^{2-}).

Из ионного кристалла невозможно выделить отдельные молекулы. Поэтому применение к *ионным соединениям* понятий «молекула» и «относительная молекулярная масса» является *условным*: ими пользуются, чтобы показать состав и количественное соотношение положительных и отрицательных ионов в соединении. Например, формула NaCl означает, что число ионов Na^+ в любом *идеальном кристалле* хлорида натрия равно числу ионов Cl^- .

Из рис. 8 видно, что в кристалле хлорида натрия каждый ион Na^+ окружён шестью ионами Cl^- , а каждый ион Cl^- — шестью ионами Na^+ . Связи между ионами в кристалле прочны, поэтому вещества с ионной решёткой обладают высокой твёрдостью и прочностью, термостойкостью, они тугоплавки и нелетучи.

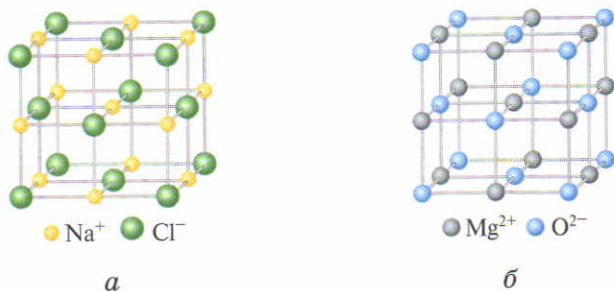
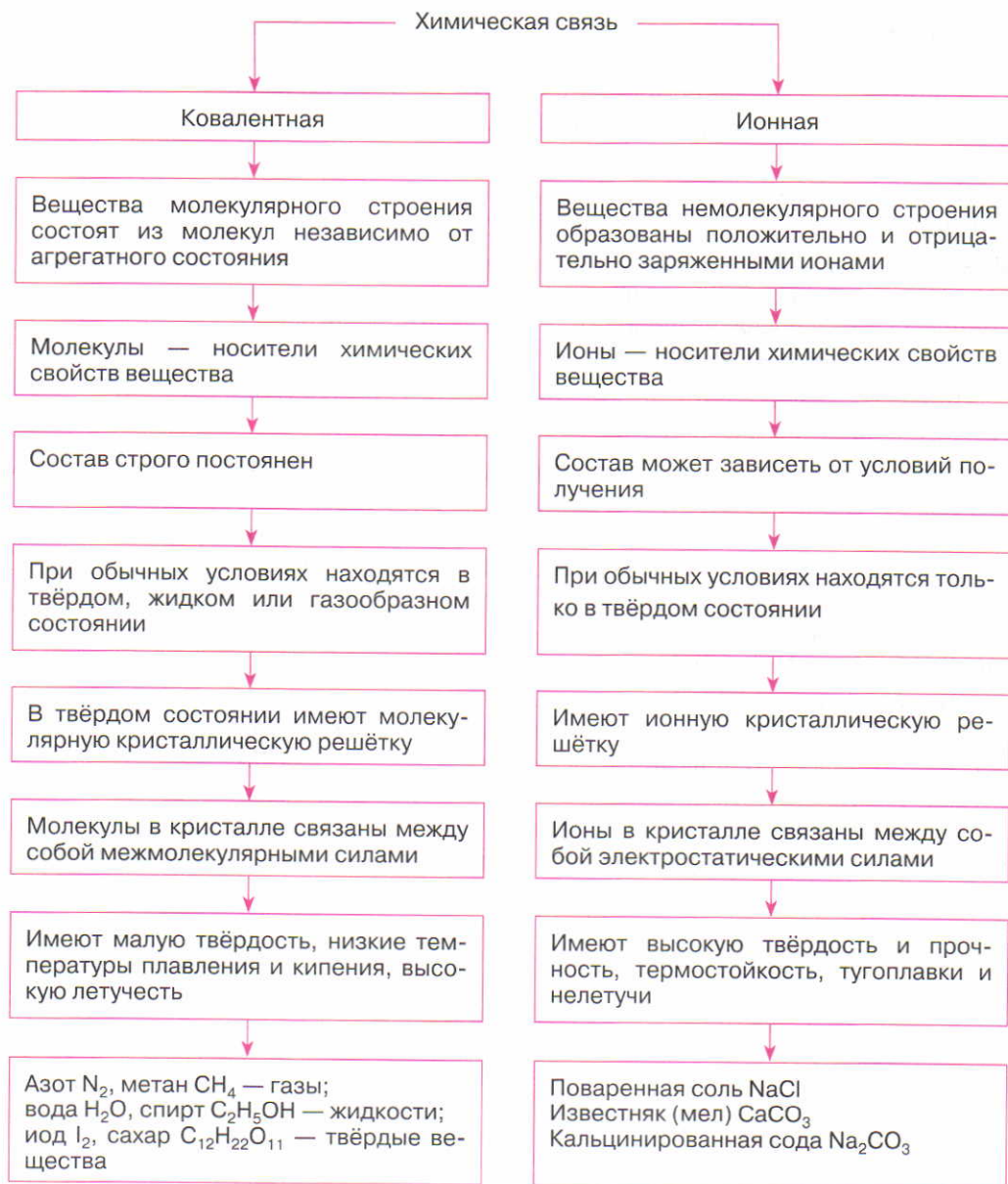


Рис. 8. Ионные кристаллические решётки:
а — хлорида натрия NaCl ; *б* — оксида магния MgO

Ионная
кристаллическая
решётка



1. Выпишите из предложенного ряда отдельно формулы веществ молекулярного и немолекулярного строения:
 O_2 , MgF_2 , H_2S , H_2O , CaO , AlF_3 .
2. Составьте схемы образования химической связи между атомами в соединениях:
 а) воде H_2O ; б) оксиде кальция CaO .
- T** 3. Иону K^+ соответствует электронная схема:
 а) $2e^- 8e^- 7e^-$; в) $2e^- 8e^- 8e^- 1e^-$;
 б) $2e^- 8e^- 8e^-$; г) $2e^- 8e^- 3e^-$.
- T** 4. «Вещества твёрдые, с низкой температурой плавления и кипения, летучие» — это характеристика пары веществ:
 а) иода и льда;
 б) оксида кальция CaO и оксида углерода(IV) CO_2 ;
 в) хлороводорода и хлорида натрия;
 г) сероводорода H_2S и сульфида калия K_2S .
- T** 5. Закону постоянства состава подчиняются все вещества ряда:
 а) хлороводород HCl , сероводород H_2S , сернистый газ SO_2 ;
 б) водород H_2 , оксид магния MgO , этан C_2H_6 ;
 в) аммиак NH_3 , хлорид кальция $CaCl_2$, озон O_3 ;
 г) фторид алюминия AlF_3 , сульфид калия K_2S , оксид натрия Na_2O .



2.12

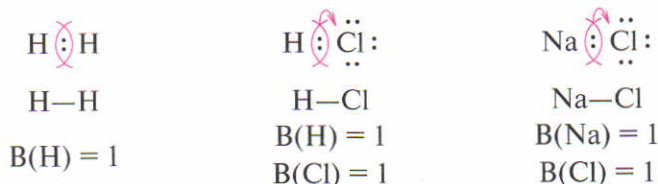
§ 20

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

ПОНЯТИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ

Из механизма образования химической связи следует, что связи разных видов отличаются местоположением общей электронной пары между атомами и что валентность атома элемента (обозначим её буквой V) определяется числом связей, которыми данный атом соединён с другими атомами.

Рассмотрим несколько примеров и сделаем некоторые выводы:



1. Во всех соединениях *независимо от полярности образовавшихся связей* валентность атомов H, Cl, Na равна 1, следовательно, *валентность не имеет знака*.

2. В молекуле водорода H₂ общая электронная пара в равной степени принадлежит обоим атомам, поэтому на атомах водорода не появляется заряд:



3. В молекуле хлороводорода HCl общая электронная пара смещена в сторону атома хлора, поэтому на атоме хлора появляется избыточный отрицательный заряд, а на атоме водорода — такой же по значению, но положительный заряд.

Эти заряды по абсолютному значению меньше единицы, так как общая электронная пара *лишь частично* смещена к атому более электроотрицательного элемента. Их обозначают + δ и - δ (δ — греческая буква «дельта»). Так, заряды на атомах водорода и хлора в молекуле HCl соответственно равны +0,17 и -0,17, т. е. $\overset{+0,17}{\text{H}} \overset{-0,17}{\text{Cl}}$.

4. В поваренной соли NaCl общая электронная пара практически полностью смещена в сторону атома хлора. Возникшие избыточные заряды на атомах натрия и хлора равны +0,87 и -0,87, т. е. $\overset{+0,87}{\text{Na}} \overset{-0,87}{\text{Cl}}$.

Для упрощения (удобства) общую пару электронов в хлороводороде HCl и хлориде натрия NaCl приписывают более электроотрицательному атому хлора:



т. е. допускают, что атомы водорода и натрия отдали по одному электрону, а атомы хлора приняли по одному электрону.

В результате этих процессов атомы водорода и натрия условно приобрели заряд +1, а атом хлора -1:



Эти условные (приписанные) заряды и называют степенью окисления атомов водорода, натрия и хлора.

Степень окисления — это условный заряд атома в соединении, который приписывают ему, исходя из предположения, что соединение состоит только из ионов.

При определении степени окисления атома не учитывается, в какой мере электроны смещаются при образовании химической связи — *частично* (ковалентная полярная связь $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}}$) или *почти полностью* (ионная связь $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}}$).

Из рассмотренных примеров следует, что степень окисления в отличие от валентности имеет знак. Она может иметь положительное, отрицательное и нулевое значения.

Положительная степень окисления равна числу электронов, отданных данным атомом.

Атом может отдать все валентные электроны (для элементов главных подгрупп это электроны внешнего уровня), проявляя при этом высшую (максимальную) положительную степень окисления. Численно она равна, как правило, номеру группы в Периодической системе элементов (исключение — кислород O и фтор F). Например, высшая положительная степень окисления атомов элементов главной подгруппы V группы равна +5.

Положительную степень окисления проявляют как металлы, так и неметаллы, кроме фтора, гелия и неона.

Отрицательная степень окисления равна числу электронов, принятых данным атомом, её проявляют только неметаллы.

Атомы неметаллов присоединяют столько электронов, сколько их не хватает до завершения внешнего уровня, проявляя при этом низшую (минимальную) отрицательную степень окисления. Для элементов главных подгрупп IV–VII групп можно записать

$$\text{Минимальная степень окисления атомов} = \\ = \text{номер группы} - 8$$

Так, атом азота, содержащий на внешнем слое 5 электронов, может присоединить 3 электрона, образуя отрицательно заряженный ион азота, в котором он проявляет степень окисления -3 ($\overset{-3}{\text{N}}$).

Значения степеней окисления между максимальной и минимальной называют *промежуточными*. Так, если макси-

Степень окисления



Положительная степень окисления

Отрицательная степень окисления

Промежуточная степень окисления

Нулевое значение степени окисления

мальная степень окисления атома серы равна $+6$ ($\overset{+6}{S}$), а минимальная -2 ($\overset{-2}{S}$), то степени окисления $0, +2, +4$ ($\overset{0}{S}, \overset{+2}{S}, \overset{+4}{S}$) — промежуточные.

Нулевое значение степени окисления атомы имеют в соединениях с неполярными связями.

Рассмотрим пример.

1. В молекуле H_2 валентность атомов водорода равна единице, так как каждый атом предоставляет на образование связи по одному электрону: $H : H, H-H$.

2. Степень окисления атомов водорода равна нулю, так как общая электронная пара в равной степени принадлежит обоим атомам ($\overset{0}{H} : \overset{0}{H}$).

В химической формуле степень окисления указывают над символом элемента арабской цифрой, впереди которой ставят знак «+» или «-». Например:



Следует различать *обозначения* степени окисления и заряда иона:

$K_2\overset{-2}{S}$ — степень окисления серы равна -2 ;

S^{2-} — заряд иона серы равен $2-$.

При обозначении заряда иона $1-$ или $1+$ цифру опускают, например: Cl^- , Na^+ , а при указании степени окисления атома в соединении цифра 1 сохраняется. Например: $\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}$.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ АТОМА В СОЕДИНЕНИИ

Для определения степени окисления атома в соединении следует учитывать ряд положений.

♦ Степень окисления атомов в молекулах простых веществ ($\overset{0}{H}_2, \overset{0}{Cl}_2, \overset{0}{N}_2$ и т. д.), в металлах и неметаллах в элементарном состоянии ($\overset{0}{C}, \overset{0}{Na}, \overset{0}{S}, \overset{0}{Al}$ и т. д.) равна нулю, так как электроны распределены равномерно, т. е. смещения общих электронных пар не происходит.

♦ Степень окисления атомов фтора во всех его соединениях равна -1 .



♦ Степень окисления атомов кислорода в большинстве соединений равна -2 (исключение $\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}}_2$, где степень окисления атомов кислорода $+2$, так как фтор — более электроотрицательный элемент).

♦ Атом водорода в большинстве соединений имеет степень окисления $+1$, в соединениях водорода с активными металлами его степень окисления равна -1 ($\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$).

♦ Степени окисления атомов металлов главных подгрупп I и II групп во всех соединениях соответственно равны $+1$ и $+2$, а алюминия $+3$.

♦ Любое соединение электронейтрально, поэтому алгебраическая сумма положительных степеней окисления должна быть равна сумме отрицательных.

На основании рассмотренных положений можно определить степень окисления любого атома в соединении.

Задание 1. Определите степень окисления атомов азота в соединении состава N_2O_3 .



Решение

1. Обозначим степень окисления атомов азота через x .
2. Укажем степень окисления атомов кислорода (см. выше); она равна -2 .

Эти пункты решения можно представить кратко: $\overset{x}{\text{N}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$.

Способ 1. Основан на положении: сумма положительных степеней окисления в соединении равна сумме отрицательных степеней окисления.

3. Определим сумму отрицательных зарядов: $3 \cdot (-2) = -6$.
4. Чтобы молекула была электронейтральной, общий заряд двух атомов азота должен быть равен $+6$. Следовательно:

$$2x = +6, \text{ отсюда } x = +3.$$

Способ 2. Основан на положении: алгебраическая сумма всех степеней окисления в соединении равна нулю.

3. Определим сумму отрицательных зарядов: $3 \cdot (-2)$.
4. Определим сумму положительных зарядов: $2x$.
5. Составим алгебраическое уравнение, пользуясь исходным положением: $2x + 3 \cdot (-2) = 0$, отсюда $x = +3$.

Ответ: степень окисления атомов азота в соединении состава N_2O_3 равна $+3$.





Задание 2. Определите степень окисления атома серы в серной кислоте H_2SO_4 .

Решение

1. Обозначим степень окисления атома серы через x .
2. Укажем степени окисления атомов кислорода (-2) и водорода ($+1$): $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{x}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$.
3. Определим сумму положительных зарядов: $2 \cdot (+1)$.
4. Определим сумму отрицательных зарядов: $4 \cdot (-2)$.
5. Составим алгебраическое уравнение, пользуясь исходным положением: $2 \cdot 1 + x + 4 \cdot (-2) = 0$, отсюда $x = +6$.

Ответ: степень окисления атома серы в серной кислоте равна $+6$.



2.13, 2.14

1. Укажите, в каком соединении атом серы проявляет:
— высшую положительную степень окисления;
— низшую отрицательную степень окисления:
а) SO_2 ; б) SO_3 ; в) H_2S ; г) SO .
2. В каком соединении атом азота проявляет степень окисления -3 , а в каком $+3$:
а) NO_2 ; б) N_2O_3 ; в) N_2O_5 ; г) Na_3N ?
3. Определите степени окисления атомов хлора в веществах по их формулам:
 Cl_2 , KCl , Cl_2O_5 , KClO_4 .
4. В каком веществе степень окисления атомов фтора равна 0 :
а) OF_2 ; б) HF ; в) F_2 ; г) KF ?
5. Вычислите массовые доли элементов в бертолетовой соли KClO_3 .

§ 21

СОСТАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ФОРМУЛ БИНАРНЫХ СОЕДИНЕНИЙ ПО СТЕПЕНЯМ ОКИСЛЕНИЯ

Бинарные
соединения

Бинарные соединения (от латинского *би* — два) — это сложные вещества, состоящие из атомов двух разных химических элементов.

При составлении формул бинарных соединений (например, соединения алюминия с кислородом) по степеням окисления составляющих его атомов можно использовать один из следующих алгоритмов.

Алгоритм 1

1. Учесть, что при соединении атомов друг с другом электроны смещаются от атомов менее электроотрицательного к атомам более электроотрицательного элемента.

2. Из Периодической системы элементов выписать значения электроотрицательностей атомов, составляющих бинарное соединение (в нашем примере — алюминия и кислорода):

$$\text{ЭО(Al)} = 1,47 \quad \text{и} \quad \text{ЭО(O)} = 3,5.$$

При соединении алюминия с кислородом электроны смещаются от атомов алюминия к атомам кислорода. Следовательно, атом алюминия проявляет положительную степень окисления, равную номеру группы (+3), а атом кислорода — отрицательную, равную номеру группы минус 8: $6 - 8 = -2$.

3. Символы химических элементов записать рядом так, чтобы символ атома с *положительной* степенью окисления был *на первом месте*, и указать для каждого из них значение степени окисления: $\overset{+3}{\text{Al}}\overset{-2}{\text{O}}$.



4. Найти наименьшее общее кратное для значений степеней окисления (в нашем примере оно равно 6).

5. Разделить наименьшее кратное (6) на абсолютные значения степеней окисления атомов (на 3 и на 2) и получить *индексы* (для Al индекс равен $6 : 3 = 2$, а для кислорода — $6 : 2 = 3$).

6. Ввести индексы в формулу, т. е. приписать внизу справа после символа соответствующего элемента: Al_2O_3 .

7. Определить суммарное значение степеней окисления атомов в соединении. Оно должно быть равно нулю. В этом случае формула соединения составлена правильно.



Суммарное значение степеней окисления равно нулю, следовательно, формула составлена правильно.

Алгоритм 2

1–3. См. способ 1, пункты 1–3.

4. Индекс для алюминия численно равен степени окисления атома кислорода (2):



5. Индекс для кислорода численно равен степени окисления атома алюминия (3):



Сущность второго способа составления химических формул бинарных соединений по степени окисления можно представить в виде схемы:



6. Если все индексы имеют чётные значения, например



то численные значения индексов нужно сократить (разделить) на два:



7. См. способ 1, пункт 7.



2.15

- Составьте химические формулы соединений:
 - калия с серой;
 - кальция с фосфором;
 - углерода с серой;
 - магния с кремнием;
 - серы с фтором.
- Степень окисления атома фосфора равна -3 в соединении состава:
 - P_2O_3 ;
 - H_3PO_4 ;
 - P_2O_5 ;
 - K_3P .
- Установите соответствие.

<i>Формула молекулы</i>	<i>Степень окисления кислорода</i>
А) O_3	1) -2
Б) H_2O	2) -1
В) H_2O_2	3) $+2$
Г) OF_2	4) 0
- Составьте химическую формулу соединения кремния с кислородом и определите массовые доли этих элементов в полученном оксиде.

§ 22

КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА. МОЛЬ. МОЛЯРНАЯ МАССА

Вы знаете, что объём определённой порции вещества можно измерить мензуркой, мерным цилиндром и выразить в ли-



трах (или других единицах объёма), а массу определить с помощью весов и выразить в килограммах (или других единицах массы). Но в химических расчётах, наряду с массой и объёмом вещества, нужно ещё знать число частиц (структурных единиц*), составляющих ту или иную порцию вещества.

Для того чтобы *выразить число частиц в порции вещества*, и ввели такую физическую величину, как **количество вещества**. Количество вещества обозначают греческой буквой ν («ню»). Единицей количества вещества является моль**.

Количество
вещества
 ν

Моль — это такое количество вещества (или его порция), которое содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ (округлённо $6 \cdot 10^{23}$) частиц (молекул, атомов или других частиц).

Моль

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ огромно. Чтобы вы могли убедиться в этом, приведём следующий пример. Если молекулы, заключающиеся в 1 моль сахара, распределить равномерно по всей поверхности земного шара, то на каждый квадратный сантиметр суши и океана придётся по 120 000 молекул сахара.

Величину $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹ называют **постоянной Авогадро** (в честь итальянского учёного XIX в. А. Авогадро) и обозначают латинской буквой N с индексом А (N_A):

Постоянная
Авогадро
 N_A

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

Итак, один моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, атомов или других частиц.

Например:

1 моль воды H_2O содержит $6 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O ;

1 моль железа Fe содержит $6 \cdot 10^{23}$ атомов Fe ;

1 моль хлора Cl_2 содержит $6 \cdot 10^{23}$ молекул Cl_2 .

* Структурные единицы — это частицы, из которых состоит вещество, т. е. молекулы, атомы, ионы или другие частицы.

** Слово «моль» не склоняется, если оно стоит после числа: 1 моль, 2 моль. Если перед словом «моль» не стоит цифра, оно склоняется. Например, два моля, три моля.

В то же время 1 моль хлора Cl_2 содержит 2 моль атомов хлора Cl :

$$N(\text{Cl}) = 2 \cdot N(\text{Cl}_2); N(\text{Cl}) = 2 \cdot 6 \cdot 10^{23} = 12 \cdot 10^{23}.$$

Поэтому при записи обозначений в скобках указывают формулу частицы, о которой идёт речь: $N(\text{Cl}_2)$ — число молекул хлора, $N(\text{Cl})$ — число атомов хлора; $\nu(\text{Cl}_2)$ — количество вещества молекулярного хлора, $\nu(\text{Cl})$ — количество вещества атомарного хлора и т. д. Если природа частиц не указана, то можно использовать букву X : $N(X)$, $\nu(X)$ и т. д.

Таким образом, число молекул или атомов $N(X)$, содержащихся в определённом количестве вещества $\nu(X)$, можно вычислить по формуле:

$$N(X) = N_A \cdot \nu(X) \quad (1)$$

Например, определим число молекул, содержащихся в воде количеством вещества 0,5 моль:

$$N(\text{H}_2\text{O}) = N_A \cdot \nu(\text{H}_2\text{O});$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,5 \text{ моль} = 3 \cdot 10^{23}.$$

Для выражения взаимосвязи массы вещества $m(X)$ и количества вещества $\nu(X)$ введено понятие молярной массы вещества, которую обозначают буквой M .

Молярная масса вещества $M(X)$ равна отношению массы вещества $m(X)$ к соответствующему количеству вещества $\nu(X)$:

$$M(X) = \frac{m(X)}{\nu(X)} \quad (2)$$

Например, определим молярную массу воды, если известно, что порция воды количеством вещества 1 моль имеет массу 18 г:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\nu(\text{H}_2\text{O})}; \quad M(\text{H}_2\text{O}) = \frac{18 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = 18 \text{ г/моль}.$$

Из примера видно, что молярная масса вещества численно равна массе 1 моль вещества, т. е. массе $6 \cdot 10^{23}$ молекул данного вещества.

Число молекул или атомов N

Молярная масса вещества M



Молярную массу вещества выражают в граммах на моль (г/моль) или в килограммах на моль (кг/моль); 1 г/моль = 10^{-3} кг/моль.

Числовое значение молярной массы M равно относительной молекулярной массе M_r , если вещество состоит из молекул, или относительной атомной массе A_r , если вещество состоит из атомов (табл. 8).

Таблица 8

Значения относительных атомных, молекулярных, молярных масс и число структурных единиц в определённой порции (1 моль) веществ

Вещество и его формула	Относительная атомная $A_r(X)$ или молекулярная $M_r(X)$ масса	Молярная масса $M(X)$	Число структурных единиц
Магний Mg	$A_r(\text{Mg}) = 24$	$M(\text{Mg}) = 24$ г/моль	$6 \cdot 10^{23}$ атомов
Водород H_2	$M_r(\text{H}_2) = 2$	$M(\text{H}_2) = 2$ г/моль	$6 \cdot 10^{23}$ молекул
Вода H_2O	$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$	$M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль	$6 \cdot 10^{23}$ молекул
Глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	$M_r(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180$	$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180$ г/моль	$6 \cdot 10^{23}$ молекул

Из данных табл. 8 видно, что в 24 г (1 моль) магния содержится $6 \cdot 10^{23}$ атомов магния, в 180 г (1 моль) глюкозы содержится тоже $6 \cdot 10^{23}$ частиц — молекул и т. д.

На рис. 9 наглядно показано, что 1 моль любого вещества независимо от агрегатного состояния (жидкое или твёрдое) имеет разную массу.

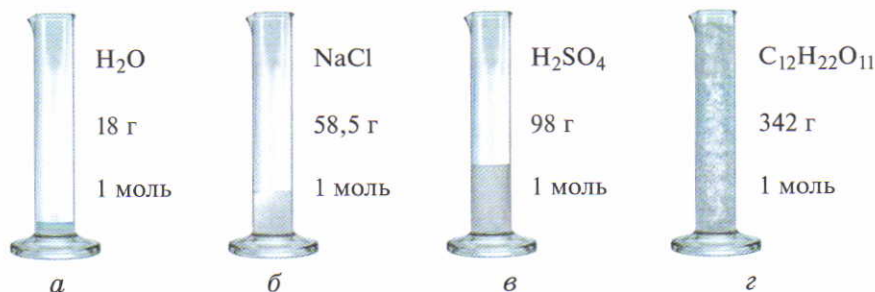


Рис. 9. Цилиндры, в которых находится 1 моль: а — воды H_2O ; б — хлорида натрия NaCl ; в — серной кислоты H_2SO_4 ; г — сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ ФИЗИЧЕСКИХ ВЕЛИЧИН
«КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА» И «МОЛЯРНАЯ МАССА»

Применяя рассмотренные ранее формулы, можно решать различные задачи.



Задача 1. Определите, сколько атомов содержится в двух молях железа Fe.

Дано:

$$\nu(\text{Fe}) = 2 \text{ моль}$$

Найти:

$$N(\text{Fe})$$

Решение

Для решения используем формулу (1):

$$N(\text{Fe}) = N_A \cdot \nu(\text{Fe}).$$

$$N(\text{Fe}) = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 2 \text{ моль} = 1,2 \cdot 10^{24}.$$

Ответ: $N(\text{Fe}) = 1,2 \cdot 10^{24}$ атомов.

Задача 2. Определите массу воды количеством вещества 0,5 моль.

Дано:

$$\begin{aligned} \nu(\text{H}_2\text{O}) &= \\ &= 0,5 \text{ моль} \end{aligned}$$

Найти:

$$m(\text{H}_2\text{O})$$

Решение

1. По данным Периодической системы химических элементов вычисляем относительную молекулярную массу воды:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O});$$

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

2. Известно, что молярная масса M численно равна относительной молекулярной массе M_r :

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}.$$

3. По формуле (2) вычисляем массу воды:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\nu(\text{H}_2\text{O})},$$

отсюда

$$m(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{H}_2\text{O}) \cdot \nu(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 9 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ г}$.

Задача 3. Вычислите, какое количество вещества составляют 22,4 г оксида кальция (негашёной извести) CaO.



Дано:

$$m(\text{CaO}) = 22,4 \text{ г}$$

Найти:

$$v(\text{CaO})$$

Решение

1. Определяем относительную молекулярную массу оксида кальция:

$$M_r(\text{CaO}) = A_r(\text{Ca}) + A_r(\text{O});$$

$$M_r(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56.$$

2. Молярная масса оксида кальция численно равна его относительной молекулярной массе: $M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}$.

3. Из формулы (2) находим количество вещества оксида кальция массой 22,4 г:

$$v(\text{CaO}) = \frac{m(\text{CaO})}{M(\text{CaO})}; \quad v(\text{CaO}) = \frac{22,4 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,4 \text{ моль}.$$

Ответ: $v(\text{CaO}) = 0,4 \text{ моль}$.

Задача 4. Вычислите массу $3 \cdot 10^{25}$ молекул воды.

Дано:

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 3 \cdot 10^{25}$$

Найти:

$$m(\text{H}_2\text{O})$$

Решение

1. Из формулы (1) вычисляем количество вещества, содержащее $3 \cdot 10^{25}$ молекул воды:

$$v(\text{H}_2\text{O}) = \frac{N(\text{H}_2\text{O})}{N_A};$$

$$v(\text{H}_2\text{O}) = \frac{3 \cdot 10^{25}}{6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 50 \text{ моль}.$$

2. Вычисляем молярную массу воды: $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$.

3. Определяем массу 50 моль воды по формуле (2):

$$m(\text{H}_2\text{O}) = v(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 50 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 900 \text{ г}.$$

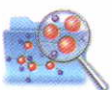
Ответ: $m(\text{H}_2\text{O}) = 900 \text{ г}$.



2.16, 2.17,
2.18

1. Определите, сколько частиц — молекул и атомов — содержит молекулярный азот N_2 количеством вещества:
а) 0,5 моль; б) 2 моль.
2. Определите, сколько атомов водорода и кислорода содержится в 1 моль воды H_2O .
3. Рассчитайте, в каком количестве вещества содержится:
а) $6 \cdot 10^{22}$ атомов серы S;
б) $3 \cdot 10^{25}$ молекул углекислого газа CO_2 .
4. Вычислите молярную массу:
а) оксида магния MgO; б) хлороводорода HCl.
5. Вычислите, какое количество вещества составляют:
а) 140 г железа Fe; б) 147 г серной кислоты H_2SO_4 .
6. Найдите массу 2,5 моль кислорода O_2 .
7. Рассчитайте, сколько молекул содержат:
а) 2,5 моль воды H_2O ; б) 66 г углекислого газа CO_2 .

§ 23



УСТАНОВЛЕНИЕ ПРОСТЕЙШЕЙ ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВА ПО МАССОВЫМ ДОЛЯМ ЭЛЕМЕНТОВ

Зная массовые доли элементов, можно вывести *простейшую формулу* вещества.

Алгоритм установления простейшей формулы вещества

1. Для расчёта массу вещества принять за 100 г и вычислить массы атомов элементов, входящих в его состав.
2. Рассчитать количество вещества атомов элементов.
3. Найти соотношение между числами молей атомов элементов.

Если это соотношение дробное, то для перехода к целочисленному соотношению надо *разделить* полученные числа на *наименьшее из них*.

4. Найти целочисленное соотношение и записать простейшую формулу вещества.

Задача. Массовые доли меди и кислорода в оксиде меди равны соответственно 88,8 и 11,2%. Установите простейшую формулу этого оксида.



Дано:

$$w(\text{Cu}) = 88,8\%$$

$$w(\text{O}) = 11,2\%$$

Найти:



Решение

1. Предположим, что имеется 100 г оксида меди, определим массы меди и кислорода:

$$m(\text{Cu}) = m(\text{оксида}) \cdot w(\text{Cu});$$

$$m(\text{Cu}) = 100 \text{ г} \cdot 0,888 = 88,8 \text{ г};$$

$$m(\text{O}) = m(\text{оксида}) \cdot w(\text{O});$$

$$m(\text{O}) = 100 \text{ г} \cdot 0,112 = 11,2 \text{ г}.$$

2. Рассчитываем количество вещества атомов меди и кислорода:

$$v(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})}; \quad v(\text{Cu}) = \frac{88,8 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 1,39 \text{ моль};$$

$$v(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})}; \quad v(\text{O}) = \frac{11,2 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 0,7 \text{ моль}.$$

3. Находим соотношение между числами молей атомов меди и кислорода:

$$v(\text{Cu}) : v(\text{O}) = 1,39 : 0,7.$$

4. Находим целочисленное соотношение и записываем формулу оксида меди:

$$v(\text{Cu}) : v(\text{O}) = \frac{1,39}{0,7} : \frac{0,7}{0,7} \approx 2 : 1.$$

Следовательно, на 2 атома меди приходится 1 атом кислорода, и формула оксида меди — Cu_2O .

Ответ: простейшая формула оксида меди Cu_2O .

1. Массовые доли серы и кислорода в оксиде серы равны соответственно 40 и 60%. Установите простейшую формулу этого оксида.
2. Массовые доли железа и кислорода в оксиде железа равны соответственно 72,41 и 27,59%. Определите простейшую формулу этого оксида.
3. Массовая доля хлора в хлориде фосфора составляет 77,5%. Установите простейшую формулу хлорида фосфора.



Классификация сложных неорганических веществ

III

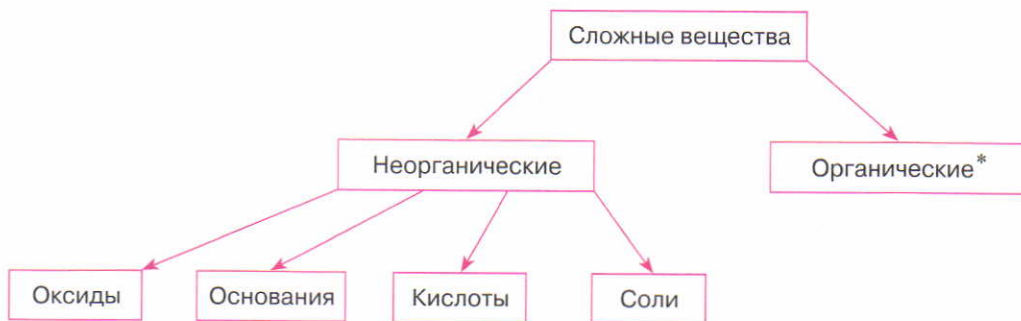
Классификация

Вещества очень разнообразны. По определённым признакам их объединяют в группы.

Распределение веществ по группам (классам) на основе общих свойств (признаков) называют **классификацией**.

Классификацию сложных веществ по их составу и свойствам можно представить в виде схемы 2.

Схема 2



Оксиды, основания, кислоты и соли — это *важнейшие классы неорганических соединений*. Зная особенности классов соединений, можно охарактеризовать свойства отдельных их представителей.

Далее будут рассмотрены важнейшие классы неорганических соединений.

* С органическими веществами вы познакомитесь позже.



ОКСИДЫ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ, СОСТАВ, НОМЕНКЛАТУРА И КЛАССИФИКАЦИЯ

Оксиды — это соединения, состоящие из атомов двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления -2 .

Оксиды

Состав оксидов выражается общей формулой



где x — число атомов элемента, y — число атомов кислорода.

Числовые значения x и y определяются степенью окисления атомов элемента.

Примеры формул оксидов: MgO , Na_2O , P_2O_5 .

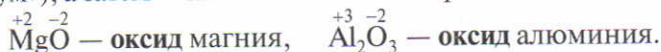
НОМЕНКЛАТУРА ОКСИДОВ

Номенклатура оксидов

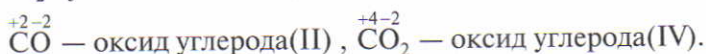
Номенклатура — это названия веществ и их групп, а также правила составления их названий. Систематические названия бинарных соединений состоят из двух слов. Первое слово (в именительном падеже) происходит от латинского названия *более электроотрицательного элемента*, второе слово (в родительном падеже) — название *менее электроотрицательного элемента*.

Правила номенклатуры оксидов

♦ В названиях оксидов вначале указывают слово **оксид** в именительном падеже (от латинского названия кислорода «оксигениум»), а затем — название элемента в родительном падеже:



♦ Если элемент образует несколько оксидов, то после названия элемента в скобках римской цифрой указывают численное значение его степени окисления:



Классификация оксидов

КЛАССИФИКАЦИЯ ОКСИДОВ

По *агрегатному состоянию* оксиды неметаллов подразделяют на:

- ♦ твёрдые — P_2O_5 , N_2O_5 , SiO_2 и др.,
- ♦ газообразные — SO_2 , CO_2 , NO и др.,
- ♦ жидкие — H_2O , SO_3 .

Все оксиды металлов, как правило, твёрдые вещества (рис. 10).

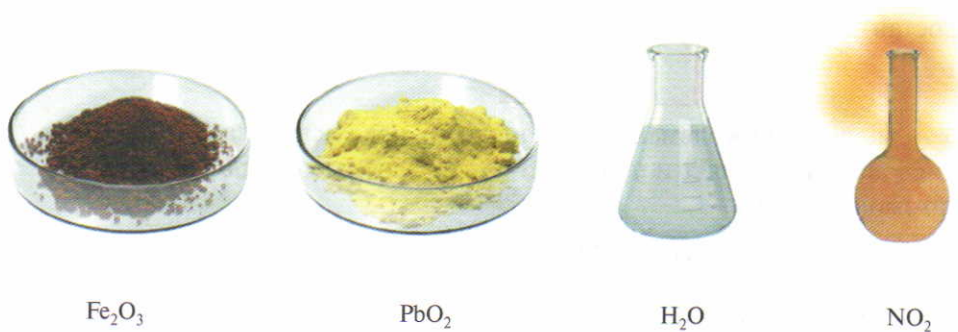
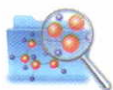


Рис. 10. Оксиды различаются по агрегатному состоянию



Вода H₂O

Оксиды распространены в природе и находят широкое практическое применение. Познакомимся с некоторыми из них.

Вода H₂O (оксид водорода) — это самое распространённое и самое необходимое вещество на нашей планете. Без воды не было бы жизни на Земле. Если бы вода внезапно исчезла с поверхности Земли, то планета превратилась бы в мёртвую пустыню. Всё живое нуждается в воде. Так, если без пищи человек может прожить 50 суток, то без воды смерть наступает через 5–7 дней. Вода является важнейшей составной частью клеток животных и растений. Организм человека на 65–70% состоит из воды, а у некоторых медуз до 99% массы тела составляет вода. Содержание воды в огурцах и арбузах превышает 90%.

Велики затраты воды в сельском хозяйстве. Для того чтобы вырастить 1 т пшеницы, требуется 1500 т воды, 1 т риса — более 7000 т воды. Прежде чем в магазине появится банка консервов из овощей или фруктов, для её приготовления потребуется 40 л воды. Вода в больших количествах необходима

и в промышленности. Для получения 1 т стали требуется 150 т воды, 1 т бумаги — 250 т.

Общие запасы воды на Земле огромны и составляют 138,6 млн км³. Вода покрывает почти 3/4 поверхности земного шара. Но основная её масса — это солёная вода морей и океанов, не пригодная ни для питья, ни для сельского хозяйства, ни для промышленности.

Запасы *пресной воды*, которую использует человечество, составляют всего около 4 млн км³, т. е. менее 3% объёма. Поэтому нужно экономно относиться к пресной воде, постоянно следить за чистотой водоёмов.

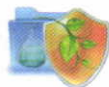
В природе происходит непрерывный круговорот воды. Под влиянием солнечного тепла часть воды постоянно испаряется и поступает в атмосферу. При охлаждении воздуха образуются мельчайшие водяные капельки. Из таких капелек состоят облака. При определённых условиях мелкие капельки сливаются в более крупные, и на землю выпадают осадки в виде дождя, снега или града.

Углекислый газ CO₂ — оксид углерода(IV), диоксид углерода. В незначительных количествах (около 0,03% по объёму) углекислый газ содержится в воздухе. В природе он образуется при гниении останков растений и животных, дыхании, сжигании топлива; в больших количествах выделяется из вулканических трещин и вод минеральных источников.

При обычных условиях диоксид углерода бесцветен, не имеет запаха. При сильном охлаждении он кристаллизуется в виде белой снегообразной массы, которая в спрессованном виде («сухой лёд») медленно испаряется, понижая температуру до -78,5 °С. Поэтому «сухой лёд» применяется для хранения скоропортящихся пищевых продуктов, для производства и хранения мороженого. Углекислый газ применяют при изготовлении шипучих напитков, в медицине (углекислотные ванны).

Углекислый газ значительно тяжелее воздуха, поэтому он собирается на дне ёмкостей, в которых образуется (бродильни, колодезные шахты и т. д.). При входе в помещения, где скопился углекислый газ, следует соблюдать осторожность, так как при вдыхании его в большом количестве наступает удушье из-за недостатка воздуха.

Около двадцати столетий известна человечеству «Собачья пещера» возле Неаполя. Выделяющийся из земли тяжёлый



Углекислый газ
CO₂



углекислый газ стелется по дну пещеры слоем до полуметра. Собаки, попадающие в эту пещеру, задыхаются и погибают. Отсюда и произошло название пещеры. Но вошедший в пещеру взрослый человек не ощущает избытка углекислого газа. Как вы думаете, почему?



Рис. 11. Оксид кремния

Оксид
кремния(IV)

Оксид серы(IV),
оксиды азота



Углекислый газ не горит и не поддерживает горение, поэтому его применяют для тушения пожаров.

Углекислый газ является тем питательным веществом, которое усваивают из воздуха растения в процессе фотосинтеза. Обогащение воздуха углекислым газом способствует росту растений, поэтому его применяют в теплицах и оранжереях.

Оксид кремния(IV) SiO_2 в виде песка (рис. 11) применяется в строительстве, в производстве стекла, керамики, цемента.

Некоторые оксиды (*оксид серы(IV)*, *оксиды азота* и др.) образуются в промышленном производстве. В больших количествах эти оксиды попадают в атмосферу, где с парами воды образуют кислоты, которые выпадают в виде так называемых *кислотных дождей*. Кислотные дожди наносят огромный вред окружающей среде. Поэтому необходимо предпринимать меры, предотвращающие попадание этих оксидов в атмосферу.

С другими оксидами вы будете знакомиться по мере изучения химии.

Лабораторный
опыт 2



ОЗНАКОМЛЕНИЕ С ОБРАЗЦАМИ ОКСИДОВ

Внимательно рассмотрите выданные вам образцы оксидов. Обратите внимание на их агрегатное состояние, цвет и формулы.

Заполните таблицу по указанному образцу.

Химическая формула	Название	Агрегатное состояние	Цвет



1. Назовите следующие оксиды:
а) CaO ; б) SO_2 и SO_3 ; в) V_2O_3 ; г) Na_2O .



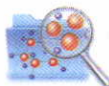
3.1, 3.2

2. Составьте формулы указанных оксидов:
 а) оксида кальция; в) оксида азота(III);
 б) оксида фосфора(V); г) оксида серы(VI).
3. Напишите формулы оксидов элементов третьего периода.

Т 4. Установите соответствие.

<i>Символ элемента</i>	<i>Формула высшего оксида</i>
А) Li	1) $\text{Э}_2\text{O}_3$
Б) N	2) $\text{Э}_2\text{O}$
В) Al	3) ЭO_3
Г) S	4) $\text{Э}_2\text{O}_5$
	5) ЭO_2

5. Определите массовую долю алюминия в его оксиде.
6. Массовые доли фосфора и кислорода в оксиде фосфора равны соответственно 43,66 и 56,34%. Установите простейшую формулу этого оксида.
7. Опишите один оксид из предложенных: оксид кальция, оксид хрома(III) или оксид магния. Укажите формулу оксида, его качественный и количественный состав. Используя различные источники информации (научно-популярная литература, энциклопедии, Интернет), подготовьте небольшое сообщение об использовании выбранного оксида в практической деятельности человека.



§ 25

ОСНОВАНИЯ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ, СОСТАВ, НОМЕНКЛАТУРА И КЛАССИФИКАЦИЯ

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

Основания

Гидроксид-ион имеет суммарный заряд -1 и представляет собой сложный ион:



Состав оснований выражается общей формулой



где n — число гидроксид-ионов, равное степени окисления металла Me.

Примеры формул оснований: $\overset{+1}{\text{K}}\text{OH}$, $\overset{+2}{\text{Mg}}(\text{OH})_2$.



Номенклатура оснований

НОМЕНКЛАТУРА ОСНОВАНИЙ

В названии основания на первом месте стоит слово «гидроксид», а затем — наименование металла в родительном падеже: NaOH — гидроксид натрия, Mg(OH)_2 — гидроксид магния.

Если металл проявляет переменную степень окисления, то её значение указывают римской цифрой в скобках. Например: Fe(OH)_2 — гидроксид железа(II) (читается: «гидроксид железа два»), Fe(OH)_3 — гидроксид железа(III) (читается: «гидроксид железа три»).

Классификация оснований

КЛАССИФИКАЦИЯ ОСНОВАНИЙ

I. По числу гидроксид-ионов в формуле основания подразделяют на:

♦ **однокислотные** — основания, в формулах которых указан один гидроксид-ион: KOH , NaOH и т. д.;

♦ **многокислотные** — основания, в формулах которых указаны два гидроксид-иона и более: Ca(OH)_2 , Fe(OH)_2 и др.

II. Все основания представляют собой твёрдые вещества, поэтому их классифицируют не по агрегатному состоянию, а по *растворимости в воде*. По этому признаку основания подразделяют на две группы:

♦ **растворимые** (их называют **щелочами**). Такие основания образуют металлы главной подгруппы I группы — Li, Na, K, Rb, Cs, Fr (эти металлы называют *щелочными*), а также некоторые металлы главной подгруппы II группы — Ca, Sr, Ba (эти металлы называют *щёлочно-земельными*);

♦ **нерастворимые**. Их образуют все остальные металлы. Растворимо основание или нерастворимо, можно узнать из таблицы «Растворимость кислот, оснований и солей в воде» (см. форзац в конце учебника).

Из всех оснований наиболее широко используются некоторые щёлочи.

Гидроксид натрия NaOH — твёрдое белое вещество, гигроскопичное (поглощает влагу из воздуха) и поэтому расплывающееся на воздухе; хорошо растворяется в воде с выде-



Гидроксид натрия
 NaOH

лением большого количества теплоты. Раствор гидроксида натрия в воде мылкий на ощупь и очень едкий. Он разъедает ткани, кожу, бумагу и другие органические материалы. За это свойство гидроксид натрия называют *едким натром*. С гидроксидом натрия и его раствором следует обращаться осторожно, опасаясь попадания его на одежду, обувь, а тем более на руки и лицо: на коже в результате контакта с гидроксидом натрия образуются долго не заживающие раны.

Техническое название этого вещества — *каустическая сода* («каустик»).

Гидроксид натрия — один из важнейших продуктов химической промышленности. В больших количествах его применяют для очистки продуктов переработки нефти, а также в бумажной, мыловаренной, текстильной, кожевенной и других отраслях промышленного производства.

Гидроксид калия КОН сходен по свойствам с гидроксидом натрия. Это тоже твёрдое белое вещество, хорошо растворимое в воде. Процесс его растворения также сопровождается выделением теплоты. Раствор гидроксида калия, как и раствор едкого натра, мылок на ощупь и очень едок. Поэтому гидроксид калия иначе называют *едкое кали*. Его применяют в производстве жидкого мыла, тугоплавкого стекла.

Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, или *гашёная известь*, — рыхлый белый порошок, малорастворимый в воде. Прозрачный раствор гидроксида кальция называют *известковой водой*. На воздухе известковая вода быстро становится мутной вследствие поглощения углекислого газа и образования нерастворимого карбоната кальция.

Гашёную известь применяют в строительстве при кладке и штукатурке стен.

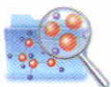
Гидроксид
калия
КОН

Гидроксид
кальция
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$

1. Из приведённых формул веществ выпишите формулы оснований и назовите их:
 H_2O , CuCO_3 , LiOH , H_2SO_4 , P_2O_5 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, HCl , КОН.
2. Составьте формулы следующих оснований:
а) гидроксида натрия; б) гидроксида бария.
3. Вычислите, какое количество вещества составляет 7,4 г гидроксида кальция (гашёной извести).



3.3, 3.4



4. Определите массу 0,5 моль гидроксида магния.
5. Массовые доли калия, кислорода и водорода в соединении равны соответственно 69,64; 28,57 и 1,79%. Определите простейшую формулу этого соединения.

§ 26

КИСЛОТЫ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ, СОСТАВ, КЛАССИФИКАЦИЯ, НОМЕНКЛАТУРА И СТРУКТУРНЫЕ ФОРМУЛЫ

Кислоты

Кислоты — это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода, способных замещаться* на атомы металлов, и кислотных остатков.

Состав кислот выражается общей формулой

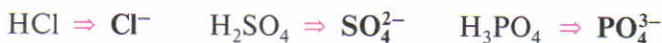


где А — кислотный остаток, x — число атомов водорода, равное заряду кислотного остатка.

Примеры формул кислот: HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4 .

По формуле кислоты можно определить общий заряд иона кислотного остатка, который имеет отрицательное значение, равное числу атомов водорода в молекуле кислоты.

Например:



Кислотные остатки

* С реакцией замещения вы познакомитесь позже.

КЛАССИФИКАЦИЯ КИСЛОТ

Классификация кислот

I. По *содержанию атомов кислорода* в молекуле кислоты подразделяют на:

♦ **бескислородные** — кислоты, молекулы которых не содержат атомов кислорода: HCl , HBr , H_2S и т. д.;

♦ **кислородсодержащие** — это кислоты, молекулы которых содержат атомы кислорода: HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 и т. д.

II. По *числу атомов водорода* в молекуле кислоты подразделяют на:

♦ **одноосновные** — кислоты, молекулы которых содержат один атом водорода: HCl , HNO_3 , HBr ;

♦ **многоосновные** — кислоты, молекулы которых содержат два и более атомов водорода:



НОМЕНКЛАТУРА КИСЛОТ

Номенклатура кислот

Бескислородные кислоты. К названию элемента, который образует кислоту, прибавляют соединительную гласную «о» и слова — «...водородная кислота».

Например: HF — фтороводородная кислота, H_2S — сероводородная кислота.

Кислородсодержащие кислоты. К русскому названию кислотообразующего элемента добавляют различные суффиксы.

Элемент, атомы которого вместе с атомами водорода и кислорода образуют молекулу кислородсодержащей кислоты, называют *кислотообразующим*.

Если кислотообразующий элемент проявляет *максимальную степень окисления* (напомним, что она соответствует номеру группы), то к названию элемента прибавляют «...ная кислота»:



Кислотообразующий элемент



Если степень окисления элемента *ниже максимальной*, то прибавляют «...**истая** кислота»:



Некоторые элементы в одной и той же степени окисления образуют несколько кислородсодержащих кислот. Тогда к названию кислоты, содержащей *наибольшее число атомов кислорода*, добавляют приставку «**орто**»:

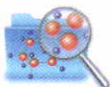


а к названию кислоты, содержащей *наименьшее число атомов кислорода*, — приставку «**мета**»:



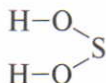
В табл. 9 на с. 89 приведены формулы и указаны названия кислот и кислотных остатков.

Структурные формулы кислот

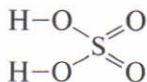


СТРУКТУРНЫЕ ФОРМУЛЫ КИСЛОТ

В молекуле кислородсодержащей кислоты атом водорода связан с атомом кислотообразующего элемента *через атом кислорода*. Поэтому при составлении структурной формулы к атому кислотообразующего элемента в первую очередь нужно присоединить все гидроксид-ионы (—O—H).



Затем оставшиеся атомы кислорода двумя чёрточками соединить непосредственно с атомами кислотообразующего элемента:

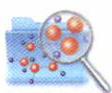


* В старших классах ваши знания о номенклатуре кислот расширятся.

Таблица 9

Формулы и названия кислот и кислотных остатков

Формула кислоты	Название кислоты	Формула кислотного остатка	Название кислотного остатка
HF	Фтороводородная (плавиковая)	F^-	Фторид
HCl	Хлороводородная (соляная)	Cl^-	Хлорид
HBr	Бромоводородная	Br^-	Бромид
HI	Иодоводородная	I^-	Иодид
H_2S	Сероводородная	HS^- S^{2-}	Гидросульфид Сульфид
H_2SO_3	Сернистая	HSO_3^- SO_3^{2-}	Гидросульфит Сульфит
H_2SO_4	Серная	HSO_4^- SO_4^{2-}	Гидросульфат Сульфат
HNO_2	Азотистая	NO_2^-	Нитрит
HNO_3	Азотная	NO_3^-	Нитрат
H_3PO_4	Ортофосфорная (фосфорная)	$H_2PO_4^-$ HPO_4^{2-} PO_4^{3-}	Дигидрофосфат Гидрофосфат Ортофосфат (фосфат)
H_2CO_3	Угльная	HCO_3^- CO_3^{2-}	Гидрокарбонат Карбонат
H_2SiO_3	Кремниевая	SiO_3^{2-}	Силикат



Кислоты, как и оксиды, широко распространены в природе. Из своего жизненного опыта вы знаете, что многие продукты питания обладают кислым вкусом. Кислый вкус им придают кислоты: лимону — лимонная, яблоку — яблочная, листьям щавеля — щавелевая, скисшему молоку и квашеной капусте — молочная. Муравьи защищаются от врагов, выбрасывая едкие капельки муравьиной кислоты. Она же содержится в пчелином яде и жгучих волосках крапивы.

Самая употребляемая в нашем обиходе кислота является в то же время и самой древней. Это уксусная кислота. Она была известна людям ещё в глубокой древности, за много столетий до того, как были получены обычные теперь кислоты — серная H_2SO_4 , азотная HNO_3 , соляная HCl . Уксусная кислота образуется в природе без участия человеческих рук, в процессе закисания виноградного сока или вина. Уже очень давно люди заметили, что образующаяся кислота может растворять такие вещества, которые не растворяются в воде. Знаменитый историк древности Плиний рассказывает о напитке Клеопатры, изготовленном путём растворения в уксусе настоящих жемчужин.

Многие кислоты, необходимые в народном хозяйстве, получают на химических заводах. К их числу относится и серная кислота.

Серная кислота H_2SO_4 — бесцветная жидкость, вязкая, как масло, не имеющая запаха, почти вдвое тяжелее воды. Серная кислота поглощает влагу из воздуха и других газов. Это её свойство используют для осушения некоторых газов: их пропускают через серную кислоту.

Способностью серной кислоты поглощать воду объясняется и обугливание многих органических веществ — кожи, древесины, ткани, крахмала, сахара и др. — при воздействии на них концентрированной серной кислоты. Если в пробирку с серной кислотой опустить лучину, то древесина чернеет — обугливается: кислота отнимает воду, а углерод выделяется в виде угля. Остерегайтесь попадания *брызг серной кислоты* на кожу и одежду!

Нет кислоты, которая была бы нужнее и применялась бы чаще, чем серная. Серную кислоту называют фундаментом химической промышленности. Основным потребителем этого вещества является производство минеральных удобрений. Серная кислота также необходима для получения красителей,

Серная
кислота
 H_2SO_4

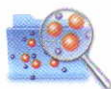


взрывчатых веществ, медикаментов, моющих средств, многих других кислот, очистки керосина, нефтяных масел. Серная кислота служит электролитом в свинцовых аккумуляторах.

1. Определите степени окисления атомов кислотообразующих элементов в следующих кислотах:
 HNO_2 , H_2SiO_3 , HClO_3 , H_3PO_3 , H_3PO_4 .
 Выпишите формулы кислотных остатков и укажите их заряды.
2. Выпишите из предложенного ряда отдельно формулы одноосновных и многоосновных кислот:
 H_3PO_3 , HBr , H_3AsO_4 , HClO_4 , H_2S , HNO_3 , H_2SeO_4 .
3. Составьте формулы оксидов, соответствующих гидроксидам:
 а) H_3PO_4 ; б) $\text{Al}(\text{OH})_3$; в) H_2SO_4 ; г) NaOH .
4. Назовите следующие кислоты и напишите их структурные формулы:
 HF , H_3PO_4 , HPO_3 .
5. Определите массу хлороводорода HCl , который содержит столько же молекул, сколько их заключено в 180 г воды H_2O .
6. Массовые доли водорода, азота и кислорода в некоторой кислоте равны соответственно 1,59; 22,22 и 76,19%. Определите простейшую формулу этой кислоты.



3.5, 3.6



§ 27

СОЛИ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ, СОСТАВ, КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА

Соли — это сложные вещества, состоящие из ионов металла и кислотного остатка.

Соли

Примеры формул солей:



КЛАССИФИКАЦИЯ СОЛЕЙ

Классификация солей

I. В зависимости от *состава кислотного остатка* различают средние и кислые соли*.

* Другие типы солей в учебнике для 8 класса не рассматриваются.



Средние соли

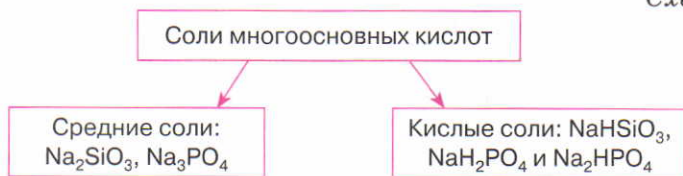
Кислые соли

В состав **средней соли** входят ионы металла и кислотного остатка: NaNO_3 , K_2CO_3 .

В состав **кислой соли** входят ионы металла и кислотного остатка, содержащего ион (ионы) водорода: NaHSO_4 , KH_2PO_4 .

Кислые соли образуют только многоосновные кислоты (схема 3).

Схема 3



Из схемы 3 следует, что:

- ♦ двухосновная кислота образует одну среднюю и одну кислую соли;
- ♦ трёхосновная кислота образует одну среднюю и две кислые соли.

II. По *растворимости в воде* средние соли подразделяют на *растворимые (Р)*, *нерастворимые (Н)* и *малорастворимые (М)* (см. таблицу растворимости кислот, оснований и солей в воде).

Почти все кислые соли растворимы в воде.

СОСТАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ФОРМУЛ СОЛЕЙ

Как составляют формулы средних солей бескислородных кислот, вы уже знаете (см. составление химических формул бинарных соединений, с. 68).

Алгоритм составления формулы соли кислородсодержащей кислоты

1. Записать рядом формулы ионов металла и кислотного остатка, указать их заряды.
2. По общему принципу уравнивать заряды и получить индексы.
3. Ввести индексы в формулу соли. При необходимости обозначить *несколько кислотных остатков* его формулу нужно заключить *в скобки*, чтобы индекс стал общим для всех элементов кислотного остатка.

Составление химических формул солей

Задание. Составьте формулы средней и кислой солей, образованных ионами магния и кислотных остатков серной кислоты.



Решение

Заряд иона магния определим по Периодической системе химических элементов, а формулы кислотных остатков серной кислоты выпишем из табл. 9 (с. 89):



В состав кислой соли входят два кислотных остатка, поэтому его формула заключена в скобки.

НОМЕНКЛАТУРА СОЛЕЙ

Номенклатура солей

Средние соли. В их названиях сначала указывают название кислотного остатка, затем — наименование металла в родительном падеже.

Соли бескислородных кислот. Название кислотного остатка составляется из латинского или русского названия элемента с добавлением суффикса «ид»:

NaCl — хлорид натрия, K_2S — сульфид калия.

Соли кислородсодержащих кислот. Если кислотный остаток содержит кислотообразующий элемент *в максимальной степени окисления*, то к названию элемента добавляется суффикс «-ат»:

$\text{Na}_2\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_4$ — сульфат натрия, $\text{K}\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3$ — нитрат калия.

При *более низкой степени окисления* кислотообразующего элемента используется суффикс «-ит»:

$\text{Na}_2\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_3$ — сульфит натрия, $\text{K}\overset{+3}{\text{N}}\text{O}_2$ — нитрит калия.

Если металл проявляет переменную степень окисления, то её значение, как вы уже знаете, указывают римской цифрой в скобках. Например:

FeCl_2 — хлорид железа(II), FeCl_3 — хлорид железа(III).

Средние соли различных металлов представлены на рис. 12.

Названия средних солей



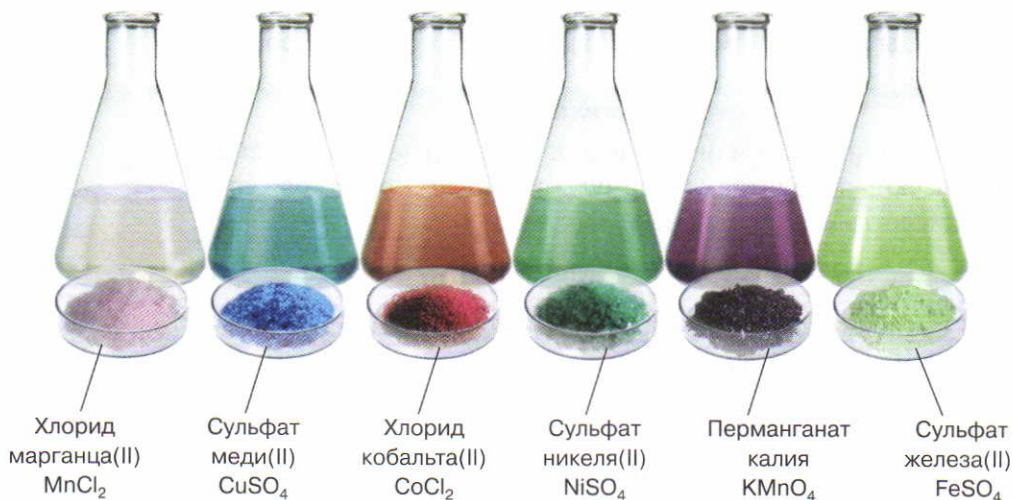


Рис. 12. Средние соли различных металлов и их водные растворы

Названия кислых солей

Кислые соли. Названия кислых солей образуют так же, как и средних, только при этом к названию кислотного остатка прибавляют часть слова «гидро», которая указывает на наличие в молекуле соли незамещённых атомов водорода (латинское название водорода «гидрогениум»):

Na_2CO_3 — карбонат натрия,

$NaHCO_3$ — гидрокарбонат натрия.

Если в кислой соли с одним кислотным остатком связаны два атома водорода, то добавляют ещё и числовую приставку «ди-»:

KH_2PO_4 — дигидрофосфат калия,

$Ca(H_2PO_4)_2$ — дигидрофосфат кальция.



Из всех классов неорганических соединений класс солей наиболее многочисленный. Соли широко распространены в природе и играют важную роль в процессах обмена веществ в животных и растительных организмах. Соли содержатся в клеточном соке живых организмов, входят в состав различных тканей: костной, нервной, мышечной и др. В организме чело-

века содержится около 5,5% солей. Живые организмы нуждаются в постоянном поступлении солей извне. Вы знаете, что соли содержатся в питьевой воде, почвенном растворе, морской воде и т. д.

Велика роль солей в экономике страны. Соли используют, например, для получения целого ряда металлов, минеральных удобрений, стекла, минеральных красок, моющих веществ и т. д.

Многие соли получают в промышленности в очень больших количествах. Так, ежегодно производится несколько миллионов тонн *карбоната натрия (кальцинированной соды)* Na_2CO_3 , который используют в стекольной, мыловаренной, целлюлозно-бумажной, текстильной, нефтяной и других отраслях промышленности. Применяют соду и в быту как моющее средство. А *питьевую соду (гидрокарбонат натрия)* NaHCO_3 используют в хлебопечении, для изготовления шипучих напитков, а также при желудочно-кишечных заболеваниях.

Из природного *фосфата кальция* $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ производят фосфорные удобрения. Растворы *силиката натрия* Na_2SiO_3 используют для изготовления клея (с помощью силикатного клея обычно склеивают картонные изделия).

Сульфат магния $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (*горькая соль*) содержится в морской воде и придаёт ей горький вкус. Горькую соль применяют для утяжеления хлопка и шёлка, в медицине — в качестве слабительного.

Вам хорошо известна *поваренная соль (хлорид натрия)* NaCl . Без этой соли невозможна жизнь животных и человека, так как она обеспечивает важнейшие физиологические процессы в организмах: создаёт необходимые условия для существования красных кровяных телец в крови; определяет ритм сердца; в желудке образует соляную кислоту, без которой было бы невозможным переваривание и усвоение пищи. В год каждый человек с пищей потребляет от 8 до 10 кг поваренной соли. Недаром говорят: «Чтобы узнать человека, надо с ним пуд соли съесть». На самом деле это не так уж много: за год вдвоём и будет съеден пуд (16 кг) соли. Хлорид натрия широко используют в различных отраслях химической промышленности в качестве сырья для получения соды, хлора, щёлочи и других веществ.

Карбонат
натрия
 Na_2CO_3

Гидрокарбонат
натрия
 NaHCO_3

Хлорид
натрия
 NaCl

Лабораторный
опыт 3



ОЗНАКОМЛЕНИЕ
С ОБРАЗЦАМИ СОЛЕЙ

Распределите выданные вам образцы солей на две группы: растворимые в воде и нерастворимые. Обратите внимание на их цвет и формулы.

Заполните таблицу по указанному образцу.

Химическая формула	Название	Цвет	Растворимость в воде

Лабораторный
опыт 4



ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПРИНАДЛЕЖНОСТИ СОЕДИНЕНИЙ
К СООТВЕТСТВУЮЩЕМУ КЛАССУ ПО ИХ ФОРМУЛАМ

Внимательно рассмотрите выданные вам образцы веществ, обратите внимание на их агрегатное состояние и формулы.

Распределите вещества на четыре группы: оксиды, основания, кислоты, соли.

Заполните в своей тетради таблицу по указанному образцу.

Химическая формула	Название	Класс неорганических соединений



3.7, 3.8, 3.9,
3.10, 3.11

1. Выпишите из приведённых формул солей — K_2S , $NaBr$, Na_2SiO_3 , $Mg(H_2PO_4)_2$, $MgHPO_4$, $Mg_3(PO_4)_2$, KHS , $NaHSiO_3$ — отдельно формулы средних и кислых солей, назовите их.
2. Напишите формулы средних и кислых солей, образованных:
а) ионами кальция и кислотных остатков сероводородной кислоты;
б) ионами натрия и кислотных остатков ортофосфорной кислоты.
3. Составьте формулы следующих солей:
а) сульфата лития; в) гидрокарбоната кальция;
б) сульфата алюминия; г) хлорида железа(III).

- T** 4. Установите соответствие.

Формула соли

А) $NaHSO_4$

Б) Na_3PO_4

В) $NaNO_3$

Г) Na_2CO_3

Название соли

1) нитрат натрия

2) карбонат натрия

3) гидросульфат натрия

4) ортофосфат натрия

5. Выпишите из приведённых формул веществ — MgO , $Ca(OH)_2$, $Ca(NO_3)_2$, H_3PO_4 , SO_2 , $Mg(HCO_3)_2$, HCl , $Al(H_2PO_4)_3$, $FeCl_3$, HNO_2 , $FeCl_2$, $Fe(HSO_3)_2$, $NaOH$, Fe_2O_3 , KOH — отдельно формулы:

- а) оксидов; г) средних солей;
б) оснований; д) кислых солей.
в) кислот;

Назовите эти вещества.

6. Найдите третью лишнюю формулу в каждом ряду:

- а) H_2SO_4 , $NaCl$, H_2SiO_3 ; г) HNO_3 , HCl , $HClO_4$;
б) NH_3 , CS_2 , $NaOH$; д) $Fe(NO_3)_3$, Fe_2O_3 , N_2O_5 .
в) $FeCl_3$, $NaOH$, $Al_2(SO_4)_3$;

7. Восстановите формулы веществ:

- а) H_3XO_4 ; б) KYH ; в) Ag_2ZO_4 ; г) $Ca_3(XO_4)_2$.

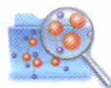
Т 8. Установите соответствие.

Формула вещества

Класс неорганических соединений

- | | |
|-------------------|--------------|
| А) N_2O | 1) кислоты |
| Б) $Al_2(SO_4)_3$ | 2) оксиды |
| В) H_3PO_4 | 3) основания |
| Г) $Ca(OH)_2$ | 4) соли |

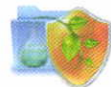
9. Массовые доли натрия, углерода и кислорода в соли равны соответственно 43,40; 11,32 и 45,28%. Определите простейшую формулу этой соли.



10. На основании информации из Интернета подготовьте сообщение о применении одной из солей, формулы которых:

- а) KNO_3 ; б) $AgNO_3$; в) $BaSO_4$; г) $CaCO_3$.

11. Человек — часть природы, поэтому охрана природы подразумевает и охрану здоровья человека. Вспомнив изученный материал, назовите неорганические вещества, опасные для человека. К каким классам они относятся? Какие правила необходимо соблюдать при работе с ними?



12. Объединившись со своими товарищами, разработайте проект «Визитные карточки неорганических веществ». Составьте план содержания визитной карточки, обсудите, как она должна выглядеть, выберите вещества. Подготовьте визитки, представьте их одноклассникам.

IV

§ 28

ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

КЛАССИФИКАЦИЯ ЯВЛЕНИЙ

В мире всё находится в движении, всё изменяется.

Изменения, происходящие с веществами, называют **явлениями**.

Например: испарение воды или спирта, сгорание топлива, плавление железа или свинца, ржавление металлов и т. д. Различают физические и химические явления.

Физические явления

Физические явления сопровождаются изменением формы, агрегатного состояния, объёма, температуры, степени измельчения вещества и т. д., но при этом не происходит превращения одних веществ в другие. Состав вещества остаётся неизменным.

Например, испарение воды — физическое явление. Жидкая вода и водяной пар — это разные состояния одного и того же вещества — воды H_2O . Вещество можно измельчить в порошок (куски сахара растолочь в ступке), ему можно придать определённую форму (штамповкой алюминия получают изделия различной формы: ложки, чашки, кастрюли, проволоку и т. д.), состав же вещества при этом не изменяется. Зна-

чит, всё это — физические явления. В них проявляются физические свойства веществ.

Кроме физических свойств каждое вещество обладает определёнными химическими свойствами.

Химические свойства вещества — это способность данного вещества превращаться в другие вещества.

Химические
свойства
вещества

Химические свойства веществ проявляются в химических явлениях. Окисление на воздухе, горение, подгорание пищи на перегретой сковороде, получение металлов из руд — всё это химические явления.

Химические явления, которые называют **химическими реакциями**, сопровождаются превращением одних веществ в другие.

Химические
явления

Вам известно, что железо во влажном воздухе ржавеет. При этом оно превращается в порошок бурого цвета — ржавчину. Ржавчина — это уже не железо, а совершенно другое вещество.

В результате химической реакции всегда образуются новые вещества, которые отличаются от исходных составом и свойствами.

Атомы в химических превращениях остаются неизменными, происходит только их перераспределение.

Таким образом, при *физических явлениях* качественный и количественный состав веществ *сохраняется*, при *химических* состав исходных веществ *не сохраняется*, они превращаются в *другие вещества*.

УСЛОВИЯ ВОЗНИКНОВЕНИЯ И ТЕЧЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Для начала химической реакции реагирующие вещества необходимо привести в тесное *соприкосновение*. Чем больше площадь их соприкосновения, тем легче протекает реакция. Например, полено труднее поджечь, чем тонкие лучинки. Наиболее тонкое измельчение (дробление) веществ происходит при их растворении, поэтому многие реакции между твёрдыми веществами проводят в растворах.



Иногда соприкосновения реагирующих веществ недостаточно для начала реакции. Из повседневного опыта вам известно, что метан (основная составная часть бытового газа) при смешивании с воздухом при обычной температуре не загорается. Для того чтобы началась химическая реакция, во многих случаях необходимо *нагревание* веществ до определённой температуры. Так, метан загорается только после предварительного нагревания (поджигания).

На течение химических реакций нагревание влияет по-разному. В одних случаях (горение метана, магния, древесины, угля и других веществ) нагревание требуется лишь для возникновения реакции, оно даёт ей как бы толчок, а затем реакция идёт сама собой за счёт выделяющейся в ходе её теплоты. Такие реакции называют экзотермическими (см. § 30).

В других случаях (реакции разложения) требуется непрерывное нагревание, так как при реакции теплота не выделяется, а поглощается. Такие реакции называют эндотермическими (см. § 30).

ПРИЗНАКИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Признаки химических реакций

О протекании химических реакций можно судить по ряду внешних признаков. Рассмотрим основные *признаки химических реакций*.



Рис. 13. Реакция, протекающая с изменением цвета

Изменение цвета. Если к бесцветному раствору иодида калия прибавить хлорную воду, то в результате химической реакции образуется раствор иода краснокоричневого цвета. При растворении никеля в соляной кислоте образуется раствор изумрудно-зелёного цвета (рис. 13).

Образование осадка. Если к бесцветному раствору иодида калия прибавить бесцветный раствор нитрата свинца(II), то образуется осадок жёлтого цвета (рис. 14).



Рис. 14. Образование осадка

Выделение газа. Если в пробирку с соляной кислотой поместить кусочек мела (карбонат кальция), то мы увидим бурное выделение углекислого газа. Железный гвоздь, опущенный в раствор серной кислоты, покрывается пузырьками газа. Это водород (рис. 15).

Выделение или поглощение теплоты. Если к раствору серной кислоты добавить раствор щёлочи, то пробирка, в которой протекает реакция, станет тёплой.

Излучение света. Реакцию, сопровождающуюся излучением света, вы наблюдаете всякий раз, когда зажигаете спичку. Если поджечь ленту металла магния, то она будет гореть ярким пламенем с образованием белого вещества — оксида магния (рис. 16).

Появление запаха. Если в раствор сульфида натрия добавить соляную кислоту, то появится запах тухлых яиц — это запах газа сероводорода.



Рис. 15. Выделение газа:
а — взаимодействие карбоната кальция CaCO_3 с соляной кислотой HCl ;
б — взаимодействие железа Fe с раствором серной кислоты H_2SO_4

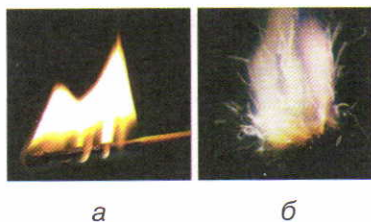


Рис. 16. Излучение света:
а — горение спички;
б — горение магния

Лабораторный
опыт 5



ФИЗИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ



Возьмите тонкую стеклянную трубку за её концы двумя руками и внесите среднюю часть трубки в пламя. Когда стекло сильно нагреется, попытайтесь трубку согнуть или растянуть (рис. 17). Изменилось ли стекло? Получилось ли новое вещество при нагревании стеклянной трубки?

Рис. 17. Сгибание стеклянной трубки

Лабораторный
опыт 6



ХИМИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ

Накалите в пламени спиртовки медную пластинку (рис. 18) или медную проволоку. Через некоторое время выньте пластинку из пламени, охладите её и счистите на бумагу (ножом или лучинкой) образовавшийся чёрный налёт. Повторите нагревание и снова счистите получившийся налёт. Образовалось ли новое вещество при прокаливании меди?

Медную пластинку необходимо держать *тигельными щипцами*.

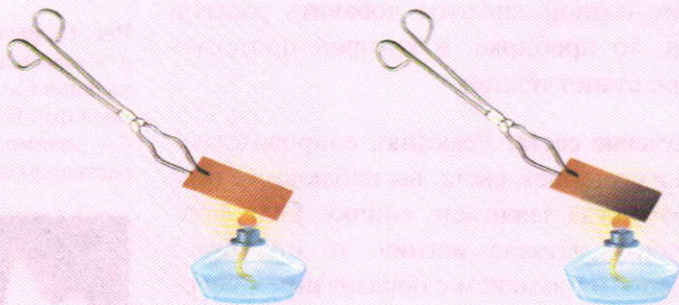


Рис. 18. Накаливание медной пластинки



1. Используя знания по физике, биологии, географии и свой жизненный опыт, приведите примеры физических и химических явлений, а также их применения человеком.

2. Из перечисленных явлений выпишите отдельно химические и физические процессы:

- | | |
|------------------------------|------------------------------------|
| а) прокисание молока; | ж) вспышки при коротком замыкании; |
| б) образование снежинок; | з) выгорание краски на свету; |
| в) ковка металла; | и) ржавление железного гвоздя; |
| г) брожение пива; | к) северное сияние; |
| д) протухание куриного яйца; | л) горение бензина. |
| е) прогоркание масла; | |



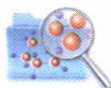
4.1, 4.2

3. К химическим свойствам вещества **не относят**:

- | | |
|------------------------|------------------------------------|
| а) горение; | в) изменение цвета при нагревании; |
| б) электропроводность; | г) взаимодействие с кислотами. |

4. Приведите примеры влияния условий на течение реакций.

5. Массовые доли водорода и кислорода в оксиде водорода равны соответственно 11 и 89%. Установите простейшую формулу этого оксида.



§ 29

ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ ВЕЩЕСТВ. УРАВНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Закон сохранения массы веществ при химических реакциях установлен в XVIII в. опытным путём русским учёным М. В. Ломоносовым и, независимо от него, французским химиком А. Лавуазье.



М. В. Ломоносов проводил опыты по обжигу металлов в запаянных стеклянных сосудах (ретортах), «дабы исследовать, прибывает ли вес металла от чистого жару», и обнаружил, что «без пропущения внешнего воздуха вес металла остаётся в одной мере». Результаты этих опытов он сформулировал в виде закона: «Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимется, столько присовокупится к другому. Так, ежели где убудет несколько материи, то умножится в другом месте».



М. В. Ломоносов
(1711—1765)



В настоящее время закон сохранения массы веществ формулируется следующим образом:

масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.

Закон сохранения массы веществ объясняется тем, что при *химических реакциях* атомы *не исчезают и не возникают*, общее число атомов *не изменяется*, а происходит лишь их перегруппировка. Так как образующиеся вещества состоят из тех же атомов, что и исходные вещества, а каждый атом имеет строго определённую массу, то масса исходных веществ и масса продуктов реакции должны иметь одинаковое значение.

Справедливость этого утверждения можно продемонстрировать на опыте. Уравновесим на весах колбу с раствором хлорида железа(III), в которую опущена пробирка с раствором гидроксида калия. При смешивании растворов происходит образование осадка бурого цвета (это признак химической реакции). Однако суммарная масса колбы с пробиркой не изменяется, равновесие весов сохраняется (рис. 19).

Закон сохранения массы веществ является основным законом химии. На основе этого закона составляют уравнения химических реакций и проводят различные расчёты по уравнениям.

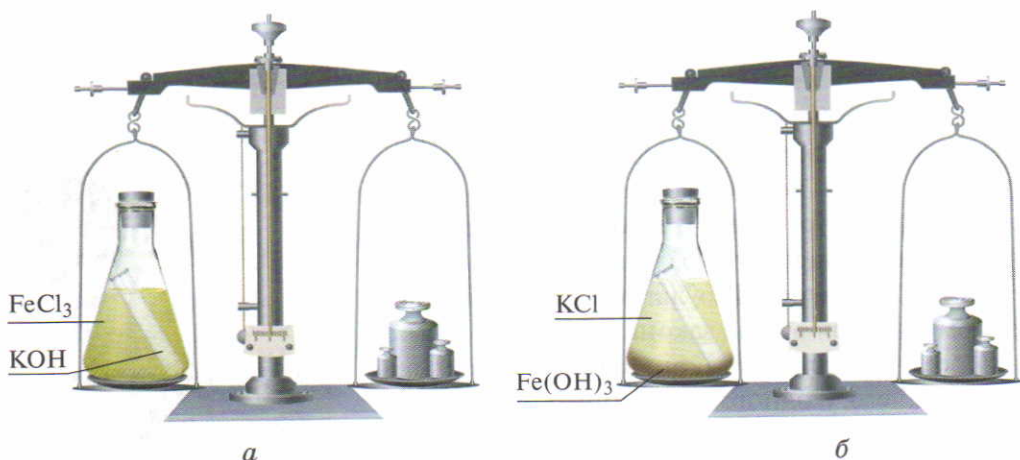


Рис. 19. Опыт, демонстрирующий закон сохранения массы веществ при химических реакциях: а — до реакции; б — после реакции

СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Если состав веществ изображают при помощи химических формул, то химические реакции — при помощи уравнений.

Уравнение химической реакции — это условная запись химической реакции с помощью химических формул.

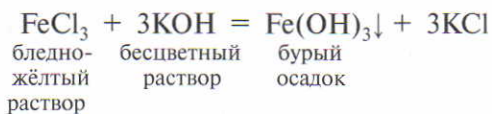
Уравнение
химической
реакции

В каждом уравнении имеются две части, соединённые знаком равенства. В левой части записывают формулы исходных веществ. *Исходные* — это вещества, которые вступают в химическую реакцию, их иначе называют *реагентами*. В правой части записывают формулы веществ, которые образуются в результате реакции, их называют *продуктами реакции*. Химическую реакцию можно изображать молекулярным уравнением.

Молекулярное уравнение — это уравнение, в котором как исходные вещества, так и продукты реакции записаны в виде молекул.

Молекулярное
уравнение

Так, описанный выше опыт можно выразить молекулярным уравнением реакции:



Если химическая реакция протекает с образованием осадка, то в уравнении справа от формулы *осадка* ставят *стрелку, направленную вниз* (\downarrow). Если в результате реакции образуется газ, то справа от формулы *газа* ставят стрелку, *направленную вверх* (\uparrow).

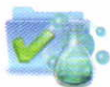
Процесс составления уравнения химической реакции состоит из двух стадий (этапов).

1. Составление схемы реакции. Схема реакции показывает, какие вещества вступили во взаимодействие и какие получились в результате реакции, т. е. выражает только *качественную* сторону реакции. При составлении схемы реакции нужно помнить, что молекулы простых газообразных веществ почти всегда состоят из двух атомов (O_2 , Cl_2 , H_2 и т. д.).

2. Подбор коэффициентов к формулам веществ. Для того чтобы схему реакции преобразовать в уравнение реакции, необходимо подобрать коэффициенты так, чтобы число атомов каждого элемента в левой и правой частях было одинаково.

Составление
уравнения
химической
реакции





Правила подбора коэффициентов

♦ Если число атомов какого-то элемента в одной части схемы реакции *чётное*, а в другой *нечётное*, то перед формулой с нечётным числом атомов надо поставить коэффициент 2, а затем уравнивать число всех атомов.

♦ Расстановку коэффициентов следует начинать с наиболее сложного по составу вещества и делать это в следующей последовательности: уравнивать число атомов *металлов*, *кислотных остатков* (атомов *неметаллов*), атомов *водорода*, *кислорода*.

♦ Если число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения одинаково, то коэффициенты определены верно.

♦ После этого стрелку между частями уравнения, которая указывает только направление процесса, можно заменить знаком равенства, указывающим на то, что число атомов каждого элемента в левой и правой частях одинаково.

♦ Коэффициенты в уравнении химической реакции не должны иметь общих делителей.



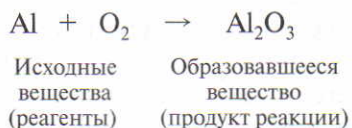
Задание 1. Составьте уравнение химической реакции, протекающей при взаимодействии алюминия с кислородом.

Решение

1. Составим схему реакции. Для этого в левой части запишем формулы исходных веществ (Al и O_2), соединим их знаком плюс, а затем поставим стрелку (\rightarrow):



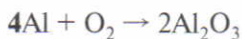
В правой части (после стрелки) запишем формулу продукта реакции:



2. Подберём коэффициенты к формулам веществ. Число атомов кислорода в правой части схемы нечётное, а в левой — чётное, поэтому перед формулой оксида алюминия Al_2O_3 ставим коэффициент 2:



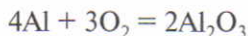
В правой части схемы стало четыре атома алюминия, а в левой части — только один. Следовательно, чтобы уравнять число атомов алюминия, надо перед его формулой в левой части поставить коэффициент 4:



Теперь число атомов алюминия в обеих частях схемы одинаково. Но в правой части схемы шесть атомов кислорода, а в левой части — только два атома. Для уравнивания числа атомов кислорода нужно в левой части перед формулой кислорода поставить коэффициент 3:



Число атомов каждого элемента в левой части стало равно числу атомов в правой части, значит, стрелку можно заменить знаком равенства:



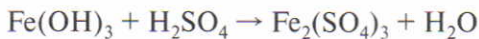
Последняя запись — это уравнение химической реакции, из которого следует, что при взаимодействии четырёх атомов алюминия Al и трёх молекул кислорода O₂ образуется две молекулы оксида алюминия Al₂O₃.

Задание 2. Составьте уравнение химической реакции, протекающей между гидроксидом железа(III) и серной кислотой с образованием сульфата железа(III).



Решение

1. Составим схему реакции:

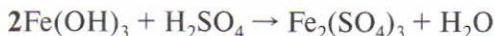


гидроксид
железа(III)

сульфат
железа(III)

2. Подберём коэффициенты к формулам веществ.

Подбор коэффициентов начинаем с наиболее сложного по составу вещества — Fe₂(SO₄)₃. В составе этого вещества два атома железа, а в составе Fe(OH)₃ — один атом. Следовательно, перед формулой Fe(OH)₃ надо поставить коэффициент 2:



Затем уравниваем число кислотных остатков SO₄. В составе соли Fe₂(SO₄)₃ — три кислотных остатка SO₄, на образова-

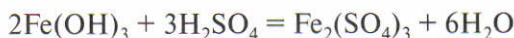
ние которых требуются три молекулы серной кислоты. Следовательно, перед формулой H_2SO_4 надо поставить коэффициент 3:



Осталось уравнивать число атомов водорода и кислорода. В левой части схемы в двух «молекулах» гидроксида железа(III) содержится шесть ($2 \cdot 3$) атомов водорода и в трёх молекулах серной кислоты также содержится шесть ($3 \cdot 2$) атомов водорода. Все атомы водорода ($6 + 6 = 12$) пошли на образование молекул воды. Следовательно, образуется 6 молекул воды и схема принимает вид:



Сравнив число атомов кислорода в левой и правой частях схемы, устанавливаем, что оно одинаково (в левой части 18 и в правой 18), поэтому стрелку заменяем знаком равенства:



T 1. Закону сохранения массы веществ **не соответствует** запись:

- а) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$; в) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4$;
б) $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$; г) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$.

2. Составьте уравнения химических реакций по следующим схемам:

- а) $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$; б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$;
в) гидроксид железа(III) + азотная кислота \rightarrow
 \rightarrow нитрат железа(III) + вода;
г) гидроксид кальция + соляная кислота \rightarrow
 \rightarrow хлорид кальция + вода.



4.3, 4.4

§ 30

ОСНОВНЫЕ ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химических реакций, как и веществ, очень много. Чтобы легче изучать химические реакции, их, как и вещества, классифицируют по определённым признакам.

Существует несколько способов классификации химических реакций.

КЛАССИФИКАЦИЯ ПО ПРИЗНАКУ ВЫДЕЛЕНИЯ ИЛИ ПОГЛОЩЕНИЯ ТЕПЛОТЫ

В процессе химической реакции происходит перегруппировка атомов за счёт разрыва связей в молекулах исходных веществ и образования новых химических связей в молекулах продуктов реакции. В этом заключается сущность химических реакций. Для разделения молекул на атомы, т. е. *на разрыв* химических связей между атомами, нужно *затратить энергию*. При соединении же атомов в молекулу *энергия*, наоборот, *выделяется*. В зависимости от соотношения энергии разрыва и энергии образования соответствующих связей любая химическая реакция сопровождается выделением или поглощением энергии. Обычно энергия выделяется или поглощается в форме теплоты.

Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при химической реакции, называют **тепловым эффектом реакции**. Его обозначают латинской буквой Q («ку») и выражают в килоджоулях (кДж).

При определении теплового эффекта химической реакции необходимо, чтобы исходные вещества и продукты реакции находились в одинаковых условиях.

Реакции, которые протекают с выделением теплоты, называют **экзотермическими**.

В переводе с греческого приставка *экзо* означает «наружу». Для экзотермических реакций $Q > 0$ ($+Q$).

Например:



Знак \times показывает разрыв связей в молекулах водорода и хлора.

Из примера следует, что на разрыв связей в молекулах H_2 и Cl_2 энергии затрачивается меньше, чем выделяется при образовании связей в двух молекулах HCl , поэтому данная реакция — экзотермическая (рис. 20).

Тепловой
эффект
реакции
 Q

Экзотермические
реакции

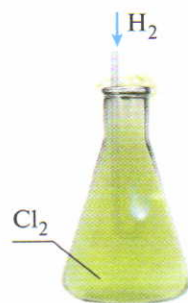


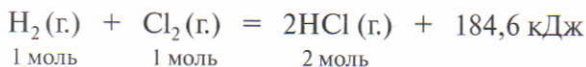
Рис. 20. Горение водорода в хлоре



Термохимическое уравнение

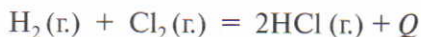
Уравнение, в котором указан тепловой эффект реакции, называют **термохимическим**.

В термохимических уравнениях обязательно указывают агрегатное состояние веществ: г. — газообразное, ж. — жидкое и тв. — твёрдое. Например:



Данное термохимическое уравнение показывает, что при взаимодействии 1 моль водорода и 1 моль хлора образуется 2 моль хлороводорода и выделяется 184,6 кДж теплоты.

В термохимических уравнениях экзотермических реакций тепловой эффект в общем виде указывают со знаком «+»:



Экзотермическими являются многие реакции горения, соединения, нейтрализации и др. Если реакция экзотермическая, то нагревание веществ необходимо только для её начала, затем процесс протекает самопроизвольно за счёт выделяющейся теплоты.

Эндотермические реакции

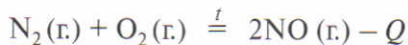
Реакции, которые протекают с поглощением теплоты, называют **эндотермическими**.

Приставка *эндо* означает «внутри». Для эндотермических реакций $Q < 0$ ($-Q$).

Например:



Из примера следует, что на разрыв связей в молекулах азота и кислорода энергии затрачивается больше, чем выделяется при образовании связей в двух молекулах NO, поэтому данная реакция — эндотермическая, её уравнение можно записать так:



Эндотермическими являются многие реакции разложения, они, как правило, протекают при постоянном нагревании, на что указывает символ t над знаком равенства в уравнении.

КЛАССИФИКАЦИЯ ПО ЧИСЛУ И СОСТАВУ ИСХОДНЫХ ВЕЩЕСТВ И ПРОДУКТОВ РЕАКЦИИ

Реакции соединения — это реакции, в результате которых из двух или нескольких простых или сложных веществ образуется одно новое сложное вещество.

Например:

♦ Взаимодействием металла или неметалла с кислородом получают оксиды (рис. 21):

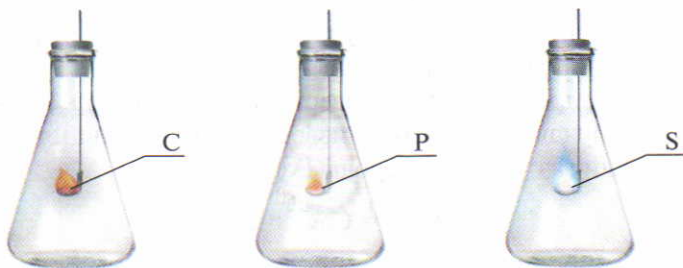
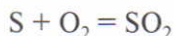
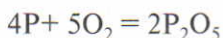
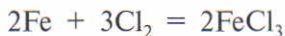


Рис. 21. Горение веществ в кислороде

♦ Взаимодействием металла с неметаллом получают соли (рис. 22):



♦ Взаимодействием некоторых оксидов с водой получают кислоту или основание:

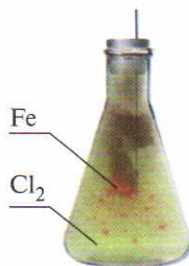
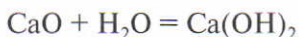


Рис. 22. Горение железа в хлоре

Реакции разложения — это реакции, при которых из одного сложного вещества образуются два или несколько новых веществ.

Реакции
соединения

Реакции
разложения

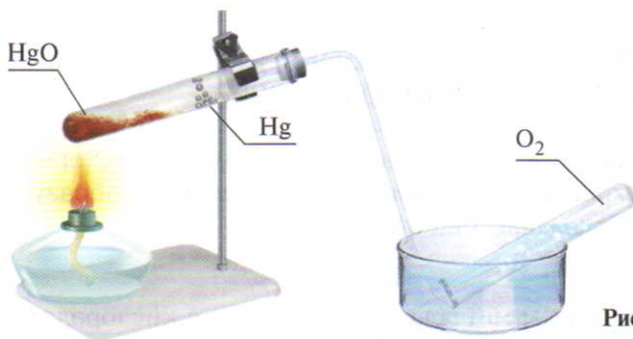


Рис. 23. Разложение оксида ртути(II)

Например:

♦ При нагревании оксида ртути(II) образуется ртуть и выделяется кислород (рис. 23):



На образование газа в уравнении реакции указывают стрелкой, направленной вверх (\uparrow).

♦ При прокаливании известняка (карбоната кальция) CaCO_3 получают негашёную известь (оксид кальция) CaO и углекислый газ (оксид углерода(IV)) CO_2 :

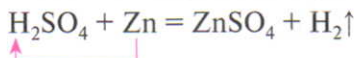


Реакции замещения

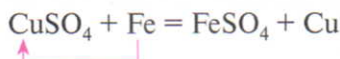
Реакции замещения — это реакции между простым и сложным веществами, при протекании которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе с образованием нового сложного и нового простого веществ.

Например:

♦ Если в раствор серной кислоты опустить гранулы цинка, то наблюдается выделение пузырьков газа:



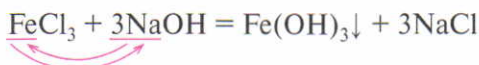
♦ Если в раствор сульфата меди(II) голубого цвета опустить очищенный железный гвоздь, то гвоздь покрывается налётом меди, а раствор из голубого (цвет CuSO_4) становится зеленоватым (цвет FeSO_4), так как вместо сульфата меди(II) образуется сульфат железа(II):



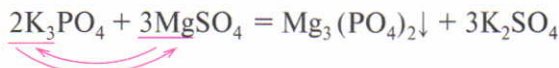
Реакции обмена — это реакции между двумя сложными веществами, при протекании которых они обмениваются своими составными частями. В результате реакций обмена образуются два новых сложных вещества.

Например:

♦ При взаимодействии раствора хлорида железа(III) с раствором гидроксида натрия выпадает осадок гидроксида железа(III). На образование осадка в уравнении реакции указывают стрелкой, направленной вниз (↓):



♦ Если к раствору ортофосфата калия добавить раствор сульфата магния, то выпадет осадок ортофосфата магния:



ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Лабораторный
опыт 7

1. Реакция соединения.

Вспомните проделанный ранее опыт 6 (см. с. 102, рис. 18). Напишите уравнение реакции и назовите образовавшееся вещество. Укажите тип реакции.

2. Реакция разложения.

Получите у учителя пробирку с гидроксидом меди(II). Отметьте его цвет. *Осторожно* нагрейте пробирку в пламени спиртовки (повторите меры предосторожности, с. 200, п. 3). Что наблюдаете?

Напишите уравнение реакции и назовите вещества, образующиеся при нагревании гидроксида меди(II). Укажите тип реакции.

3. Реакция замещения.

В пробирку налейте 2–3 см³ раствора сульфата меди(II) и отметьте его цвет. *Осторожно* опустите в раствор предварительно зачищенный железный гвоздь. Через несколько минут внимательно его осмотрите. Отметьте, чем покрылась поверхность гвоздя, как изменился цвет раствора.

Напишите уравнение реакции и назовите образовавшиеся вещества. Укажите тип реакции.





4.5, 4.6, 4.7

1. Перепишите приведённые ниже схемы химических реакций в тетрадь, расставьте коэффициенты и укажите, к какому типу можно отнести каждую химическую реакцию:
а) $\text{MgCO}_3 \xrightarrow{t} \text{MgO} + \text{CO}_2$; в) $\text{Al} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{S}_3$;
б) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$; г) $\text{MgCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{NaCl}$.
2. Допишите уравнения следующих реакций и укажите тип каждой из них:
а) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \dots$; в) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \dots$;
б) $\text{CuSO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \dots + \text{Cu}$; г) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \dots$.
3. Распределите химические реакции, протекающие в соответствии с приведёнными ниже схемами, на две группы: экзо- и эндотермические; расставьте коэффициенты:
а) $\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$; в) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$;
б) $\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow \text{HF}$; г) $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$.
- T** 4. Установите соответствие.

Тип реакции

- А) разложения
- Б) соединения
- В) замещения
- Г) обмена

Уравнение реакции

- 1) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$
- 2) $\text{Cl}_2 + 2\text{KBr} = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$
- 3) $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$
- 4) $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

§ 31

РАСЧЁТЫ ПО УРАВНЕНИЯМ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Прежде чем перейти к расчётам по уравнениям химических реакций, нужно выяснить, какую информацию о реакции можно получить из её уравнения.

Например:



Уравнение этой реакции отражает:

♦ *качественную сторону реакции* (при взаимодействии водорода с кислородом образуется вода);

- ♦ *тип реакции* (реакция соединения);
- ♦ *количественную сторону реакции*:

	2H_2	+	O_2	=	$2\text{H}_2\text{O}$
Значения относительных молекулярных масс веществ (M_r)	2		32		18
Значения молярных масс веществ (M , г/моль)	2 г/моль		32 г/моль		18 г/моль
Количество вещества (ν , моль)	2 моль		1 моль		2 моль
Масса вещества (m , г) $m = M \cdot \nu$	4 г		32 г		36 г
Масса веществ до реакции равна массе веществ после реакции (г)	4 г	+	32 г	=	36 г
Число структурных единиц (атомов, молекул) $N(X) = N_A \cdot \nu(X)$	$12 \cdot 10^{23}$		$6 \cdot 10^{23}$		$12 \cdot 10^{23}$
Соотношение количеств веществ, участвующих в реакции	$\nu(\text{H}_2) : \nu(\text{O}_2) : \nu(\text{H}_2\text{O}) = 2 : 1 : 2$				

Алгоритм решения расчётных задач по уравнениям химических реакций

Алгоритм
решения
задач

1. Составить уравнение химической реакции.
2. В уравнении одной чертой подчеркнуть формулу вещества, масса которого указана в условии задачи, а двумя чертами — формулу того вещества, массу которого требуется вычислить.
3. *Под формулами* этих веществ указать количество вещества (число молей) согласно уравнению реакции (оно соответствует коэффициенту, стоящему перед формулой вещества в уравнении реакции).
4. По массе вещества, заданной в условии задачи, вычислить количество вещества:

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

Поставить полученное значение *над формулой* этого вещества.

5. Над формулой вещества, масса которого *неизвестна*, поставить x моль.

6. По уравнению реакции установить соотношение количеств веществ и найти искомую величину.

7. Записать ответ.



Задача 1. Вычислите массу и количество вещества оксида магния, образовавшегося при полном сгорании 24 г магния.

Дано:

$$m(\text{Mg}) = 24 \text{ г}$$

Найти:

$$v(\text{MgO})$$

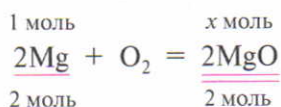
$$m(\text{MgO})$$

Решение

1. Прежде всего определяем, какое количество вещества составляют 24 г магния:

$$v(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})}; \quad v(\text{Mg}) = \frac{24 \text{ г}}{24 \text{ г/моль}} = 1 \text{ моль.}$$

2. Составляем уравнение реакции горения магния (взаимодействия его с кислородом воздуха) и подчёркиваем формулу магния одной чертой, а оксида магния — двумя. Над формулами этих веществ указываем данные задачи: количество вещества магния ($v(\text{Mg}) = 1$ моль) поставим над формулой магния, а x моль — над формулой оксида магния:



3. На основании уравнения реакции определяем соотношение количеств веществ Mg и MgO и находим количество вещества оксида магния ($v(\text{MgO})$). Для этого составляем пропорцию и решаем её:

$$\frac{1 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = \frac{x \text{ моль}}{2 \text{ моль}}$$

отсюда

$$x = \frac{1 \text{ моль} \cdot 2 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 1 \text{ моль.}$$

4. Находим массу оксида магния:

$$m(\text{MgO}) = v(\text{MgO}) \cdot M(\text{MgO});$$

$$m(\text{MgO}) = 1 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 40 \text{ г.}$$

Ответ: $v(\text{MgO}) = 1$ моль; $m(\text{MgO}) = 40$ г.

Задача 2. Вычислите массу алюминия, который вступил в реакцию с серой, если при этом образовалось 0,2 моль сульфида алюминия.



Дано:

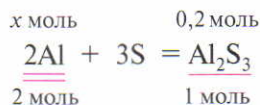
$$\nu(\text{Al}_2\text{S}_3) = 0,2 \text{ моль}$$

Найти:

$$m(\text{Al})$$

Решение

1. Составляем уравнение реакции, подчёркиваем необходимые формулы веществ, указываем данные над и под формулами:



2. На основании уравнения реакции находим соотношение количеств веществ Al и Al_2S_3 и определяем количество вещества алюминия. Для этого составляем пропорцию и решаем её:

$$\frac{x \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = \frac{0,2 \text{ моль}}{1 \text{ моль}}$$

отсюда

$$x = \frac{2 \text{ моль} \cdot 0,2 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 0,4 \text{ моль.}$$

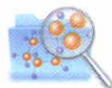
3. Рассчитываем массу алюминия:

$$m(\text{Al}) = \nu(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}); \quad m(\text{Al}) = 0,4 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 10,8 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{Al}) = 10,8 \text{ г.}$

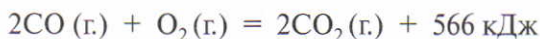
РАСЧЁТЫ ПО ТЕРМОХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

По термохимическим уравнениям реакций также можно проводить различные расчёты. Для этого нужно записать само уравнение, затем на основании данных в условии задачи составить пропорцию и решить её.





Задача 3. По термохимическому уравнению



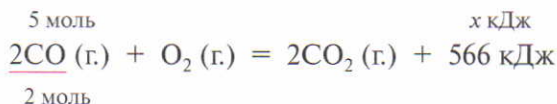
вычислите количество теплоты, выделяющейся при сгорании:

а) 5 моль угарного газа (оксида углерода(II));

б) 84 г угарного газа.

Решение задачи 3, а

1. Перепишем уравнение реакции горения угарного газа и расставим имеющиеся данные:



2. Вычислим количество теплоты, которая выделится при сгорании 5 моль угарного газа:

$$\frac{5 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = \frac{x \text{ кДж}}{566 \text{ кДж}};$$

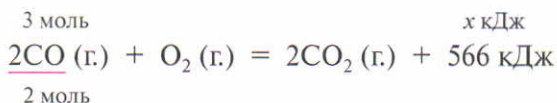
$$x = \frac{5 \text{ моль} \cdot 566 \text{ кДж}}{2 \text{ моль}} = 1415 \text{ кДж.}$$

Решение задачи 3, б

1. Вычислим количество вещества сгоревшего оксида углерода(II):

$$\nu(\text{CO}) = \frac{m(\text{CO})}{M(\text{CO})}; \quad \nu(\text{CO}) = \frac{84 \text{ г}}{28 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моль.}$$

2. Перепишем уравнение реакции горения угарного газа и расставим имеющиеся данные:



3. Вычислим количество теплоты, которая выделится при сгорании 3 моль угарного газа:

$$\frac{3 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = \frac{x \text{ кДж}}{566 \text{ кДж}}; \quad x = \frac{3 \text{ моль} \cdot 566 \text{ кДж}}{2 \text{ моль}} = 849 \text{ кДж.}$$

Ответ: а) при сгорании 5 моль CO выделится 1415 кДж теплоты; б) при сгорании 84 г CO выделится 849 кДж теплоты.

Задача 4. Составьте термохимическое уравнение реакции горения алюминия, если известно, что при сгорании 54 г алюминия выделилось 1582 кДж теплоты.

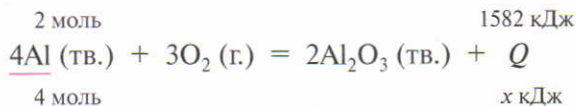


Решение

1. Вычислим количество вещества сгоревшего алюминия:

$$\nu(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})}; \quad \nu(\text{Al}) = \frac{54 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль.}$$

2. Составим уравнение реакции горения алюминия и составим данные:



При этом x кДж ставим под символом Q , так как тепловой эффект реакции неизвестен.

3. Вычислим количество теплоты, которая выделится при сгорании 4 моль алюминия.

При сгорании 2 моль Al выделяется 1582 кДж,
при сгорании 4 моль Al выделяется x кДж;

$$\frac{2 \text{ моль}}{4 \text{ моль}} = \frac{1582 \text{ кДж}}{x \text{ кДж}};$$

$$x = \frac{4 \text{ моль} \cdot 1582 \text{ кДж}}{2 \text{ моль}} = 3164 \text{ кДж.}$$

4. Записываем термохимическое уравнение реакции:

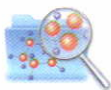


Ответ: $4\text{Al} (\text{тв.}) + 3\text{O}_2 (\text{г.}) = 2\text{Al}_2\text{O}_3 (\text{тв.}) + 3164 \text{ кДж.}$





1. При сжигании дров в печи образуется зола. Масса золы значительно меньше массы сгоревших дров. Объясните, как это согласуется с законом сохранения массы веществ при химических реакциях.
2. При сжигании 10 кг угля (углерода) получают больше 10 кг углекислого газа CO_2 . Объясните, за счёт чего масса углекислого газа больше массы использованного угля.
3. Вычислите массу и количество вещества серы, вступившей в реакцию с железом, если при этом получилось 44 г сульфида железа(II).
4. Определите массу водорода, необходимого для получения $1,8 \cdot 10^{24}$ молекул воды.
5. Рассчитайте массу оксида меди(II), который потребуется для получения 3 моль меди по реакции
$$\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}.$$
6. Рассчитайте количество всех веществ, участвующих в реакции
$$4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5,$$
если прореагировало 310 г фосфора.
7. Составьте термохимическое уравнение реакции горения угля (углерода), если известно, что при сгорании 60 г углерода выделилось 1967,5 кДж теплоты.
8. По термохимическому уравнению
$$2\text{NH}_3(\text{г.}) \xrightarrow{t} 3\text{H}_2(\text{г.}) + \text{N}_2(\text{г.}) - 92 \text{ кДж}$$
вычислите количество теплоты, необходимой для разложения:
а) 85 г аммиака; б) 3 моль аммиака.
9. По термохимическому уравнению
$$\text{S}(\text{тв.}) + \text{O}_2(\text{г.}) = \text{SO}_2(\text{г.}) + 396 \text{ кДж}$$
рассчитайте массы серы и кислорода, которые необходимы для получения оксида серы(IV), если в результате реакции выделилось 1980 кДж теплоты.



§ 32

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОГО УЧЕНИЯ



Атомно-молекулярное учение начал разрабатывать и впервые применил в химии русский учёный М. В. Ломоносов в середине XVIII в. Впоследствии оно получило развитие в трудах английского

учёного Дж. Дальтона. И лишь к середине XIX в. атомно-молекулярное учение окончательно утвердилось в химии.

Основные положения **атомно-молекулярного учения** с учётом современных представлений можно сформулировать следующим образом:

Атомно-молекулярное учение

1. Существуют вещества молекулярного и немолекулярного строения.

2. У веществ молекулярного строения в твёрдом состоянии в узлах кристаллических решёток находятся молекулы.

3. У веществ немолекулярного строения в узлах кристаллических решёток находятся ионы или атомы.

4. Между молекулами имеются промежутки, размеры которых зависят от агрегатного состояния вещества и его температуры. Наибольшие расстояния существуют между молекулами газов, поэтому газы легко сжимаются. В твёрдых веществах промежутки между частицами наименьшие, и соответственно эти вещества почти не подвержены сжатию.

5. Молекулы находятся в непрерывном движении. Скорость их движения зависит от температуры. С повышением температуры скорость движения молекул возрастает.

6. При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических разрушаются.

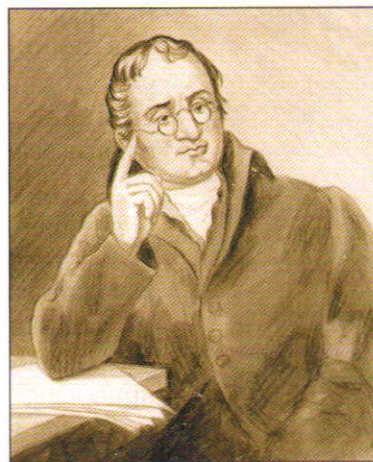
7. Молекулы состоят из атомов, которые, как и молекулы, находятся в непрерывном движении. Одной из форм движения атомов является химическая реакция.

8. Атомы одного элемента отличаются от атомов другого элемента размером, массой и свойствами.

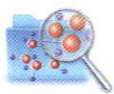
9. Атомы при химических реакциях сохраняются.

10. Химическая реакция заключается в образовании новых веществ из тех же атомов, из которых состояли исходные вещества.

Атомно-молекулярное учение составляет *теоретическую основу современной химии*. Химия стала наукой лишь с тех пор, когда превращения веществ начали рассматривать с позиции атомно-молекулярного учения.



Дж. Дальтон
(1766—1844)



**Жизнь и
деятельность
М. В. Ломоносова**

Михаил Васильевич Ломоносов родился в 1711 г. в деревне Мишанинской Архангелогородской губернии в семье рыбака-помора. Обучившись чтению и письму у односельчанина, мальчик скоро перечитал все книги, какие только мог достать в деревне. Огромная любознательность и страстная тяга к знаниям побудили его в возрасте 19 лет покинуть родные места. Зимой 1730 г. Михаил Ломоносов пешком отправился в Москву, где добился зачисления в Славяно-греко-латинскую академию.

Блестящие способности и упорный труд выдвинули М. В. Ломоносова в число лучших учеников. В 1735 г. он был переведён в Петербург для обучения в университете при Академии наук, а в следующем году отправлен в Германию для изучения металлургии и горного дела.

Вскоре после возвращения на Родину в 1741 г. М. В. Ломоносов становится профессором химии Академии наук и художеств.

М. В. Ломоносов принадлежал к числу тех редких, исключительно одарённых натур, научные идеи которых на многие десятилетия опережают свою эпоху. Так, он считал, что все тела состоят из «корпускул» (молекул) — мельчайших частиц, имеющих массу и обладающих всеми свойствами вещества, а «корпускулы» состоят из «элементов» (атомов). Его кипучая научная и практическая деятельность отличалась поразительной широтой и разносторонностью. Он создал первую в России химическую лабораторию, активно способствовал внедрению в химию количественных методов исследования, открыл закон сохранения материи. Применяя физические законы к объяснению химических явлений, он заложил основы новой науки — физической химии.

М. В. Ломоносов был основателем ряда химических производств в России, в том числе производства стекла и фарфора, возродил производство смальты, которую использовал для создания мозаик. Он сконструировал ряд оптических приборов, открыл атмосферу на планете Венера, описал строение Земли, объяснил происхождение многих полезных ископаемых, опубликовал руководство по металлургии. По словам академика Н. И. Вавилова, «достигнутое им одним в области физики, химии, астрономии, приборостроения, гео-

логии, географии, языкознания, истории достойно было бы деятельности целой академии».

По настоянию М. В. Ломоносова и по его проекту в 1755 г. был открыт Московский университет, который теперь носит его имя.

1. Из перечня: азот, вода, алюминий, водород, углекислый газ, железо, поваренная соль, сахар, бензин — выпишите названия веществ:
 - а) практически несжимаемых;
 - б) легко сжимаемых.
2. Объясните распространение запаха пролитой уксусной кислоты по всему помещению.
- T** 3. Вещества с ионной кристаллической решёткой:
 - а) оксид серы(IV) и хлорид калия;
 - б) хлорид фосфора(V) и оксид магния;
 - в) оксид углерода(IV) и хлороводород;
 - г) фторид натрия и оксид калия.
- T** 4. В приведённом перечне: железо, озон O_3 , хлорид кальция, оксид натрия, сероводород, оксид азота(II), азот — число веществ с ионной и молекулярной кристаллической решётками соответственно равно:
 - а) 1 и 3;
 - б) 2 и 4;
 - в) 3 и 3;
 - г) 4 и 2.
5. В реакцию вступило 1 моль кислорода и 2 моль водорода. Докажите, что атомы при химических реакциях сохраняются.
6. В одном из опытов М. В. Ломоносов поместил в стеклянный сосуд свинцовые опилки, запаял сосуд, взвесил его, затем нагрел. Свинец расплавился, а потом покрылся с поверхности тонкой плёнкой оксида. Когда после охлаждения учёный вновь взвесил сосуд, оказалось, что масса сосуда с содержимым осталась неизменной. Однако после того как был отломан запаянный кончик, масса сосуда (вместе с отломанным кончиком) оказалась больше его первоначальной массы. Объясните результаты опыта.
7. Объясните, почему при горении спиртовки масса спирта постоянно уменьшается. Не нарушается ли при этом закон сохранения массы веществ?
8. Разработайте проект, посвящённый трудам М.В. Ломоносова в области химии: выберите тему, найдите материал в дополнительной литературе или Интернете, подготовьте сообщение и, если хотите, презентацию.



4.8



V

Растворы. Электролитическая диссоциация

§ 33

ЧИСТЫЕ ВЕЩЕСТВА И СМЕСИ ВЕЩЕСТВ

Одна из задач химии — изучение свойств веществ. Для этого вещества должны быть чистыми, не содержать примесей других веществ.

Чистые
вещества

Чистыми называют вещества, которые обладают постоянными физическими свойствами.

Физические свойства чистых веществ определяются опытным путём и приводятся в справочниках. Если свойства вещества (например, температура плавления и кипения, плотность) известны, то можно установить, является ли чистым какой-либо образец вещества. Для этого нужно определить температуру плавления, плотность или другое свойство изучаемого образца и сравнить его с известным свойством чистого вещества. Если измеренное значение совпадает со справочным, то вещество чистое.

Но в жизни мы редко встречаемся с чистыми веществами, чаще — со смесями веществ. Воздух — это смесь азота, кислорода и других газов, морская вода — смесь воды и растворённых солей. Если чистые вещества обладают постоянными свойствами, то смеси не имеют постоянных свойств. Примеси сильно влияют на собственные свойства веществ. Так, чистая вода замерзает при температуре $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, тогда как морская вода — при температуре $-1,9\text{ }^{\circ}\text{C}$; совершенно чистое железо не ржавеет на воздухе, а гвоздь, изготовленный из железа с



примесями, ржавеет; добавление в германий определённых примесей в количестве миллионных долей процента заметно увеличивает его электропроводность. Смеси характеризуются тем, что их состав и свойства непостоянны.

Различают смеси однородные и неоднородные.

Однородными называют такие смеси двух или нескольких веществ, в которых даже под микроскопом нельзя обнаружить частицы этих веществ.

Например: растворы сахара или поваренной соли в воде, чистый воздух и др.

Неоднородными называют такие смеси, в которых невооружённым глазом или при помощи микроскопа можно обнаружить частицы двух или нескольких веществ.

Например: пыльный воздух, мутная вода, кровь, молоко и др. Так, молоко представляется нам однородной жидкостью при рассмотрении его невооружённым глазом. Если же каплю молока рассмотреть под микроскопом, то в нём ясно заметны капельки жира (рис. 24).

СПОСОБЫ РАЗДЕЛЕНИЯ СМЕСЕЙ

При образовании смесей вещества и их свойства сохраняются. Зная эти свойства, из смеси можно выделить составляющие её компоненты.

Существуют различные способы разделения смесей. Знакомимся с некоторыми из них.

Отстаивание — это способ разделения смеси, который основан на различной плотности веществ.

Этот способ можно использовать для выделения веществ из смеси, образованной *нерастворимыми в воде* веществами. Например, железные опилки от древесных можно отделить, взболтав эту смесь с водой, а затем дав ей отстояться. Железные опилки опускаются на дно сосуда, а древесные всплывают, и их можно слить вместе с водой (рис. 25). Таким же способом разделяют смесь, состоящую из воды и взмученного в ней мела или глины. Смеси надо дать отстояться: глина и мел оседут на дно. Затем воду можно осторожно слить.

Однородные
смеси

Неоднородные
смеси



Рис. 24. Молоко под микроскопом

Отстаивание





Рис. 25. Отделение железных опилок от древесных: *a* — высыпание смеси железных и древесных опилок в воду; *б* — разделение смеси в воде; *в* — сливание воды с всплывшими древесными опилками

Процесс сливания жидкости с осадка называют *декантацией*. При этом можно воспользоваться сифоном (рис. 26).

Способом отстаивания можно разделить также смесь *малорастворимых друг в друге жидкостей*. Например, смеси растительного масла с водой, бензина с водой, нефти с водой быстро расслаиваются, поэтому их разделяют с помощью *делительной воронки* (рис. 27) или колонки (рис. 28), а сливки из молока выделяют центрифугированием (на этом основано действие сепараторов).

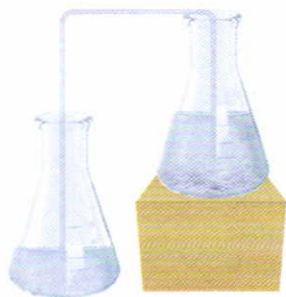


Рис. 26. Декантация с помощью сифона

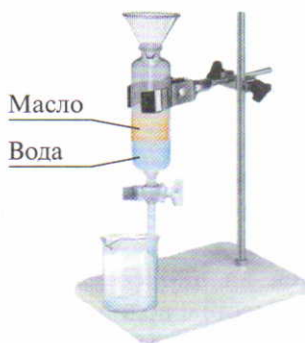


Рис. 27. Делительная воронка

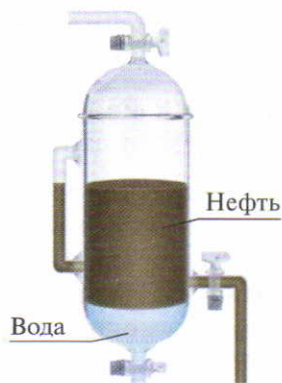


Рис. 28. Нефтеотделительная колонка

Фильтрование (процеживание через пористые материалы: бумагу, вату, ткани и др.) — это способ разделения смеси, который основан на различной пропускной способности пористого материала — фильтра по отношению к составляющим смесь частицам.

Фильтрование

Фильтрованием отделяют твёрдые примеси от жидкости. В качестве фильтрующих применяют материалы, которые пропускают жидкость, но задерживают твёрдые примеси. Выбор фильтрующего материала зависит от свойств фильтруемой жидкости. В химической лаборатории для отделения твёрдых частиц от жидкости используют *фильтры* из фильтровальной бумаги. Для выделения поваренной соли из технической (смесь соли и песка) последнюю взбалтывают в воде и фильтруют (рис. 29). Песок остаётся на фильтровальной бумаге, а прозрачный раствор поваренной соли — *фильтрат* проходит через фильтр.

Фильтры

Фильтрат

В промышленности жидкости фильтруют через более прочные материалы — различные ткани. Для очистки питьевой воды на станциях водоочистки используют мелкий песок, в быту — марлю или вату. В тех случаях, когда фильтруемая жидкость разъедает ткань, в качестве фильтра используют стеклянную вату или стеклоткань. Например, для очистки концентрированного раствора щёлочи применяют стеклянную вату.

Выделение веществ из однородной смеси можно произвести выпариванием.



Рис. 29. Фильтрование

Выпаривание — это выделение нелетучих твёрдых веществ из раствора в летучем растворителе, в частности в воде.

Выпаривание

Чтобы растворённое вещество, например поваренную соль, выделить из раствора, его наливают в фарфоровую чашку и кипятят (рис. 30). Вода испаряется, а в фарфоровой чашке остаётся поваренная соль. Иногда применяют *упаривание*, т. е. частичное испарение (удаление) воды. В результате образуется более концентрированный раствор, при





Рис. 30. Выпаривание поваренной соли

охлаждении которого растворённое вещество выделяется в виде кристаллов. Этот способ очистки веществ называют *кристаллизацией*. Если до растворения очищаемое вещество содержало растворимые примеси, то при кристаллизации вещество получается в чистом виде, а примеси остаются в растворе.

Разделение смеси с помощью магнита основано на различии магнитных свойств веществ.

Этот способ можно наблюдать на следующем опыте. Смешаем серый порошок (опилки) железа с жёлтым порошком серы. Известно, что железо притягивается к магниту, а сера нет. Насыплем смесь на бумагу, накроем её другим листом бумаги и поднесём магнит (рис. 31). Приподняв магнит, мы увидим, что крупинки железа притянулись к нему (сквозь бумагу), а сера осталась. Мы убедились, что свойство железа притягиваться к магниту в смеси сохранилось, и воспользовались им для разделения смеси.

Очистка веществ и их выделение в чистом виде — одна из важных проблем химии.

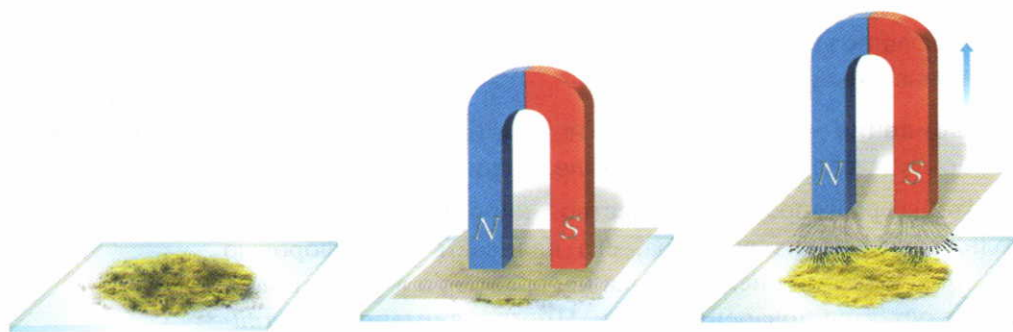
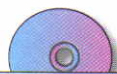
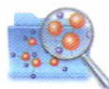


Рис. 31. Разделение смеси железных опилок с порошком серы при помощи магнита

1. Выпишите из перечня отдельно названия веществ и смесей: железо, почва, кислород, воздух, молоко, речная вода, медь, поваренная соль, техническая соль, иод, иодная настойка.
2. К каким названиям нельзя применить слово «молекула»:
 - а) углекислый газ;
 - б) молоко;
 - в) дистиллированная вода;
 - г) морская вода;
 - д) воздух;
 - е) азот?
3. Только смеси названы в перечне:
 - а) хлорид натрия, фосфор, молоко, оксид кальция;
 - б) оксид магния, азот, столовый уксус, медь;
 - в) морская вода, воздух, речной песок, техническая поваренная соль.
4. Какие способы можно применить для разделения следующих смесей:
 - а) речного песка с древесными опилками;
 - б) бензина с водой;
 - в) мела с поваренной солью;
 - г) речного песка с сахаром?Поясните, на каких свойствах компонентов смеси основано их разделение.
5. Составьте план выделения сахара из смеси его с песком и водой. Укажите, какие свойства веществ, составляющих смесь, при этом учитываются.
6. Вспомните из курса физики, на каком законе основана декантация с помощью сифона.
7. Приведите примеры разделения смесей в природе отстаиванием, фильтрованием, выпариванием.
8. Используя различные источники информации, найдите сведения о составе воздуха. Изобразите состав воздуха в виде диаграммы.



5.1



§ 34

ПОНЯТИЕ О РАСТВОРАХ.

ПРОЦЕСС РАСТВОРЕНИЯ. КРИСТАЛЛОГИДРАТЫ

Из курса природоведения и повседневной жизни вам известно, что многие процессы, происходящие в природе, на производстве, а также осуществляемые в быту, происходят в растворах. Растворы имеют большое значение для живых организмов. Человек, животные и растения усваивают пита-



тельные вещества в виде растворов. Растворами являются физиологические жидкости — плазма крови, лимфа, желудочный сок и др. Многие медицинские препараты — это растворы различных веществ в воде или спирте. Природная вода — тоже раствор, содержащий и газообразные, и твёрдые вещества. Растворённый в воде кислород воздуха обеспечивает жизнь водных организмов. Многие технологические процессы в различных отраслях промышленности (получение металлов, удобрений, красок, бумаги, продуктов питания, зубной пасты, лаков и т. д.) протекают в растворах.

Растворы

Растворы — это однородные смеси, содержащие не менее двух веществ.

По агрегатному состоянию различают растворы *твёрдые* (сплавы металлов, например латунь), *газообразные* (смесь газов — воздух) и *жидкие* (раствор сахара в воде).

Наиболее распространены жидкие растворы. Они состоят из растворителя (жидкости) и растворённых веществ (газообразных, твёрдых и жидких) и могут быть как водными (растворитель — вода), так и неводными (растворители — спирт, эфир, бензин и др.). Чаще других встречаются водные растворы, так как в воде растворяются многие твёрдые, жидкие и газообразные вещества.

Процесс растворения

Рассмотрим, что же происходит с твёрдым веществом при внесении его в воду. С этой целью поместим в цилиндр с водой кристаллы медного купороса. Через некоторое время вокруг кристаллов вода окрасится в голубой цвет. Под влиянием молекул воды происходит разрушение (дробление) кристаллической решётки медного купороса и равномерное распределение (диффузия) образовавшихся частиц среди молекул воды. Это *физическая* сторона процесса растворения. Одновременно происходит взаимодействие молекул растворителя с частицами растворённого вещества — это *химический процесс*.

На химический процесс, сопровождающий растворение, указывают те же признаки, по которым определяют химические реакции: выделение или поглощение теплоты, изменение цвета. Так, если в две пробирки налить воду и затем в одну из них прибавить твёрдую щёлочь NaOH, а в другую — нитрат аммония NH_4NO_3 , то даже на ощупь легко убедиться, что в первом случае процесс растворения сопровождается повыше-

нием температуры (экзотермический процесс), а во втором — понижением температуры (эндотермический процесс).

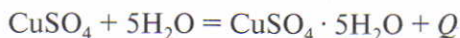
Продуктами взаимодействия воды с частицами растворённого вещества являются гидраты. Процесс образования гидратов называют *гидратацией*.

Гидраты — это нестойкие соединения, которые образуются при химическом взаимодействии молекул воды с частицами растворённого вещества.

Гидраты, как правило, разлагаются при выпаривании растворов. Но иногда они настолько прочны, что при выделении растворённого вещества из раствора вода входит в состав его кристаллов. Например, если к сульфату меди(II) CuSO_4 (порошок белого цвета) прилить воду, то получится раствор голубого цвета. При осторожном выпаривании данного раствора вместо белого порошка образуются кристаллы синего цвета. Это другое вещество — медный купорос. Химический анализ показывает, что в медном купоросе каждая «молекула» сульфата меди(II) связана с пятью молекулами воды.

Кристаллические вещества, содержащие молекулы воды, называют **кристаллогидратами**, а воду, входящую в их состав, — **кристаллизационной**.

Состав кристаллогидратов изображают формулами, показывающими, какое количество вещества кристаллизационной воды содержит кристаллогидрат. Так, кристаллогидрат сульфата меди(II) (*медный купорос*) имеет формулу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (рис. 32). Превращение безводного сульфата меди(II) в медный купорос выражают уравнением:



При прокаливании медного купороса выделяется вода и вновь получается сульфат меди(II):



Другие примеры кристаллогидратов: $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — *железный купорос*, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — *гипс*, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — *сода*.

Так как при растворении протекают и физические, и химические процессы, то *растворы* занимают *промежуточ-*

Гидраты

Кристалло-
гидраты



a



b

Рис. 32. Сульфат меди(II):
a — безводный CuSO_4 ;
b — кристаллогидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$



ное положение между смесями и химическими соединениями.

Сходства растворов с химическими соединениями

Сходства растворов с химическими соединениями:

- ♦ растворы однородны и устойчивы, не осаждаются и не расслаиваются при длительном стоянии;
- ♦ процесс растворения сопровождается тепловыми эффектами.

Сходства растворов со смесями

Сходства растворов со смесями:

- ♦ растворы не имеют постоянного состава, он может изменяться в широких пределах;
- ♦ растворы сохраняют многие свойства растворителя и растворённого вещества. Они могут быть легко разделены на составные части, как и смеси.

При образовании растворов сохраняются только частицы, из которых состояли вещества: молекулы, ионы.



Лабораторный опыт 8



ГИДРАТАЦИЯ СУЛЬФАТА МЕДИ(II)

Насыпьте в пробирку немного сульфата меди(II) (порошок белого цвета) и добавьте несколько капель воды. Поставьте пробирку дном на ладонь. Наблюдайте за изменением окраски сульфата меди(II) и изменением температуры пробирки. Почему изменился цвет сульфата меди(II)?

Домашний эксперимент



ВЫРАЩИВАНИЕ КРИСТАЛЛА

Дистиллированную или кипячёную воду объёмом 300–350 см³ нагрейте до 50–60 °С и перенесите в стеклянную банку. Затем вносите небольшими порциями медный купорос, перемешивая его стеклянной палочкой. Соль добавляйте до тех пор, пока она не перестанет растворяться. Если полученный раствор содержит видимые примеси, быстро профильтруйте его в широкогорлый сосуд (в качестве фильтра можно использовать бинт или марлю, сложенные в несколько слоёв). Сосуд оберните тканью для теплоизоляции. Возьмите тонкую капроновую нить и привяжите к середине палочки. Палочку положите поперёк отверстия сосуда, а свободный конец нити опустите в раствор почти до дна сосуда (рис. 33). Сосуд закройте тканью или бумагой и поставьте в укромное место.



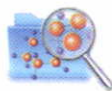
Рис. 33. Выращивание кристалла

Через 2–3 дня на нити образуются кристаллы. Можно попытаться вырастить один крупный кристалл. Для этого выньте нить, снимите с неё все кристаллики, кроме одного — самого крупного и имеющего правильную форму.

Раствор вновь нагрейте до растворения всех выпавших кристалликов. Добавьте к раствору новую порцию соли. Как и в первый раз, соль прибавляйте до тех пор, пока она не перестанет растворяться. Повторно погрузите в раствор нить с кристаллом.

Операцию повторяйте до получения крупного кристалла. Выращенный кристалл поместите в прозрачный сосуд и плотно закройте его.

1. Дайте определения понятий: «раствор», «гидратация», «гидраты», «кристаллогидраты», «кристаллизационная вода».
2. Какие бывают растворы по агрегатному состоянию? Приведите примеры.
3. Укажите признаки сходства и различия между смесями и растворами. Ответ подтвердите примерами.
4. Какими способами можно ускорить растворение твёрдого вещества в воде?
5. Приведите примеры участия растворителя в природных процессах.
6. Определите массовую долю (%) воды в медном купоросе.
7. В дополнительной литературе, Интернете найдите сведения о роли растворов в: а) природе; б) быту; в) промышленном производстве; г) сельском хозяйстве. Работайте в группе, совместно с товарищами, распределив обязанности. Подготовьте сообщение о роли растворов в такой форме, чтобы оно было понятно младшим школьникам.



§ 35

МАССОВАЯ ДОЛЯ РАСТВОРЁННОГО ВЕЩЕСТВА В РАСТВОРЕ

ПОНЯТИЕ МАССОВОЙ ДОЛИ РАСТВОРЁННОГО ВЕЩЕСТВА

Состав раствора может быть выражен как качественно, так и количественно. Для качественной характеристики растворов используют понятия *разбавленный раствор* (содержит мало растворённого вещества) и *концентрированный раствор* (содержит много растворённого вещества). Такая каче-

Разбавленный
раствор
Концентри-
рованный
раствор



ственная оценка условна, так как для растворов различных веществ эти понятия имеют свои ограничения. Например, для серной кислоты концентрированным считают раствор, содержащий 98% H_2SO_4 , в то же время для хлороводородной (соляной) кислоты концентрированным является раствор, содержащий 38% HCl . Для точной количественной оценки состава растворов используют понятие «массовая доля растворённого вещества».

**Массовая доля
растворённого
вещества
в растворе**

Массовая доля растворённого вещества — это отношение массы растворённого вещества к общей массе раствора:

$$w(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})},$$

где w — массовая доля растворённого вещества, выраженная в долях единицы; $m(\text{вещества})$ — масса растворённого вещества, г; $m(\text{раствора})$ — масса раствора, г.

Массовую долю можно выражать и в процентах:

$$w(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%$$

Если массовая доля растворённого вещества, например хлорида натрия, в воде равна 0,05, или 5%, то это означает, что в 100 г раствора хлорида натрия содержится 5 г соли и 95 г воды.

Вам известно, что раствор состоит из растворённого вещества и растворителя, поэтому массу раствора определяют по формуле

$$\begin{aligned} m(\text{раствора}) &= \\ &= m(\text{растворителя}) + m(\text{вещества}) \end{aligned}$$

**Масса
раствора**

Массу раствора можно выразить через объём раствора и его плотность:

$$m(\text{раствора}) = V \cdot \rho,$$

где V — объём раствора, см^3 (мл); ρ («ро») — плотность раствора (отношение его массы к объёму), $\text{г}/\text{см}^3$ (г/мл).

Тогда

$$w(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{V \cdot \rho}$$

Водные растворы с различной массовой долей растворённого вещества имеют разную плотность при данной температуре. Зависимость между плотностью раствора и содержанием в нём наиболее часто применяемых кислот, растворимых оснований и поваренной соли дана в табл. 17 приложения. Плотность растворов определяют *ареометром*, который представляет собой поплавок с грузом внизу и делениями в верхней части (рис. 34, а, б). Для определения плотности исследуемый раствор наливают в стеклянный цилиндр и плавно опускают в него ареометр так, чтобы он не касался стенок сосуда. Показания ареометра отмечают по нижнему краю мениска жидкости (рис. 34, в). Затем по табл. 17 приложения находят массовую долю растворённого вещества.

Ареометр

Рассмотрим решение задач с использованием физической величины «массовая доля растворённого вещества».

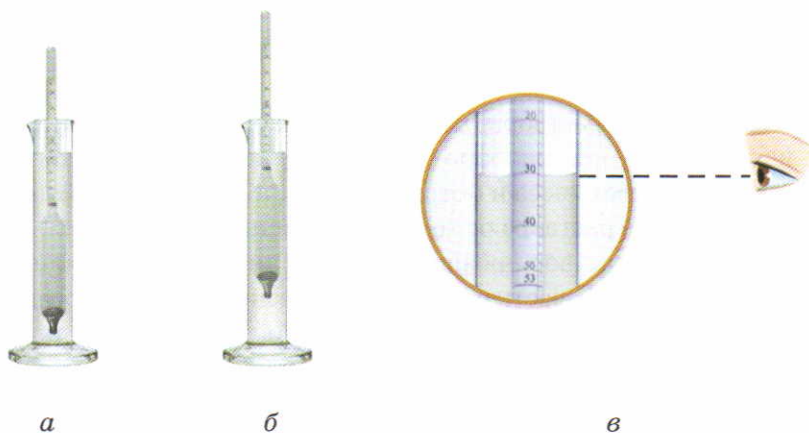


Рис. 34. Определение плотности раствора при помощи ареометра: а — ареометр в воде; б — ареометр в серной кислоте; в — положение глаза наблюдателя

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МАССОВОЙ ДОЛИ РАСТВОРЁННОГО ВЕЩЕСТВА



Задача 1. Поваренную соль массой 5 г растворили в 45 г воды. Определите массовую долю (%) соли в растворе.

Дано:

$$m(\text{NaCl}) = 5 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 45 \text{ г}$$

Найти:

$$w(\text{NaCl})$$

Решение

1. Определим общую массу полученного раствора:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O});$$

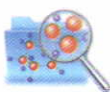
$$m(\text{раствора}) = 5 \text{ г} + 45 \text{ г} = 50 \text{ г}.$$

2. Вычислим массовую долю (%) соли в растворе:

$$w(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%;$$

$$w(\text{NaCl}) = \frac{5 \text{ г} \cdot 100\%}{50 \text{ г}} = 10\%.$$

Ответ: $w(\text{NaCl}) = 10\%$.



♦ Если из раствора удалить часть воды (выпариванием, испарением) или, наоборот, к раствору добавить воду, то изменятся только масса и объём раствора, а масса растворённого вещества в растворе останется неизменной (задача 2).

♦ Если в раствор добавить растворённое вещество или из раствора удалить часть растворённого вещества в виде осадка (при охлаждении), то изменится как масса раствора, так и масса растворённого вещества в растворе (задача 3).



Задача 2. Из раствора массой 500 г с массовой долей нитрата калия 10% выпариванием удалили 300 г воды. Определите массовую долю (%) соли в оставшемся растворе.

Дано:

$$\begin{aligned}m_1(\text{раствора}) &= 500 \text{ г} \\w_1(\text{KNO}_3) &= 10\% \\m(\text{H}_2\text{O}) &= 300 \text{ г}\end{aligned}$$

Найти:

$$w_2(\text{KNO}_3)$$

Решение

1. Определим массу раствора после выпаривания (*масса раствора изменилась за счёт удаления части воды*):

$$\begin{aligned}m_2(\text{раствора}) &= \\&= m_1(\text{раствора}) - m(\text{H}_2\text{O}); \\m_2(\text{раствора}) &= 500 \text{ г} - 300 \text{ г} = 200 \text{ г}.\end{aligned}$$

2. Найдём массу соли в исходном растворе:

$$w_1(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{m_1(\text{раствора})} \cdot 100\%.$$

Отсюда следует:

$$m(\text{KNO}_3) = \frac{w_1(\text{KNO}_3) \cdot m_1(\text{раствора})}{100\%};$$

$$m(\text{KNO}_3) = \frac{10\% \cdot 500 \text{ г}}{100\%} = 50 \text{ г}.$$

3. Определим массовую долю соли в оставшемся растворе (*масса соли в растворе не изменилась*):

$$w_2(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{m_2(\text{раствора})} \cdot 100\%; \quad w_2(\text{KNO}_3) = \frac{50 \text{ г} \cdot 100\%}{200 \text{ г}} = 25\%.$$

Ответ: $w_2(\text{KNO}_3) = 25\%$.

Задача 3. В растворе массой 200 г с массовой долей хлорида кальция 2% растворили 20 г хлорида кальция. Определите массовую долю (%) хлорида кальция в полученном растворе.



Дано:

$$\begin{aligned}m_1(\text{раствора}) &= 200 \text{ г} \\w_1(\text{CaCl}_2) &= 2\% (0,02) \\m(\text{CaCl}_2) &= 20 \text{ г}\end{aligned}$$

Найти:

$$w_2(\text{CaCl}_2)$$

Решение

1. Находим массу хлорида кальция в исходном растворе $m_1(\text{CaCl}_2)$:

$$\begin{aligned}m_1(\text{CaCl}_2) &= \\&= w_1(\text{CaCl}_2) \cdot m_1(\text{раствора}); \\m_1(\text{CaCl}_2) &= 0,02 \cdot 200 \text{ г} = 4 \text{ г}.\end{aligned}$$



2. Определяем массу хлорида кальция (она изменилась) в полученном растворе $m_2(\text{CaCl}_2)$:

$$m_2(\text{CaCl}_2) = m_1(\text{CaCl}_2) + m(\text{CaCl}_2);$$

$$m_2(\text{CaCl}_2) = 4 \text{ г} + 20 \text{ г} = 24 \text{ г}.$$

3. Находим массу полученного раствора (масса раствора также изменилась за счёт добавления хлорида кальция):

$$m_2(\text{раствора}) = m_1(\text{раствора}) + m(\text{CaCl}_2);$$

$$m_2(\text{раствора}) = 200 \text{ г} + 20 \text{ г} = 220 \text{ г}.$$

4. Определяем массовую долю соли в полученном растворе:

$$w_2(\text{CaCl}_2) = \frac{m_2(\text{CaCl}_2)}{m_2(\text{раствора})};$$

$$w_2(\text{CaCl}_2) = \frac{24 \text{ г}}{220 \text{ г}} = 0,11, \text{ или } 11\%.$$

Ответ: $w_2(\text{CaCl}_2) = 0,11$, или 11%.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МАСС ВЕЩЕСТВА И ВОДЫ, НЕОБХОДИМЫХ ДЛЯ ПРИГОТОВЛЕНИЯ ЗАДАННОЙ МАССЫ РАСТВОРА



Задача 4. Вычислите массы сахара и воды, необходимых для приготовления 1 кг раствора с массовой долей сахара, равной 0,1.

Дано:

$$\begin{aligned} m(\text{раствора}) &= \\ &= 1 \text{ кг} = 1000 \text{ г} \\ w(\text{сахара}) &= 0,1 \end{aligned}$$

Найти:

$$\begin{aligned} m(\text{сахара}) \\ m(\text{H}_2\text{O}) \end{aligned}$$

Решение

1. Определяем массу сахара. Из формулы

$$w(\text{сахара}) = \frac{m(\text{сахара})}{m(\text{раствора})}$$

следует:

$$\begin{aligned} m(\text{сахара}) &= w(\text{сахара}) \cdot m(\text{раствора}); \\ m(\text{сахара}) &= 0,1 \cdot 1000 \text{ г} = 100 \text{ г}. \end{aligned}$$

2. Находим массу воды. Из формулы

$$m(\text{раствора}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{сахара})$$

следует:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{сахара});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ г} - 100 \text{ г} = 900 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{сахара}) = 100 \text{ г}$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 900 \text{ г}$.

РАСЧЁТЫ ПО УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ, ПРОТЕКАЮЩИХ В РАСТВОРАХ

Если исходное вещество находится в растворе, то при решении задач добавляется ещё одно действие: *определение массы вещества в растворе* по его массовой доле.

Задача 5. К раствору объёмом 200 см^3 с массовой долей гидроксида калия 16% и плотностью $1,14 \text{ г/см}^3$ прилили раствор сульфата меди(II). Определите массу образовавшегося гидроксида меди(II).

Дано:

$$V(\text{раствора}) = 200 \text{ см}^3$$

$$w(\text{KOH}) = 16\% (0,16)$$

$$\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$$

Найти:

$$m(\text{Cu}(\text{OH})_2)$$

Решение

1. Находим массу гидроксида калия в растворе:

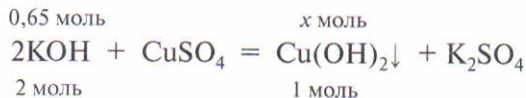
$$m(\text{KOH}) = w(\text{KOH}) \cdot V \cdot \rho;$$

$$m(\text{KOH}) = 0,16 \cdot 200 \text{ см}^3 \cdot 1,14 \text{ г/см}^3 = 36,5 \text{ г}.$$

2. Вычисляем количество вещества гидроксида калия:

$$v(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})}; \quad v(\text{KOH}) = \frac{36,5 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,65 \text{ моль}.$$

3. Далее расчёты производим, как обычно, по уравнению реакции:



Устанавливаем соотношение количества вещества гидроксидов калия и меди(II) и находим количество вещества гидроксида меди(II):

$$\frac{0,65 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = \frac{x \text{ моль}}{1 \text{ моль}}$$

отсюда

$$x = \frac{0,65 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,325 \text{ моль.}$$

4. Вычисляем массу образовавшегося гидроксида меди(II):

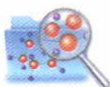
$$m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \nu(\text{Cu}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Cu}(\text{OH})_2);$$

$$m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,325 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 32,2 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 32,2 \text{ г.}$



1. В растворе массой 250 г содержится сульфат натрия массой 50 г. Определите массовую долю соли в растворе.
2. При варке мыла на мыловаренном заводе используют раствор гидроксида натрия. Для его получения в воде массой 1 кг растворяют щёлочь массой 600 г. Определите массовую долю гидроксида натрия в растворе.
3. Осенью персики рекомендуют опрыскивать раствором с массовой долей сульфата меди(II) 0,01. Вычислите массы сульфата меди(II) и воды, необходимых для приготовления раствора массой 20 кг.
4. Желудочный сок представляет собой 5%-ную соляную (хлороводородную) кислоту. Определите массу HCl в 1 кг желудочного сока.
5. Определите массу гидроксида калия в растворе объёмом 0,5 л с массовой долей гидроксида калия 10%. Плотность раствора 1,092 г/см³.
6. К раствору массой 1 кг с массовой долей хлорида бария 6,24% прилили избыток раствора серной кислоты. Определите массу образовавшейся соли.
7. К раствору массой 200 г с массовой долей глюкозы 10% прилили 50 см³ воды (плотность воды 1 г/см³). Определите массовую долю глюкозы в полученном растворе.
8. Из раствора массой 3 кг с массовой долей аммиачной селитры (удобрение) 20% при охлаждении выпало 100 г соли. Определите массовую долю соли в охлаждённом растворе.



ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. ЭЛЕКТРОЛИТЫ И НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ

Основные положения теории электролитической диссоциации разработаны в 1887 г. шведским учёным С. Аррениусом. Он исключал возможность химического взаимодействия ионов с молекулами растворителя, поэтому его теория не могла объяснить причину диссоциации электролитов и устойчивость ионов в растворе. Дальнейшее развитие представления об электролитической диссоциации получили в трудах русских учёных И. А. Каблукова, В. А. Кистяковского и др., которые показали, что электролитическая диссоциация в растворе происходит в результате физико-химического взаимодействия ионов (молекул) электролита с полярными молекулами растворителя.



С. Аррениус
(1859—1927)

Из курса физики и повседневной жизни вам известно, что водные растворы и расплавы одних веществ проводят электрический ток, а других — нет. Это можно наблюдать с помощью прибора, изображённого на рис. 35. Проведём опыт. В сосуд с испытуемым веществом или раствором (табл. 10) опустим угольные электроды, присоединённые проводами к электрической сети. К одному из проводов подключим электрическую лампочку, которая показывает присутствие или отсутствие тока в цепи: если вещество или раствор проводит электрический ток, то лампочка загорается. После каждого испытуемого раствора (вещества) нужно промывать электроды в стакане с дистиллированной водой.

Из опыта следует:

1. При обычных условиях в твёрдом состоянии ни ионное вещество (хлорид натрия NaCl), ни молекулярное (сахар) не проводят электрический ток.





Рис. 35. Прибор для наблюдения электропроводности веществ

Таблица 10

Электропроводность растворов некоторых веществ

Испытуемое вещество (раствор)	Электропроводность
H_2O (дистиллированная)	Ток не проводит
NaCl (сухая соль)	Ток не проводит
Сахар сухой	Ток не проводит
NaCl + бензол	Ток не проводит
NaCl + H_2O (дистиллированная)	Электропроводен
HCl + H_2O (дистиллированная)	Электропроводен
Сахар + H_2O (дистиллированная)	Ток не проводит

2. Водные растворы хлорида натрия NaCl и хлороводорода HCl проводят электрический ток, а сахара — нет. Следовательно, под воздействием молекул воды некоторые вещества распадаются на *свободно перемещающиеся* заряженные частицы — *ионы* (*ион* от греч. «идуший»). Ионы в растворах являются носителями электрических зарядов и обуславливают прохождение по ним электрического тока — *ионную проводимость*.

3. Возможность распада растворённого вещества на ионы определяется его природой. *Распадаются на ионы* немоле-

кулярные (ионные) соединения (в нашем опыте — NaCl) и молекулярные соединения с ковалентными сильно полярными связями (в нашем опыте — HCl). Ионными соединениями являются и твёрдые щёлочи, поэтому их водные растворы также проводят электрический ток. Соли, щёлочи электропроводны не только в растворах, но и в расплавах. При плавлении кристаллическая решётка разрушается и ионы начинают относительно свободно перемещаться.

Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток (обладают ионной проводимостью), называют **электролитами**.

Электролиты

Это соли, кислоты, основания. Электролиты образованы *ионными* или *ковалентными сильно полярными связями*.

Вещества, растворы и расплавы которых не проводят электрический ток (не обладают ионной проводимостью), называют **неэлектролитами**.

Неэлектролиты

Это многие органические вещества (сахар, эфир, бензол и др.). В молекулах этих веществ действуют *ковалентные неполярные* или *малополярные связи*.

4. Распад электролита на ионы происходит под влиянием растворителя, имеющего *полярные* молекулы. Поэтому раствор хлорида натрия в воде (полярный растворитель) электропроводен, а раствор этого же вещества в бензоле (неполярный растворитель) не проводит ток.

5. Электрический ток не является причиной диссоциации (в нашем опыте сухая поваренная соль не проводит ток).

Таким образом, **электролитическая диссоциация** — это распад электролита на свободно перемещающиеся ионы при растворении его в воде или при плавлении.

Электролитическая диссоциация

Диссоциация электролитов с ионной и полярной ковалентной связями протекает по-разному.

Вещества немолекулярного строения (кристаллы солей, многих оснований) состоят не из молекул, а из положительных и отрицательных ионов. Молекулы воды являются полярными. На рисунках полярные молекулы принято изображать следующим образом: $\oplus\ominus$. При опускании кристалла

Диссоциация электролитов с ионной связью



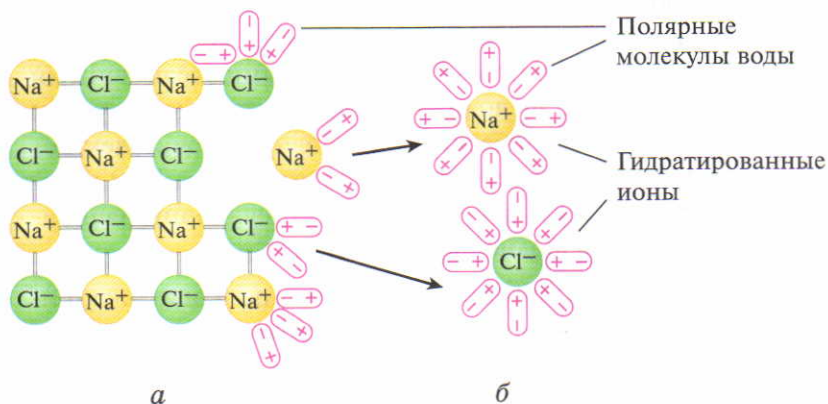


Рис. 36. Распад кристалла хлорида натрия под действием полярных молекул воды: *а* — механизм отрыва отдельных ионов; *б* — гидратированные ионы натрия и хлора

соли (например, хлорида натрия) в воду его ионы тотчас начинают притягивать к себе полярные молекулы воды (рис. 36, *а*). При этом положительные полюса молекул воды притягиваются к отрицательным хлорид-ионам Cl^- , отрицательные — к положительным ионам Na^+ . Но не только ионы притягивают к себе полярные молекулы воды. Молекулы воды с такой же силой притягивают к себе ионы, как бы стремясь оторвать их от кристалла.

В результате химического взаимодействия между молекулами воды и ионами электролита (Na^+ и Cl^-) связь между ионами в кристаллической решётке ослабевает. Кристалл хлорида натрия разрушается, ионы натрия и хлора переходят в раствор. Перешедшие в раствор ионы находятся не в свободном состоянии, они химически связаны с присоединившимися к ним молекулами воды. Эти молекулы воды образуют гидратную оболочку иона (рис. 36, *б*).

Гидратированные ионы

Ион, окружённый гидратной оболочкой, называют **гидратированным**.

Гидратная оболочка прочно удерживается ионами и препятствует обратному переходу ионов в кристаллическую решётку.

Таким образом, *гидратация ионов* — основная причина распада электролита на ионы.

Диссоциация *ионных соединений* в водном растворе протекает *полностью*, т. е. в растворе они находятся *только в виде ионов*.

Под действием воды диссоциируют и вещества молекулярного строения, которые состоят из полярных молекул (например, HCl , H_2S , HNO_3 и другие кислоты). Так, при растворении в воде хлороводорода происходит взаимодействие молекул HCl с молекулами воды. Под действием полярных молекул воды (они притянуты к полюсам молекулы HCl) изменяется характер связи в молекуле HCl . Сначала связь становится более полярной, а затем переходит в ионную (общая электронная пара полностью смещается к более электроотрицательному атому хлора). В результате этого молекула HCl (как в случае ионных веществ) распадается на два гидратированных иона (рис. 37).

Диссоциация электролитов молекулярного строения

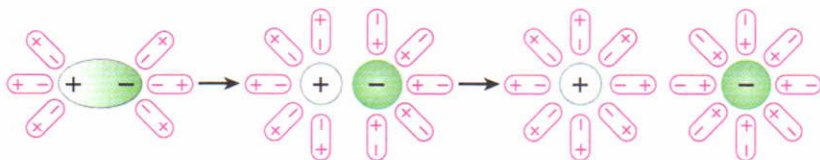


Рис. 37. Схема диссоциации полярной молекулы

1. Почему кристаллический гидроксид натрия при обычных условиях не проводит электрический ток, а его водный раствор или расплав — проводит?
2. Из приведённого ряда формул: O_2 , HBr , MgCl_2 , CH_4 , NaOH , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (глюкоза) — выпишите отдельно формулы:
 - а) электролитов;
 - б) неэлектролитов.
3. **Не проводит** электрический ток:
 - а) раствор хлорида кальция;
 - б) раствор сахара;
 - в) раствор серной кислоты;
 - г) расплав поваренной соли.
4. Среди следующих веществ и растворов электрический ток проводит:
 - а) раствор хлорида кальция в бензоле;



5.2



- б) сульфат кальция кристаллический;
 - в) водный раствор хлороводорода;
 - г) раствор нитрата натрия в бензоле.
5. Для приготовления мочёных яблок готовят раствор из расчёта 500 г сахара на 10 л воды. Определите массовую долю (%) сахара в таком растворе.

§ 37

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Теория электро- литической диссоциации

Современные представления о теории электролитической диссоциации можно свести к следующим положениям:

1. В водных растворах *электролиты диссоциируют* — распадаются (частично или полностью) на свободные ионы — положительные и отрицательные. Количество положительных и отрицательных ионов может быть различно, но суммарный заряд положительных ионов равен суммарному заряду отрицательных. Поэтому раствор в целом электронейтрален.

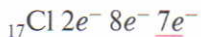
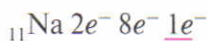
2. *Ионы отличаются от атомов* как по строению, так и по свойствам.

Так, атомы натрия Na энергично разлагают воду с образованием щёлочи NaOH, разъедают кожу, а ионы натрия Na^+ на воду и на кожу не воздействуют.

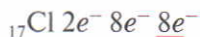
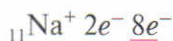
Хлор Cl_2 — тяжёлый газ жёлто-зелёного цвета, имеет резкий неприятный запах, разъедает слизистую оболочку, ядовитое вещество. Ионы хлора Cl^- лишены запаха, бесцветны, неядовиты. Ионы натрия и хлора в виде поваренной соли NaCl употребляют в пищу.

Различные свойства атомов и ионов одного и того же элемента объясняются разным электронным строением этих частиц:

АТОМЫ



ИОНЫ



Ионы находятся в более устойчивых электронных состояниях, чем атомы, так как у ионов внешний слой завершён.

Ионы могут быть простыми (Na^+ , Al^{3+} , Cl^- , S^{2-})
 или сложными (OH^- , NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , NH_4^+)

3. Ионы в растворе беспорядочно (хаотично) *перемещаются в разных направлениях* (рис. 38, а). Но при пропускании через раствор электрического тока они приобретают *направленное движение* (рис. 38, б).

Положительно заряженные ионы направляются к отрицательному электроду — катоду; их называют **катионами** (катион — «идуший к катоду»).

Катионы

Отрицательно заряженные ионы перемещаются к положительному электроду — аноду; их называют **анионами** (анион — «идуший к аноду»).

Анионы

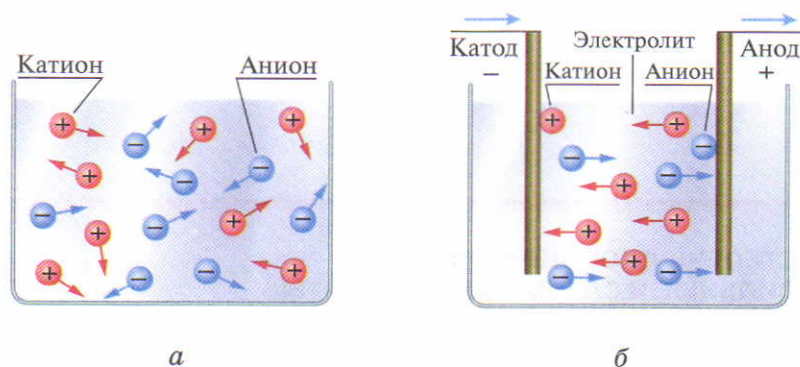


Рис. 38. Движение ионов в растворах и расплавах: а — хаотическое движение ионов; б — направленное движение ионов при пропускании электрического тока

К *катионам* относятся ионы H^+ , ионы металлов (например, K^+ , Ca^{2+} , Fe^{3+} и т. д.).

К *анионам* относятся гидроксид-ионы OH^- , ионы кислотных остатков (например, Cl^- , NO_3^- , PO_4^{3-} , HCO_3^- , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} и т. д.).

4. Процесс электролитической диссоциации является *обратимым*, так как одновременно в одном и том же растворе идёт распад электролита на ионы и связывание разноимённо заряженных ионов под действием сил притяжения.

Обратимые процессы

Обратимыми называют процессы, протекающие одновременно при данных условиях в двух взаимно противоположных направлениях.



1. Выпишите отдельно из приведённых формул ионов — K^+ , NO_3^- , PO_4^{3-} , Cl^- , Ca^{2+} , H^+ , OH^- — формулы тех ионов, которые при пропускании электрического тока движутся к:
а) катоду; б) аноду.

T 2. Катионами являются ионы:
а) SO_4^{2-} ; б) Fe^{3+} ; в) Mg^{2+} ; г) OH^- .

T 3. Анионами являются ионы:
а) OH^- ; б) Zn^{2+} ; в) Br^- ; г) Fe^{3+} .

4. Массовая доля солей в морской воде достигает 3,5%. Морскую воду массой 250 г выпарили досуха. Определите массу сухого остатка.

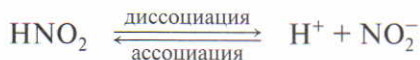
§ 38

СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ. СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ

Электролитическая диссоциация относится к обратимым процессам, поэтому в растворах электролитов наряду с распадом соединений на ионы (обозначают стрелкой, направленной слева направо \rightarrow) имеет место и обратный процесс — их

соединение (ассоциация) (обозначают противоположно направленной стрелкой \leftarrow).

Например:



Насколько полно электролит диссоциирует на ионы, показывает его степень диссоциации, которую обозначают греческой буквой α («альфа»).

Степень диссоциации (α) — это отношение числа продиссоциировавших на ионы молекул (n) к общему числу растворённых молекул (N):

$$\alpha = \frac{n}{N}.$$

Степень диссоциации электролита выражают в долях единицы или процентах. Например, пусть из 1000 молекул уксусной кислоты распались на ионы 92 молекулы, тогда $\alpha = 92/1000 = 0,092$, или 9,2%.

Степень диссоциации зависит от:

♦ концентрации электролита в растворе.

С уменьшением концентрации электролита (при разбавлении раствора водой) степень диссоциации *слабого электролита* увеличивается, так как ионы всё более отдаляются друг от друга, поэтому снижается вероятность их связывания в молекулы;

♦ температуры.

При повышении температуры, как правило, степень диссоциации увеличивается;

♦ природы растворителя.

Под природой растворителя понимают полярность его молекул. Чем *полярнее* молекулы растворителя, тем *больше* степень диссоциации электролита. Так, *в воде* (полярный растворитель) хлорид натрия обладает электропроводностью, а *в бензоле* (неполярный растворитель) — не обладает;

♦ природы электролита.

По степени диссоциации различают сильные и слабые электролиты.

Степень
диссоциации



Сильные электролиты

Сильные электролиты при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы независимо от их концентрации в растворе.

Поэтому в уравнениях диссоциации сильных электролитов ставят знак равенства (=).

К сильным электролитам относятся:

- ♦ растворимые соли;
- ♦ многие неорганические кислоты: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI ;
- ♦ основания, образованные щелочными (LiOH , NaOH , KOH и т. д.) и щёлочно-земельными (Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2) металлами.

Слабые электролиты

Слабые электролиты в водных растворах лишь частично (обратно) диссоциируют на ионы.

Поэтому в уравнениях диссоциации слабых электролитов ставят знак обратимости (\rightleftharpoons).

К слабым электролитам относятся:

- ♦ почти все органические кислоты и вода;
- ♦ некоторые неорганические кислоты: H_2S , H_3PO_4 , H_2CO_3 , HNO_2 , H_2SiO_3 и др.;
- ♦ нерастворимые гидроксиды металлов: Mg(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Zn(OH)_2 и др.

Уравнения диссоциации

СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ДИССОЦИАЦИИ

Процесс электролитической диссоциации, как и любые другие химические реакции, выражают уравнениями.

Алгоритм составления уравнений диссоциации

1. В левой части уравнения записать формулу электролита, затем поставить знак равенства или обратимости, что определяется силой электролита.
2. В правой части уравнения записать формулы образующихся положительно и отрицательно заряженных ионов, указав значения и знаки их зарядов.
3. Перед формулами ионов поставить коэффициенты.
4. Проверить сумму положительных и отрицательных зарядов (она должна быть равна нулю).

Например, составим уравнение диссоциации сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — растворимой соли, сильного электро-

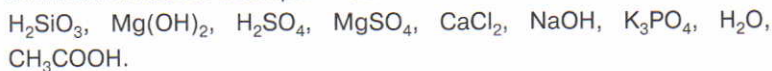
лита. Вы знаете, что соли состоят из ионов металла и ионов кислотного остатка, поэтому при диссоциации именно эти ионы и образуются:



Каждая «молекула» сульфата алюминия распадается на пять ионов: два положительно заряженных иона алюминия и три отрицательно заряженных сульфат-иона. При этом сумма положительных и отрицательных зарядов равна нулю ($+6 + (-6) = 0$).

В зависимости от характера образующихся ионов электролиты подразделяют на три типа: кислоты, основания и соли.

1. Выпишите из предложенного ряда формул отдельно формулы сильных и слабых электролитов:



По вашему выбору составьте уравнения электролитической диссоциации двух слабых и двух сильных электролитов.

2. Как средство для промывания глаз используют 2%-ный раствор борной кислоты. Вычислите массы кислоты и воды, необходимых для приготовления 350 г такого раствора.



§ 39

КИСЛОТЫ И ОСНОВАНИЯ В СВЕТЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЙ ОБ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Рассмотрим свойства кислот и оснований в свете представлений об электролитической диссоциации.

КИСЛОТЫ

В состав каждой кислоты входят *атомы водорода* и *кислотные остатки*. Поэтому при диссоциации любой кислоты в растворе образуются в качестве *катионов* только положительно заряженные ионы *водорода*, в качестве анионов — ионы различных кислотных остатков:



Знак λ показывает, где происходит разрыв связи в молекуле кислоты при диссоциации в водных растворах.

Теперь запишем уравнения диссоциации этих кислот (напомним, что HCl — сильная кислота, а HNO_2 — слабая) (рис. 39):

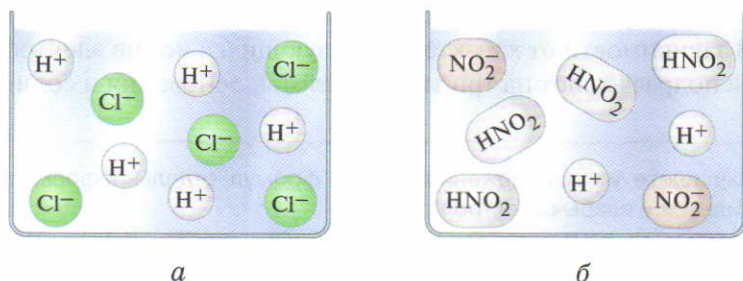
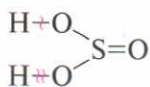


Рис. 39. Состав водного раствора электролита: а — сильного; б — слабого (молекулы воды не показаны)

Ступенчатая диссоциация

Многоосновные кислоты диссоциируют постепенно: сначала отщепляется один ион водорода H^+ , затем второй и т. д. В результате этого первоначально образуется анион с отрицательным зарядом -1 , затем с зарядом -2 и т. д. Такую диссоциацию называют *ступенчатой* и выражают несколькими уравнениями.

Например, рассмотрим диссоциацию сернистой кислоты:



Знак λ показывает, где происходит разрыв связи в молекуле кислоты при диссоциации по первой ступени, а знак μ — по второй ступени.

Первая ступень диссоциации кислот

Первая ступень диссоциации (отщепление одного иона водорода H^+ от нейтральной молекулы и образование гидросульфит-иона):



Вторая ступень диссоциации (отщепление иона водорода H^+ от аниона HSO_3^- и образование сульфит-иона):



Число ступеней диссоциации зависит от основности кислоты, т. е. от числа атомов водорода в молекуле кислоты.

Диссоциация кислот по первой ступени протекает сильнее, чем по второй, а по второй — сильнее, чем по третьей и т. д. Связано это с тем, что отщепление положительно заряженного иона H^+ от нейтральной молекулы кислоты происходит легче, чем от отрицательно заряженных анионов. Чем выше заряд аниона, тем труднее преодолеть положительно заряженному иону H^+ его притяжение.

Растворы всех кислот имеют некоторые общие свойства, обусловленные наличием в водных растворах ионов водорода (анионы в этом отношении значения не имеют). Так, кислый вкус* ионов водорода H^+ мы ощущаем, когда употребляем пищу, приправленную уксусом (раствор уксусной кислоты), лимоны также имеют кислый вкус за счёт ионов водорода H^+ , которые отщепляют молекулы лимонной кислоты. Поэтому ион водорода H^+ является носителем кислотных свойств.

В свете представлений об электролитической диссоциации **кислоты** — это электролиты, которые при диссоциации в водных растворах в качестве катионов отщепляют только ионы водорода.

Следовательно, свойства кислот, которые они проявляют в водных растворах, — это свойства ионов H^+ .

ОСНОВАНИЯ

В состав каждого основания входят ионы металлов и гидроксид-ионы. Поэтому при диссоциации любого основания в растворе образуются в качестве катионов различные ионы металлов, а в качестве анионов только гидроксид-ионы:



Слабые многокислотные основания диссоциируют ступенчато.

* Другие общие свойства кислот будут рассмотрены позже.

Вторая
ступень
диссоциации
кислот

Число
ступеней
диссоциации
кислоты



Например, составим уравнения диссоциации двухкислотного основания — гидроксида магния.

Первая ступень диссоциации (отщепляется один гидроксид-ион OH^-):



Вторая ступень диссоциации (отщепляется гидроксид-ион от катиона MgOH^+):



Диссоциация многокислотных оснований, как и многоосновных кислот, преимущественно протекает по первой ступени.

Число ступеней диссоциации определяется *кислотностью слабого основания*, т. е. числом гидроксид-ионов OH^- .

Общие свойства оснований (мылкость, разъедание растительных, животных тканей и др.), проявляющиеся в водных растворах, обусловлены только гидроксид-ионами, которые образуются при диссоциации (катионы при этом значения не имеют). Поэтому *гидроксид-ион* является носителем *основных (щелочных) свойств*.

В свете теории электролитической диссоциации **основания** — это электролиты, которые при диссоциации в водных растворах в качестве анионов отщепляют только гидроксид-ионы.

Таким образом, *свойства оснований*, которые они проявляют в водных растворах, — *это свойства гидроксид-ионов OH^-* .

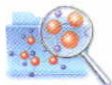
Первая ступень диссоциации оснований

Вторая ступень диссоциации оснований

Число ступеней диссоциации оснований



1. Даны формулы кислот и оснований:
 HNO_3 , H_3PO_4 , HCl , NaOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
Напишите уравнения диссоциации этих веществ и укажите сильные и слабые электролиты.
2. Правильно составленное уравнение диссоциации ортофосфорной кислоты по второй ступени:
а) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$; в) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$;
б) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$; г) $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^-$.
3. Массовые доли магния, кислорода и водорода в некотором соединении равны соответственно 41,38; 55,17 и 3,45%. Определите его простейшую формулу.



СОЛИ В СВЕТЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЙ ОБ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ

Средние и кислые соли диссоциируют различно.

Средние соли. В состав каждой средней соли входят *ионы металлов* и *ионы кислотных остатков*. Средние соли практически полностью диссоциируют на ионы в одну ступень, образуя в качестве катионов ионы различных металлов, а в качестве анионов — ионы различных кислотных остатков.

Составим уравнения диссоциации средних солей карбоната натрия Na_2CO_3 и сульфата железа(III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ (сильных электролитов):



Средние соли — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Средние соли

Кислые соли. В отличие от средних кислые соли диссоциируют ступенчато.

Первая ступень диссоциации сопровождается образованием катиона металла и аниона кислотного остатка, содержащего ион водорода:



Вторая ступень диссоциации (отщепление катиона водорода H^+ от аниона HCO_3^-):



Первая ступень диссоциации кислых солей

Вторая ступень диссоциации кислых солей

Следовательно, при диссоциации кислой соли в растворе образуются *два вида положительных ионов*: катионы металла и катионы водорода — и *два вида отрицательных ионов*: кислотные остатки, содержащие ионы водорода (HCO_3^-) и не содержащие их (CO_3^{2-}).



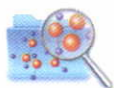
Кислые соли

Кислые соли — это электролиты, которые при диссоциации образуют положительно заряженные ионы металлов и водорода и отрицательно заряженные ионы кислотных остатков.

Таким образом, в отличие от кислот (все кислоты при диссоциации образуют ионы H^+) и оснований (все основания при диссоциации образуют ионы OH^-) *соли* при диссоциации не отщепляют каких-либо одинаковых для всех солей ионов, поэтому у них *отсутствуют общие свойства*, обусловленные наличием одинаковых ионов.



5.3, 5.4



1. Даны формулы солей: KHS , AlCl_3 , NaHSO_4 , K_3PO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Напишите уравнения диссоциации этих солей.
2. Наименьшее число ионов образуется при полной диссоциации 1 моль:
 - а) хлорида алюминия;
 - б) сульфата натрия;
 - в) сульфата железа(II);
 - г) сульфата железа(III).
3. Массовые доли калия, фосфора и кислорода в некотором соединении равны соответственно 55,19; 14,62 и 30,19%. Определите его простейшую формулу. Где используется это вещество?

§ 41

СРЕДА ВОДНЫХ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Среду любого водного раствора можно охарактеризовать содержанием ионов водорода H^+ или гидроксид-ионов OH^- .

Водные растворы могут иметь нейтральную, щелочную и кислую среды.

Нейтральная среда

Нейтральная среда — это среда, в которой число ионов водорода равно числу гидроксид-ионов.

Например, среда чистой воды нейтральная, так как число ионов водорода H^+ равно числу гидроксид-ионов OH^- .

Кислотная среда

Кислотная среда — это среда, в которой число ионов водорода больше числа гидроксид-ионов.

Например, все кислоты в растворе создают кислотную среду, так как при диссоциации они отщепляют ионы водорода H^+ .

Щелочная среда — это среда, в которой число ионов водорода меньше числа гидроксид-ионов.

Щелочная среда

Например, щелочную среду в растворе создают все растворимые основания, так как при диссоциации они отщепляют гидроксид-ионы OH^- .

Качественно реакцию среды водных растворов электролитов определяют с помощью индикаторов.

Индикаторы — это вещества, которые изменяют свой цвет в зависимости от среды раствора.

Индикаторы

На практике применяют следующие индикаторы: *лакмус*, *фенолфталеин* и *метиловый оранжевый (метилоранж)* (табл. 11; рис. 40).

Таблица 11

Окраска индикаторов в воде, растворах кислот и щелочей

Индикатор	Цвет индикатора		
	в чистой воде (нейтральная среда)	в растворах кислот (кислотная среда)	в растворах щелочей (щелочная среда)
Лакмус	Фиолетовый	Красный	Синий
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метилоранж	Оранжевый	Красный	Жёлтый



Рис. 40. Окраска индикаторов в различных средах





Рис. 41. Цветы шалфея

**Водородный
показатель
pH**

Окраска некоторых цветов определяется красителем лакмусовой группы (рис. 41). Например, цвет лепестка шалфея обусловлен различной кислотностью среды в клетках. Наименее кислотная среда — в отмирающих лепестках. Их оттенок ближе всего к синему.

Для удобства среду раствора часто выражают *водородным показателем* (обозначается **pH**, читается «пэ аш»).

Водородный показатель pH — величина, характеризующая содержание ионов водорода в растворе.

Соотношение между средой и значением pH можно представить в виде схемы:

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Среда раствора	Сильно-кислотная			Слабо-кислотная			Нейтральная	Слабо-щелочная			Сильно-щелочная				

Таким образом:

при $pH = 7$ среда нейтральная,

при $pH < 7$ среда кислотная,

при $pH > 7$ среда щелочная.

Значение pH раствора определяют с помощью универсального индикатора.

**Универсальный
индикатор**

Универсальный индикатор — это смесь нескольких индикаторов, изменяющая окраску в широком интервале значений pH.

Бумагу, пропитанную универсальным индикатором и высушенную, называют *универсальной индикаторной бумагой*. К индикаторной бумаге прилагается цветная шкала, показывающая, какую окраску принимает индикаторная бумага при различных значениях pH нанесённого на неё раствора (рис. 42).



Рис. 42. Цветная шкала универсального индикатора

Водородный показатель рН имеет большое значение для биологических и химических процессов, поэтому определение рН растворов широко практикуется в сельском хозяйстве, медицине, технике, науке. Так, большинство культур растёт на почве с определённым значением рН. Например, на почвах с рН 5,0–5,5 ростки ячменя гибнут, в то время как картофель именно на такой почве даёт особенно богатый урожай. Изменение рН крови или желудочного сока является диагностическим тестом в медицине. Отклонение рН от нормального значения даже на 0,01 свидетельствует о патологических процессах в организме. При нормальной кислотности желудочный сок имеет рН 1,7 (раствор с таким значением рН может вызвать ожог кожи руки); рН крови человека равен 7,4, слюны — 6,9.



ОКРАСКА ИНДИКАТОРОВ В РАЗЛИЧНЫХ СРЕДАХ

Лабораторный
опыт 9

1. В три пробирки с дистиллированной водой внесите по несколько капель растворов лакмуса, метилоранжа и фенолфталеина. Отметьте окраску индикаторов в нейтральной среде.

2. В три пробирки с хлороводородной кислотой внесите по несколько капель тех же индикаторов. Отметьте окраску индикаторов.

3. В три пробирки с раствором гидроксида натрия добавьте по несколько капель растворов индикаторов. Отметьте окраску индикаторов.

4. Используя универсальную индикаторную бумагу, определите (приблизительно) значения рН дистиллированной воды, соляной кислоты, раствора гидроксида натрия.

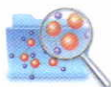
Результаты наблюдений оформите в виде таблицы.

1. Даны формулы веществ: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2O , NaCl , H_2SO_4 , KOH , HCl . Выпишите отдельно формулы веществ, которые в растворе изменяют окраску лакмуса в:
- а) красный цвет; б) синий цвет.





5.5



- Т 2. Фенолфталеин приобретает малиновый цвет в:
- а) H_2O ;
 - б) растворе NaOH ;
 - в) растворе HNO_2 ;
 - г) растворе H_2S .
- Т 3. Метилоранж приобретает жёлтый цвет в:
- а) растворе H_3PO_4 ;
 - б) растворе $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
 - в) H_2O ;
 - г) растворе HCl .
4. При ожогах щелочами поражённый участок кожи промывают водой, а затем нейтрализуют 1%-ным раствором уксусной кислоты. Определите массу уксусной кислоты, необходимой для приготовления 750 г такого раствора.
5. Самостоятельно или совместно с товарищами найдите в дополнительной литературе, Интернете сведения о значении водородного показателя в практической деятельности человека: в сельском хозяйстве, медицине, промышленном производстве. Подготовьте краткое сообщение на эту тему.
6. Разработайте проект «Растительные индикаторы». Взяв за основу методику проведения опыта 4 из практической работы 6, осуществите исследование, подготовьте презентацию результатов для одноклассников или младших школьников.

§ 42

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА. ИОННО-МОЛЕКУЛЯРНЫЕ УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ

В растворах электролитов имеются как положительно и отрицательно заряженные ионы, так и нейтральные молекулы. Поэтому согласно теории электролитической диссоциации реакции в растворах электролитов протекают не между молекулами, а между ионами или между ионами и молекулами.

Реакции ионного обмена

Если при таких процессах не происходит изменение степеней окисления атомов, то их называют **реакциями ионного обмена**.

Условия протекания реакций ионного обмена

Условиями протекания реакций ионного обмена в растворах электролитов являются:

- ♦ образование малорастворимого вещества (осадка);
- ♦ образование летучего вещества (газа);
- ♦ образование слабодиссоциирующего вещества (слабого электролита).

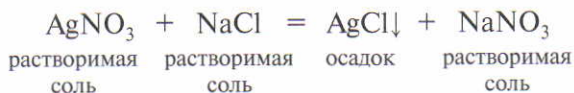


Во всех этих случаях реакции протекают *в направлении наиболее прочного связывания ионов*.

Реакции ионного обмена записывают тремя уравнениями: молекулярным, полным ионно-молекулярным и сокращённым ионно-молекулярным.

В полном ионно-молекулярном уравнении указывают формулы всех частиц, а в сокращённом — формулы частиц, которые принимают участие в реакции.

Рассмотрим, например, реакцию ионного обмена между растворами двух солей: нитрата серебра и хлорида натрия. При сливании растворов этих солей образуется осадок хлорида серебра AgCl , а в растворе остаётся нитрат натрия (рис. 43):



Это молекулярное уравнение.

Ионно-молекулярные уравнения

Молекулярное уравнение

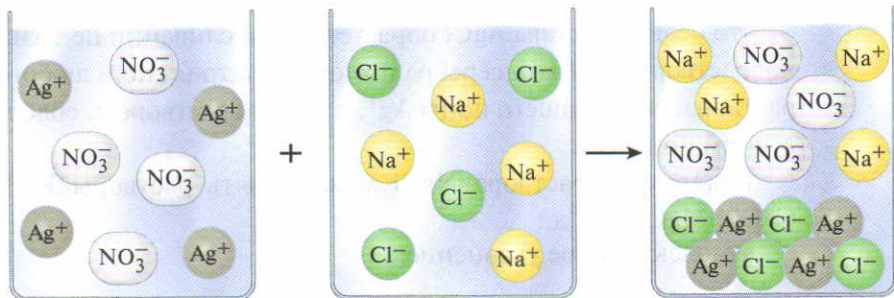


Рис. 43. Реакция ионного обмена с образованием осадка

Обе исходные соли растворимы (см. таблицу растворимости) и полностью диссоциируют. Нитрат серебра AgNO_3 — на ионы Ag^+ и NO_3^- ; хлорид натрия NaCl — на ионы Na^+ и Cl^- . Одна из образовавшихся солей — хлорид серебра AgCl — нерастворима, она выпадает в осадок. Следовательно, ионы Ag^+ и Cl^- выводятся из раствора. Другая соль — нитрат натрия NaNO_3 — растворима, является сильным электролитом, по-

этому в растворе остаётся в виде ионов Na^+ и NO_3^- . С учётом диссоциации растворимых солей это уравнение реакции можно переписать следующим образом:



Полное ионно-молекулярное уравнение

Такое уравнение называют *полным ионно-молекулярным*.

Из ионно-молекулярного уравнения следует, что ионы Na^+ и NO_3^- (их формулы имеются и в левой, и в правой частях уравнения) в реакции не участвовали, они остались такими, какими были до сливания растворов. Поэтому их формулы можно исключить из полного ионно-молекулярного уравнения (удобно эти формулы подчеркнуть):



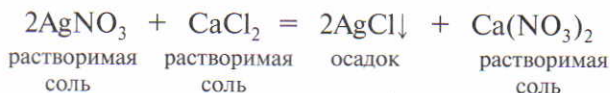
Сокращённое ионно-молекулярное уравнение

Полученное уравнение называют *сокращённым ионно-молекулярным*. Оно показывает, что в ходе данной реакции происходит связывание ионов Ag^+ и Cl^- , в результате чего образуется нерастворимая соль хлорид серебра AgCl .

Сокращённое ионно-молекулярное уравнение показывает, что осадок состава AgCl образуется при сливании не только растворов нитрата серебра и хлорида натрия, но и любого раствора, содержащего ионы Ag^+ , с любым раствором, содержащим ионы Cl^- .

Так, вместо раствора NaCl можно взять растворы HCl , CaCl_2 , MgCl_2 и т. д.:

♦ молекулярное уравнение:



♦ полное ионно-молекулярное уравнение:



Исключаем формулы ионов, которые не участвуют в реакции:



Можем сократить коэффициенты:

♦ сокращённое ионно-молекулярное уравнение:



Как видим, сущность этой реакции, как и первой, заключается в связывании ионов Ag^+ и Cl^- с образованием нерастворимой соли AgCl .

Таким образом, сокращённое ионно-молекулярное уравнение, в отличие от молекулярного, относится не к одной какой-нибудь реакции между конкретными веществами, а к целой группе аналогичных реакций, т. е. имеет более общий характер.

Алгоритм составления ионно-молекулярного уравнения реакции

1. Составить молекулярное уравнение реакции, подобрав коэффициенты.

2. Найти среди продуктов реакции вещество, образование которого вызывает её протекание. Это может быть *осадок* (тогда после его формулы нужно поставить стрелку, направленную вниз \downarrow), *газ* (в этом случае ставят стрелку, направленную вверх \uparrow) или *слабый электролит*.

3. Указать в молекулярном уравнении под формулой каждого вещества силу кислот и оснований, растворимость средних солей.

4. Составить полное ионно-молекулярное уравнение, зная, что в виде ионов записывают только:

♦ *сильные кислоты* (HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI);

♦ *сильные основания* (гидроксиды щелочных металлов LiOH , KOH , NaOH и гидроксиды щёлочно-земельных металлов $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$);

♦ *растворимые средние соли* (см. таблицу растворимости).



Кислые соли, как правило, растворимы. В ионно-молекулярных уравнениях их записывают с учётом диссоциации только по первой ступени:



Малорастворимые, газообразные и слабодиссоциирующие вещества записывают в виде молекул.

5. Исключить из обеих частей ионно-молекулярного уравнения формулы одинаковых ионов, т. е. ионов, не участвующих в реакции (подчеркнуть их).

6. Выписать формулы оставшихся ионов и в результате получить сокращённое ионно-молекулярное уравнение, которое выражает сущность данной реакции.

Лабораторный
опыт 10



РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

Налейте в одну пробирку несколько капель раствора хлорида кальция, в другую — раствора хлорида натрия. В обе пробирки по каплям добавьте раствор нитрата серебра. Что наблюдаете?

Напишите молекулярные, полные и сокращённые ионно-молекулярные уравнения этих реакций. Укажите, в чём заключается сущность этих реакций.



5.6

1. Подберите коэффициенты, напишите полные и сокращённые ионно-молекулярные уравнения следующих реакций:
 - а) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{AlCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{KCl}$;
 - в) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$;
 - г) $\text{MgSO}_4 + \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$.
2. Составьте молекулярные, полные и сокращённые ионно-молекулярные уравнения реакций ионного обмена между:
 - а) серной кислотой и хлоридом бария;
 - б) сульфатом натрия и хлоридом бария.Укажите, в чём заключается сущность данных реакций.
3. Для подкормки комнатных растений используют 2%-ный раствор нитрата натрия. Вычислите массы соли и воды, необходимых для приготовления 600 г такого раствора.

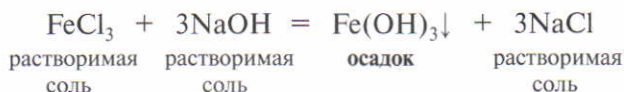
УСЛОВИЯ ПРОТЕКАНИЯ РЕАКЦИЙ ИОННОГО ОБМЕНА

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА,
ПРОТЕКАЮЩИЕ ПРАКТИЧЕСКИ НЕОБРАТИМО

Реакции с образованием малорастворимых веществ (осадков). Составим молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакции между растворами хлорида железа(III) и гидроксида натрия.

Реакции
с образованием
осадка

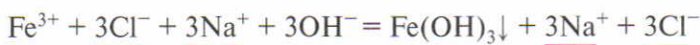
1. Запишем молекулярное уравнение и подберём коэффициенты:



2. Найдём вещество, которое вызывает протекание реакции (это Fe(OH)_3).

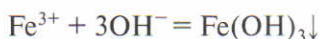
3. Укажем силу основания и растворимость солей.

4. Запишем полное ионно-молекулярное уравнение (в виде ионов представляем растворимые соли и сильное основание):



5. Исключим из обеих частей ионно-молекулярного уравнения формулы ионов, не участвующих в реакции (3Cl^- , 3Na^+).

6. Выпишем формулы оставшихся ионов и получим сокращённое ионно-молекулярное уравнение:



Сокращённое ионно-молекулярное уравнение показывает, что сущность реакции сводится к взаимодействию ионов Fe^{3+} и OH^- , в результате чего образуется осадок гидроксида железа(III) Fe(OH)_3 .

Реакции с образованием слабых электролитов

Реакции с образованием слабодиссоциирующих веществ (слабых электролитов). Составим молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакции между растворами азотной кислоты и гидроксида калия (рис. 44).

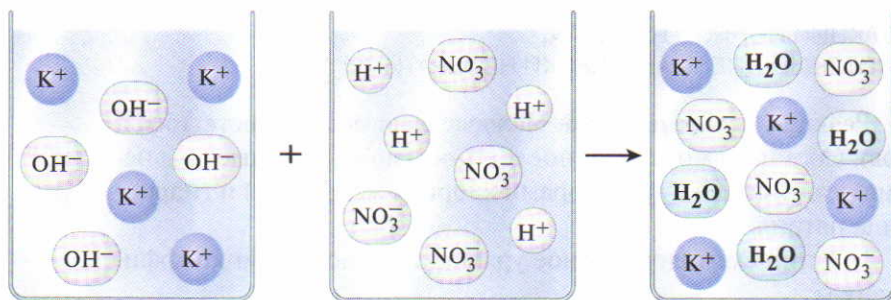


Рис. 44. Реакция ионного обмена с образованием слабодиссоциирующего вещества

Молекулярное уравнение:



Полное ионно-молекулярное уравнение:



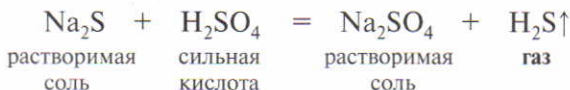
Сокращённое ионно-молекулярное уравнение:



Реакции с образованием газов

Реакции с образованием газообразных веществ. Составим молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакции между растворами сульфида натрия и серной кислоты (рис. 45).

Молекулярное уравнение:



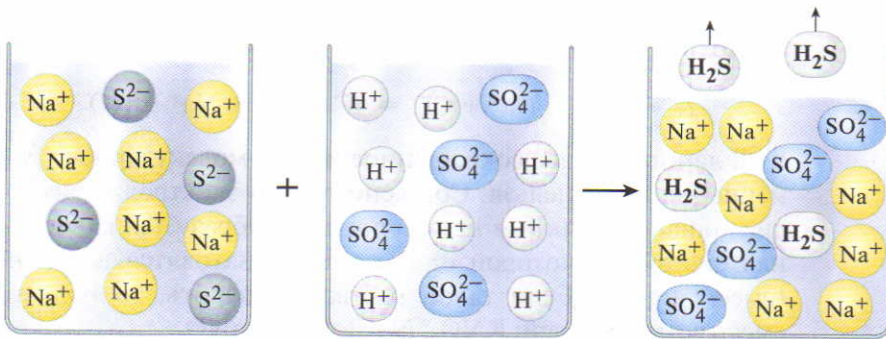
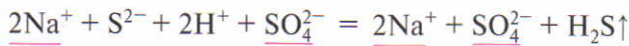
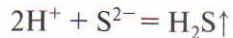


Рис. 45 Реакция ионного обмена с образованием газообразного вещества

Полное ионно-молекулярное уравнение:



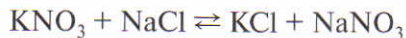
Сокращённое ионно-молекулярное уравнение:



РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА, ПРОТЕКАЮЩИЕ ОБРАТИМО

В качестве примера разберём процессы, протекающие при сливании растворов нитрата калия и хлорида натрия (рис. 46).

Молекулярное уравнение:



В данной реакции не образуется вещество, которое могло бы вызвать её необратимое протекание, поэтому она обратима. В уравнениях таких реакций ставят знак обратимости (\rightleftharpoons).

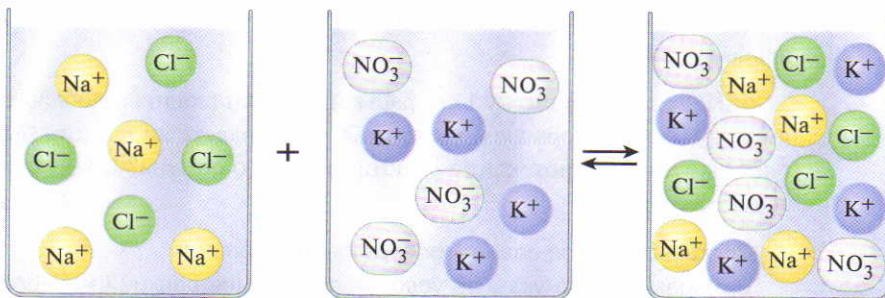


Рис. 46. Реакция ионного обмена, протекающая обратимо

Полное ионно-молекулярное уравнение:



В данном случае сокращённое ионно-молекулярное уравнение написать нельзя. Согласно теории электролитической диссоциации *реакция не протекает*. Образуется равновесная система, в которой одновременно находятся все ионы (смесь ионов). Если такой раствор выпарить, то получим смесь четырёх солей: KNO_3 , NaCl , KCl , NaNO_3 .

Лабораторный
опыт 11



УСЛОВИЯ ПРОТЕКАНИЯ РЕАКЦИЙ ИОННОГО ОБМЕНА В РАСТВОРАХ

1. В пробирку налейте 1 см³ раствора хлорида железа(III) и *осторожно* добавьте 1 см³ раствора гидроксида натрия. Объясните наблюдаемое.

Напишите молекулярное, полное и сокращённое ионно-молекулярные уравнения реакции.

2. Налейте в пробирку 1 см³ раствора карбоната натрия и *осторожно* по каплям прилейте соляную кислоту. Что наблюдаете?

Напишите молекулярное, полное и сокращённое ионно-молекулярные уравнения реакции.

3. *Осторожно* налейте в пробирку 1 см³ раствора гидроксида натрия и добавьте несколько капель фенолфталеина. Отметьте окраску раствора. Затем *осторожно* по каплям добавляйте соляную кислоту до полного исчезновения окраски.

Составьте молекулярное, полное и сокращённое ионно-молекулярные уравнения.

4. Налейте в пробирку 1 см³ раствора нитрата калия и добавьте к нему 1 см³ раствора хлорида натрия. Наблюдаете ли вы хотя бы одно из условий протекания реакций ионного обмена? Объясните наблюдения.

Составьте полное ионно-молекулярное уравнение.

В общем выводе укажите условия протекания реакций ионного обмена.

1. Укажите, какие из приведённых ниже пар веществ могут вступать в необратимую реакцию в водной среде:

- а) серная кислота и хлорид бария;
- б) сульфат натрия и нитрат бария;
- в) сульфат калия и нитрат натрия;
- г) хлороводородная кислота и гидроксид натрия;
- д) серная кислота и гидроксид калия;
- е) хлороводородная кислота и нитрат натрия.

Напишите уравнения этих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Объясните, почему они протекают.

2. Закончите уравнения тех реакций, которые протекают необратимо в результате образования воды:

- а) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \dots$;
- б) $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \dots$;
- в) $\text{MgSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \dots$;
- г) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$.

3. Закончите уравнения тех реакций, которые протекают необратимо в результате образования осадка:

- а) $\text{KI} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \dots$;
- б) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KNO}_3 \rightarrow \dots$;
- в) $\text{MgCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$;
- г) $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$.

4. Установите соответствие.

Реагенты

- А) CuSO_4 и NaOH
- Б) FeS и HCl
- В) KOH и HNO_3
- Г) NaCl и K_2SO_4

Протекание реакции ионного обмена

- 1) с образованием слабого электролита
- 2) ионный обмен не протекает
- 3) с образованием осадка
- 4) с образованием газа



5.7, 5.8

VI

Важнейшие классы неорганических соединений, способы их получения и химические свойства

§ 44

ОКСИДЫ. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ И КЛАССИФИКАЦИЯ. ОСНОВНЫЕ ОКСИДЫ

Способы получения оксидов

СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ ОКСИДОВ

Оксиды могут быть получены различными способами.

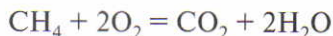
♦ Взаимодействием простых веществ с кислородом.

Многие простые вещества при нагревании на воздухе или в кислороде сгорают, образуя соответствующие оксиды:



♦ Горением на воздухе сложных веществ (при этом, как правило, образуются *оксиды тех элементов*, из которых состоит сложное вещество).

Например, газ метан CH_4 состоит из атомов углерода и водорода, следовательно, при его горении образуются оксид углерода(IV) CO_2 и оксид водорода H_2O :



♦ Разложением сложных веществ: *нерастворимых оснований* (образуются соответствующий оксид металла и вода; рис. 47):

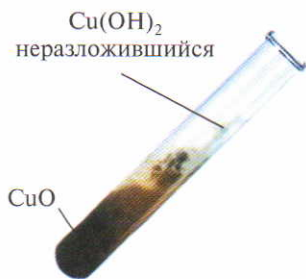
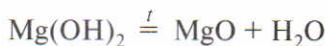
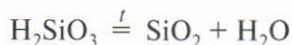


Рис. 47. Разложение гидроксида меди(II)

некоторых кислот (образуются оксид неметалла и вода):



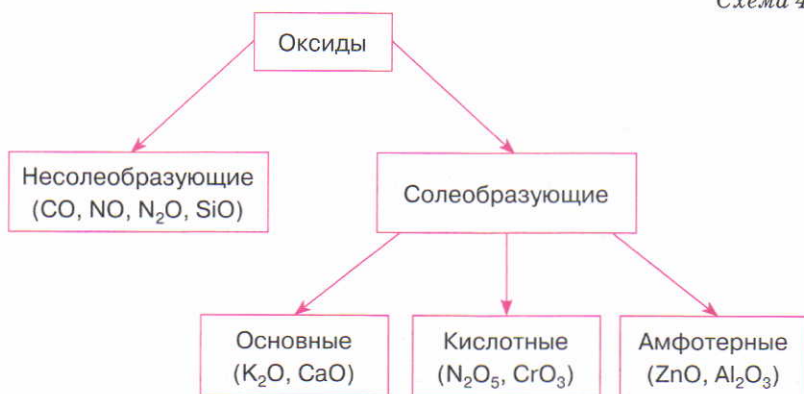
некоторых солей:



КЛАССИФИКАЦИЯ ОКСИДОВ

По химическим свойствам оксиды подразделяют на несолеобразующие и солеобразующие (схема 4).

Схема 4



Классификация оксидов

Несолеобразующие оксиды — это оксиды, которые не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основаниями и не образуют солей.

Несолеобразующие оксиды

Несолеобразующие оксиды образованы атомами неметаллов, их немного. Это оксиды азота(I) и (II) N₂O и NO, оксид углерода(II) CO, оксид кремния(II) SiO и некоторые другие.

Солеобразующие оксиды — это оксиды, которые взаимодействуют с кислотами или со щелочами с образованием солей и воды.

Солеобразующие оксиды

Солеобразующие оксиды разделяют на *основные*, *кислотные* и *амфотерные*.

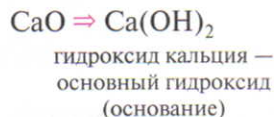
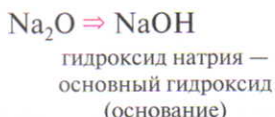


СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ ОКСИДОВ

Основные оксиды

Основные оксиды — это оксиды, которым в качестве гидроксидов соответствуют основания.

Например:



Основные оксиды образуют только металлы и, как правило, в степени окисления +1 и +2 (исключение: BeO, ZnO, SnO, PbO не относятся к основным).

Химические свойства основных оксидов

Основные оксиды взаимодействуют:

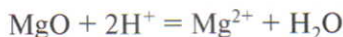
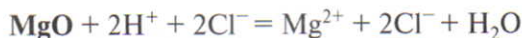
1. *С кислотами*, образуя соль и воду (реакция обмена):



Например, возьмём две пробирки, в одну из которых нальём раствор гидроксида натрия NaOH, в другую — соляную кислоту HCl. Затем в каждую пробирку внесём немного оксида магния MgO, представляющего собой порошок белого цвета, и осторожно перемешаем стеклянной палочкой. В пробирке с раствором гидроксида натрия никаких признаков химической реакции не наблюдается, в частности не происходит выделение тепла. Порошок смачивается водой и оседает на дно. Иная картина наблюдается в пробирке с соляной кислотой: происходит разогревание раствора, порошок растворяется и образуется прозрачный раствор. Реакцию между оксидом магния и соляной кислотой можно выразить молекулярным уравнением:



В ионно-молекулярных уравнениях формулы оксидов записывают в *молекулярном виде*:



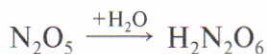
2. С кислотными оксидами, образуя соли (реакция соединения):



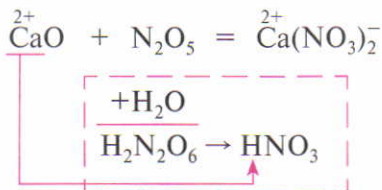
Например:



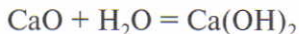
В подобных уравнениях обычно вызывает затруднение составление формулы продукта реакции. Чтобы правильно составить формулу образующейся соли, нужно под формулой кислотного оксида написать формулу соответствующей ему кислоты. Если вы не знаете, какая кислота соответствует данному оксиду, то её формулу можно вывести, мысленно прибавив к кислотному оксиду воду:



Если в полученной формуле все индексы *чётные*, как в данном примере, то их необходимо сократить на два. Мы получим формулу азотной кислоты HNO_3 . Соль этой кислоты и является продуктом реакции. Всё изложенное можно представить кратко:



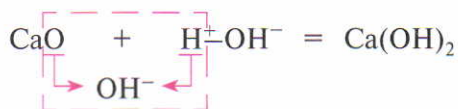
3. С водой реагируют только оксиды, образованные *щелочными* (Li_2O , Na_2O , K_2O и т. д.) и *щёлочноземельными* (CaO , SrO , BaO) металлами, так как продуктами этих реакций являются растворимые основания (щёлочи) (рис. 48):



Чтобы из формулы оксида вывести формулу соответствующего ему основания, воду в уравнении реакции можно записать в виде $\text{H}^+ - \text{OH}^-$ и показать, как один ион водорода H^+ из молекулы воды соединяется с ионом кислорода из оксида CaO и образует гидроксид-ион OH^- :



Рис. 48. Взаимодействие оксида кальция с водой

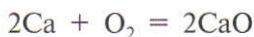


Задание. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

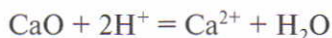
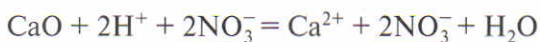
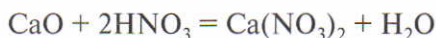


Решение

1. Кальций реагирует с кислородом, образуя оксид кальция:



2. Оксид кальция взаимодействует с азотной кислотой, образуя соль и воду:



Лабораторный
опыт 12



ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ОКСИДА МАГНИЯ С КИСЛОТАМИ

В две пробирки внесите по несколько крупинок оксида магния. В одну из пробирок по каплям добавьте соляную кислоту, в другую — раствор серной кислоты. Отметьте, что происходит с оксидом магния.

Напишите молекулярные, полные и сокращённые ионно-молекулярные уравнения реакций.



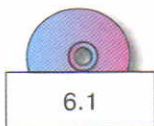
1. Напишите уравнение реакции, которая изображена на рис. 45.
2. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



T 3. Оксид железа(II) реагирует с веществами, формулы которых:



Напишите уравнения возможных реакций.



4. Восстановите уравнения реакций:
- а) $4\text{Al} + \dots = 2\text{Al}_2\text{O}_3$; в) $\text{MgO} + \dots = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$;
 б) $4\text{Li} + \text{O}_2 = \dots$; г) $\text{Na}_2\text{O} + \dots = 2\text{NaOH}$.
5. Предложите не менее четырёх способов классификации оксидов по разным признакам. Какой признак классификации наиболее важен для химика?
6. Оксид железа(II) количеством вещества 0,1 моль взаимодействует с хлороводородной кислотой. Определите массу кислоты, вступившей в реакцию, и массу образовавшейся соли.

§ 45

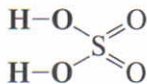
КИСЛОТНЫЕ И АМФОТЕРНЫЕ ОКСИДЫ

СВОЙСТВА КИСЛОТНЫХ ОКСИДОВ

Кислотные оксиды — это оксиды, которым в качестве гидроксидов соответствуют кислоты.

Кислотные оксиды

Например:



серная кислота — кислотный гидроксид

Кислотные оксиды образуют все неметаллы независимо от степени окисления (исключение — несолеобразующие оксиды CO, NO, N₂O, SiO) и *металлы* в степени окисления +5 и выше*.

Кислотные оксиды взаимодействуют:

1. *С основаниями*, образуя соль и воду (реакция обмена):

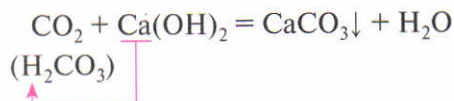


Проделаем следующий опыт. Возьмём две пробирки, в одну из которых нальём соляную кислоту, а в другую — известковую воду (раствор гидроксида кальция Ca(OH)₂). Затем через каждый раствор будем пропускать оксид углерода(IV) CO₂. В про-

Химические свойства кислотных оксидов

* Кислотные оксиды, образованные металлами в степени окисления +5 и выше, рассматриваются в курсе химии 10 класса.

бирке с раствором кислоты признаков химической реакции не наблюдается — в частности, осадок не образуется. В пробирке же с раствором гидроксида кальция выпадает осадок белого цвета — карбонат кальция CaCO_3 — и образуется вода:



2. С основными оксидами, образуя соль (реакция соединения):



Например:

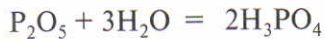


Таким образом, *основные и кислотные оксиды* взаимодействуют *между собой* с образованием соли.

3. Большинство кислотных оксидов взаимодействуют с *водой* с образованием кислот (*исключение* SiO_2) (реакция соединения):



Например:



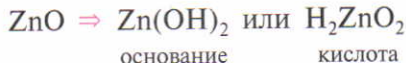
ортофосфорная
кислота

СВОЙСТВА АМФОТЕРНЫХ ОКСИДОВ

Амфотерные оксиды

Амфотерные оксиды — это оксиды, которым соответствуют гидроксиды, проявляющие свойства как оснований, так и кислот.

Например:

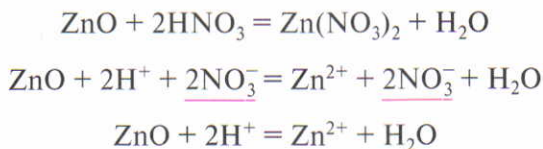


Амфотерные оксиды образуют *только металлы* и, как правило, в степени окисления +3 и +4. Амфотерными являются также оксиды BeO , ZnO , SnO , PbO .

Амфотерные оксиды в зависимости от второго реагента проявляют свойства как *основных*, так и *кислотных оксидов*.

Проявляя *основные свойства*, они взаимодействуют:

1. *С кислотами*, образуя соль и воду:

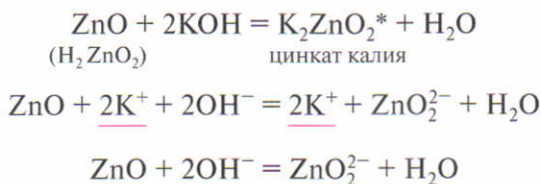


2. *С кислотными оксидами*, образуя соль:

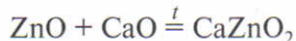


Проявляя *кислотные свойства*, они взаимодействуют:

1. *С основаниями (щелочами)*, образуя соль и воду:

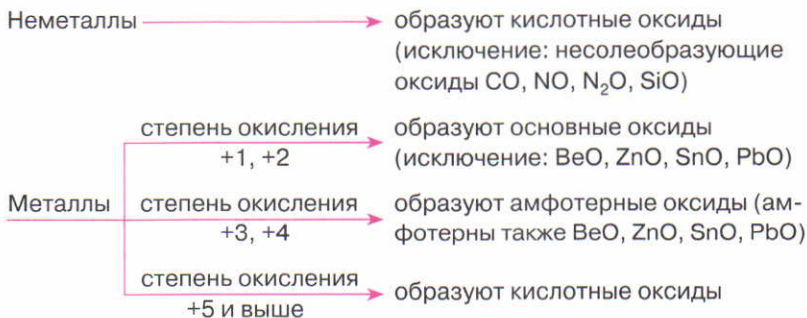


2. *С основными оксидами*, образуя соль:



Амфотерные оксиды *не взаимодействуют с водой*.

На основании вышеизложенного можно сделать вывод: свойства оксидов зависят от того, атомы *какого элемента* (металла, неметалла) и *в какой степени окисления* их образуют.



* В растворе щёлочи образуются комплексные соединения, с которыми вы познакомитесь позже, а для упрощения написана формула средней соли.

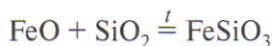


Задание. Определите характер свойств оксидов (т. е. укажите их свойства: основные, кислотные и т. д.): NO, FeO, SO₂, ZnO. Напишите формулы соответствующих гидроксидов. Докажите уравнениями реакций химические свойства этих оксидов.

Решение

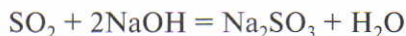
Оксид азота(II) NO — несолеобразующий оксид.

Оксид железа(II) FeO — основной оксид, так как образован металлом в степени окисления +2. Следовательно, в качестве гидроксида ему соответствует основание Fe(OH)₂. Взаимодействует с кислотами и кислотными оксидами:



Оксид железа(II) не взаимодействует с водой, так как с ней реагируют только оксиды, образованные щелочными и щёлочно-земельными металлами.

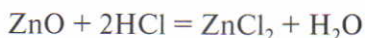
Оксид серы(IV) SO₂ — кислотный оксид, так как образован неметаллом. Следовательно, в качестве гидроксида ему соответствует кислота H₂SO₃. Взаимодействует с основаниями, основными оксидами и водой:



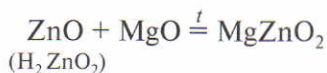
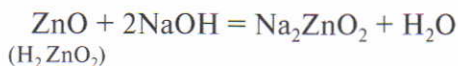
Оксид цинка ZnO — амфотерный оксид. Хотя цинк — металл и его атомы проявляют степень окисления +2, но образованный им оксид является исключением из правила: ему соответствует гидроксид, проявляющий свойства как основания, так и кислоты:



Проявляя основные свойства, оксид цинка взаимодействует с кислотами и кислотными оксидами:



Проявляя кислотные свойства, оксид цинка взаимодействует со щелочами и основными оксидами:



РАСПОЗНАВАНИЕ ОКСИДОВ НА ОСНОВАНИИ ИХ СВОЙСТВ

Лабораторный
опыт 13

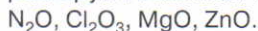
Вам выдан оксид. С помощью химической реакции определите, кислотный он или основной.

Составьте уравнение протекающей реакции в молекулярном, полном и сокращённом ионно-молекулярном виде.

1. Определите характер свойств оксидов (т. е. укажите их свойства: основные, кислотные и т. д.): CO_2 , N_2O_3 , Na_2O . Напишите формулы соответствующих им гидроксидов. С помощью уравнений реакций (в молекулярном и ионно-молекулярном виде) докажите химические свойства этих оксидов.



2. Из предложенного ряда формул выпишите формулы оксидов, которые реагируют с гидроксидом калия, затем — оксидов, которые реагируют с азотной кислотой:



Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Укажите, какой из этих оксидов реагирует как со щёлочью, так и с кислотой.



6.2, 6.3

3. Установите соответствие.

Название оксида

Характер свойств оксида

- А) оксид магния
Б) оксид углерода(II)
В) оксид алюминия
Г) оксид серы(IV)

- 1) амфотерный
2) кислотный
3) основной
4) несолеобразующий



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



5. Оксид азота(V) массой 21,6 г растворили в 500 г воды. Определите массовую долю азотной кислоты в полученном растворе.

6. Через раствор массой 250 г с массовой долей гидроксида натрия 10% пропустили углекислый газ. Определите массу оксида углерода(IV), вступившего в реакцию, и массу образовавшейся средней соли.

§ 46

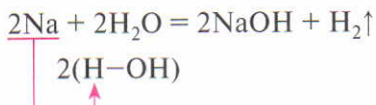
ОСНОВАНИЯ. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ И СВОЙСТВА

Способы
получения
оснований

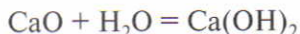
СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ ОСНОВАНИЙ

Растворимые основания (щёлочи) в лаборатории получают:

♦ взаимодействием щелочных и щёлочно-земельных металлов с водой (при этом атом металла замещает в молекуле воды Н–ОН атом водорода и соединяется с гидроксид-ионом, а два атома водорода, соединяясь, образуют молекулу H_2 , рис. 49):



♦ взаимодействием оксидов щелочных и щёлочно-земельных металлов с водой:



Нерастворимые основания получают действием раствора щёлочи на соль того металла, гидроксид которого нужно получить:

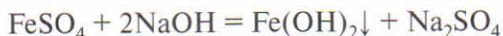


Рис. 49. Взаимодействие калия с водой, содержащей фенолфталеин

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

Общие химические свойства оснований обусловлены наличием в их растворах анионов OH^- , которые образуются при диссоциации оснований.

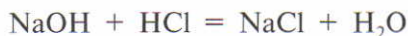
1. Водные растворы *щелочей* изменяют окраску *индикаторов* (см. табл. 11 на с. 157).

2. Основания, *как и основные оксиды*, взаимодействуют с *кислотами*. В эту реакцию вступают как растворимые, так и нерастворимые основания.

Реакцию между кислотами и основаниями называют **реакцией нейтрализации**:

Основание + Кислота = Соль + Вода
(реакция обмена, реакция нейтрализации)

О протекании реакции нейтрализации можно судить по изменению окраски индикаторов. Проведём опыт. В химический стакан с соляной кислотой добавим 2–3 капли раствора лакмуса, раствор приобретёт красный цвет. Затем из бюретки (градуированной трубки) малыми порциями будем приливать раствор гидроксида натрия, пока окраска лакмуса не станет вновь фиолетовой (нейтральная среда) (рис. 50). Следовательно, в результате реакции признак присутствия кислоты (катионов H^+) исчез. В продуктах реакции не обнаруживается также и основание (анионы OH^-). После выпаривания полученного раствора останется твёрдое вещество — хлорид натрия NaCl :



Из сокращённого ионно-молекулярного уравнения следует, что сущность реакции нейтрализации *сильного* основания *сильной* кислотой сводится к *взаимодействию между гидроксид-ионами OH^- и ионами водорода H^+* . При этом образуется вода, и раствор становится нейтральным (рис. 51).

Химические
свойства
оснований

Реакция
нейтрализации



Рис. 50. Прибор для проведения реакции нейтрализации

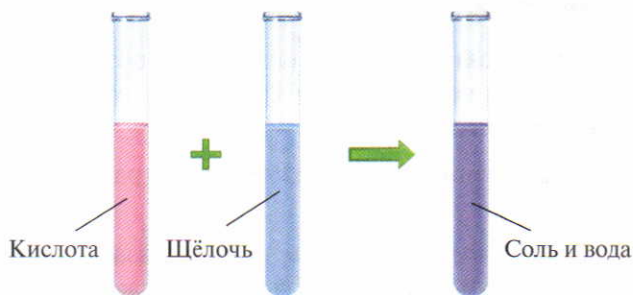
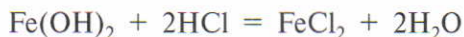
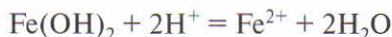
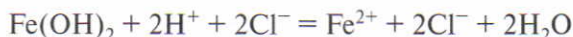


Рис. 51. Реакция нейтрализации

Пример реакции нейтрализации нерастворимого основания:

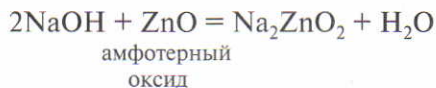
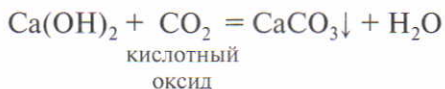


Гидроксид железа(II) — нерастворимое основание, поэтому в ионно-молекулярном уравнении его необходимо записывать в молекулярном виде:

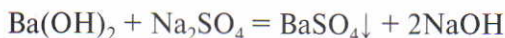
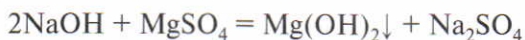


При нейтрализации нерастворимого основания сильной кислотой образуются не только молекулы воды, но и катионы металла.

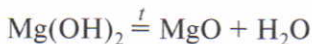
3. Как и основные оксиды, основания взаимодействуют с *кислотными* и *амфотерными оксидами*, образуя соль и воду (это свойство наиболее характерно для растворимых оснований — щелочей):



4. *Растворимые основания* (щёлочи) реагируют с *растворами солей*, если образуется нерастворимое основание или нерастворимая соль:



5. *Нерастворимые* в воде основания при нагревании *разлагаются*:



Щёлочи в отличие от нерастворимых оснований при нагревании обычно не разлагаются.



РЕАКЦИЯ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

Лабораторный
опыт 14

1. Налейте в пробирку 1–2 см³ раствора щёлочи и добавьте каплю раствора лакмуса. Отметьте цвет индикатора. Затем к щёлочи при перемешивании добавляйте по каплям раствор какой-либо кислоты, пока окраска лакмуса не изменится на фиолетовую (среда нейтральная).

2. Раствор, полученный в пробирке, перенесите в фарфоровую чашку. Затем чашку с раствором поставьте на кольцо штатива и нагревайте на спиртовке. Выпаривание раствора проводите до появления кристалликов соли на стенках чашки.

Напишите уравнение проведённой реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Как называется эта реакция?

1. Составьте уравнения реакций нейтрализации (в молекулярном и ионно-молекулярном виде) между веществами, формулы которых:

а) NaOH и H_2SO_4 ; б) Mg(OH)_2 и HNO_3 ; в) Ca(OH)_2 и HCl .

Назовите образующиеся соли. Каким образом эти соли можно выделить из раствора?

2. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2$;

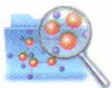
б) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{Mg(NO}_3)_2$.

Уравнения реакций обмена напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде.



6.4, 6.5





3. Составьте сокращённое ионно-молекулярное уравнение реакции гидроксида магния с раствором серной кислоты.
- Т Сумма коэффициентов перед формулами ионов в уравнении равна:
а) 3; б) 4; в) 2; г) 5.
4. Вычислите массу серной кислоты, необходимой для нейтрализации 250 см³ раствора с массовой долей гидроксида натрия 20% и плотностью 1,2 г/см³.
5. Используя различные источники информации, подготовьте сообщение о получении, свойствах и применении человеком одного из оснований: гидроксида натрия, гидроксида калия или гидроксида кальция.

§ 47

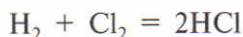
КИСЛОТЫ. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ И СВОЙСТВА

Способы получения кислот

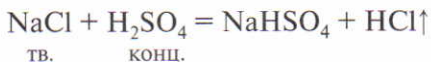
СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ КИСЛОТ

Бескислородные кислоты получают:

- ♦ взаимодействием неметалла с водородом:



- ♦ действием на соль более сильной или менее летучей кислотой:



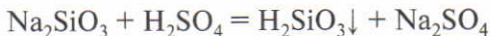
Полученные газообразные водородные соединения растворяют в воде.

Кислородсодержащие кислоты можно получить:

- ♦ взаимодействием кислотных оксидов с водой:



- ♦ действием на соль более сильной кислотой:



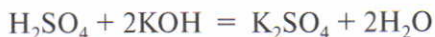
Следовательно, получение бескислородных и кислородсодержащих кислот реакцией обмена между солью и кислотой является *общим способом получения кислот*.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

Общие свойства кислот в водных растворах обусловлены присутствием катионов H^+ , которые образуются в процессе диссоциации кислот.

1. Растворы кислот (как и растворы щелочей) изменяют окраску *индикаторов* (см. табл. 11 на с. 157).

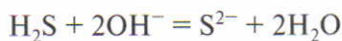
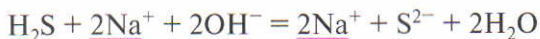
2. Кислоты, как и кислотные оксиды, реагируют с *основаниями*, образуя соль и воду (реакция нейтрализации):



Пример реакции нейтрализации слабой кислоты сильным основанием:



Сероводородная кислота H_2S — слабая, поэтому в ионно-молекулярных уравнениях её формулу нужно писать *в молекулярном виде*:

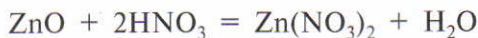


При нейтрализации слабой кислоты сильным основанием образуются, кроме молекул воды, анионы кислотного остатка.

3. Подобно кислотным оксидам кислоты взаимодействуют с *основными* и *амфотерными оксидами*, образуя соль и воду:



основный оксид



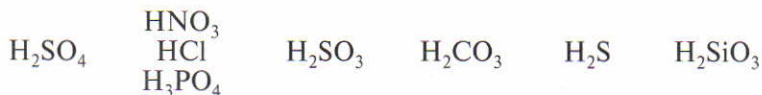
амфотерный оксид

4. Кислоты вступают в реакции обмена с *солями* согласно правилу: *сильные кислоты вытесняют более слабые* из их солей. При этом образуются новая соль и новая кислота.

Учитывая летучесть, силу и растворимость кислот, их можно расположить в той последовательности, в которой они вытесняют друг друга из солей:

Химические
свойства
кислот





Серная кислота H_2SO_4 — сильная и нелетучая, поэтому ею часто пользуются для получения других кислот.

Летучие кислоты: сероводородная H_2S , азотная HNO_3 , соляная HCl .

Неустойчивые кислоты:

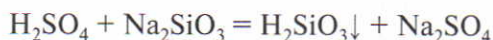


Реакции обмена кислот с солями возможны в том случае, если в результате реакций образуются:

♦ *осадок* — нерастворимая соль:



или нерастворимая кислота:



♦ *более слабая, неустойчивая* или *более летучая* кислота:



5. При нагревании некоторые кислоты *разлагаются*, образуя кислотный оксид и воду:



Лабораторный
опыт 15



ОБНАРУЖЕНИЕ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

В двух пронумерованных пробирках содержатся растворы кислоты и щёлочи. Отлейте из каждой пробирки по 1 см^3 раствора в чистые пробирки и выясните, в какой из пронумерованных пробирок щёлочь, а в какой — кислота. С помощью какого вещества вы можете это определить?

Т 1. Серная кислота **не реагирует** с веществом состава:

а) NaOH; б) Na₂SiO₃; в) SiO₂; г) MgO.

Напишите уравнения возможных реакций.

2. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Для реакций 1 и 4 приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

Т 3. Сокращённое ионно-молекулярное уравнение $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ описывает взаимодействие веществ состава:

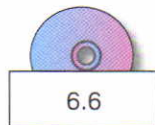
а) H₂SO₄ и Mg(OH)₂;

в) H₂SO₄ и KOH;

б) H₂SO₄ и Ba(OH)₂;

г) H₂SO₄ и Na₂CO₃.

4. Вычислите объём раствора с массовой долей серной кислоты 10% ($\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$), который потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 28 г гидроксида калия.



§ 48

КИСЛОТЫ. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ С МЕТАЛЛАМИ. РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ

Разбавленные кислоты (исключение HNO₃*) взаимодействуют с металлами с образованием растворимых солей и выделением водорода. Чтобы выяснить, как кислоты реагируют с различными металлами, сделаем следующий опыт.

В четыре пробирки с раствором серной кислоты опустим по кусочку металла: в первую — магния, во вторую — железа, в третью — свинца, в четвёртую — меди (рис. 52). Магний, железо и свинец реагируют с раствором серной кислоты с выделением газа (водорода). Особенно быстро протекает реакция кислоты с магнием (количество пузырьков водорода наибольшее), несколько медленнее — с железом и

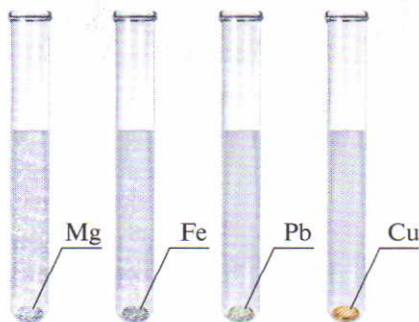


Рис. 52. Взаимодействие металлов с раствором серной кислоты

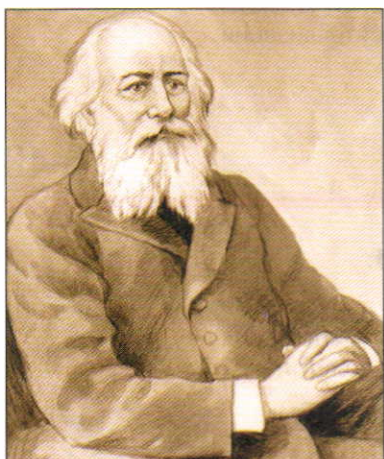
* О действии азотной кислоты и концентрированной серной кислоты на металлы вы узнаете в 9 классе.



Ряд активности металлов

очень медленно (практически не протекает) — со свинцом. В пробирке с медью вообще никаких изменений не наблюдается (признак реакции — выделение газа — полностью отсутствует). При выпаривании образовавшихся в первых двух пробирках растворов выделяются кристаллические вещества — соли.

В середине XIX в. аналогичные опыты проводил русский физикохимик Н. Н. Бекетов. В результате своих опытов он составил *ряд активности металлов*, т. е. расположил металлы в порядке убывания их химической активности:



Н. Н. Бекетов
(1827—1911)

В ряду активности металлов находится и *водород*, так как его атомы, как и атомы металлов, образуют положительные ионы.

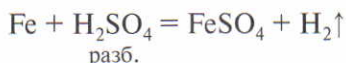
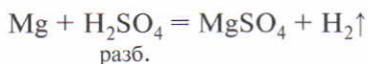
По результатам описанного выше опыта и на основе ряда активности металлов можно сделать следующие обобщения.

С растворами кислот реагируют металлы, которые:

- ♦ в ряду активности стоят *до водорода*. При этом чем левее стоит металл, тем активнее он вытесняет водород;

- ♦ образуют с этими кислотами растворимые соли. Это необходимо для того, чтобы на поверхности металла не образовалась защитная солевая плёнка.

А теперь запишем результаты опыта уравнениями реакций. Магний и железо удовлетворяют обоим условиям: они стоят в ряду активности металлов до водорода и образуют растворимые соли (см. таблицу растворимости):

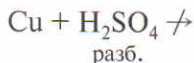


Свинец также стоит до водорода, но сульфат свинца(II) малорастворим, поэтому соль покрывает свинец защитной плёнкой и изолирует его от кислоты, в результате чего реакция почти прекращается (аналогично человек изолирует себя одеждой от внешних воздействий):



По этой же причине многие кислоты (H_3PO_4 , H_2S и др.) реагируют не со всеми металлами, стоящими в ряду активности до водорода.

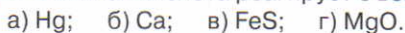
Медь стоит в ряду активности после водорода, поэтому не вытесняет его из кислот:



1. Допишите уравнения возможных реакций, расставьте коэффициенты и назовите образующиеся вещества:



2. Соляная кислота реагирует с веществами, формулы которых:



Напишите уравнения возможных реакций.

3. Сокращённое ионно-молекулярное уравнение $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ описывает взаимодействие веществ состава:



4. Образец цинка, содержащий $1,2 \cdot 10^{24}$ атомов металла, обработали соляной кислотой. Вычислите количество вещества и массу выделившегося водорода.



6.7

§ 49

АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ И СВОЙСТВА

Амфотерным оксидам соответствуют амфотерные гидроксиды, которые в зависимости от условий реакции могут про-

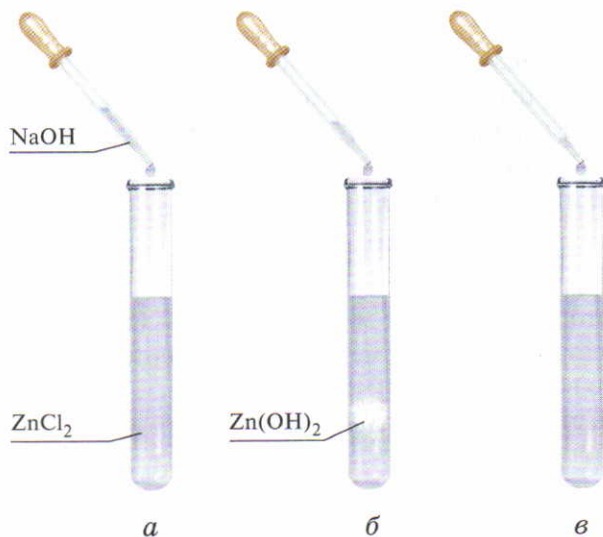


Рис. 53. Взаимодействие растворов щёлочи и хлорида цинка:
а — исходные растворы; *б* — образование осадка гидроксида цинка;
в — растворение гидроксида цинка в избытке щёлочи

являть свойства как нерастворимых в воде оснований, так и нерастворимых в воде кислот. Молекулярная формула амфотерного гидроксида может быть записана как в форме основания, так и в форме кислоты:

Например: $Zn(OH)_2$ или H_2ZnO_2 .

Способы
получения
амфотерных
гидроксидов

СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДОВ

Амфотерные гидроксиды получают взаимодействием соли со щёлочью, *избегая избытка последней*.

Например, чтобы получить гидроксид цинка, нужно к раствору хлорида цинка *по каплям* добавлять щёлочь. После добавления каждой порции щёлочи следует осторожно встряхивать пробирку и продолжать это до тех пор, пока не образуется белый осадок гидроксида цинка $Zn(OH)_2$ (рис. 53):

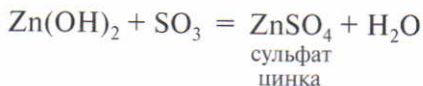
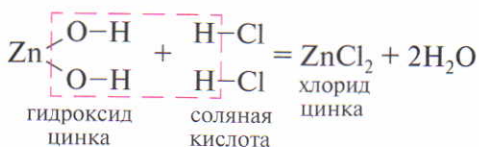


Химические
свойства
амфотерных
гидроксидов

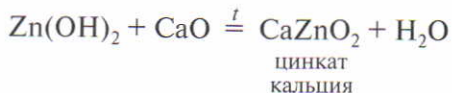
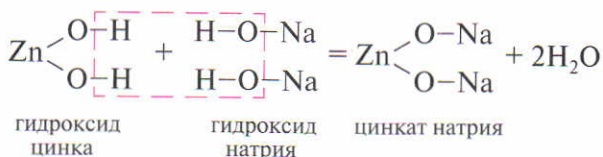
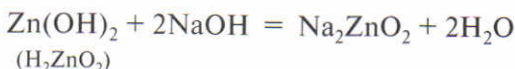
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДОВ

В нейтральной среде (чистая вода) амфотерные гидроксиды практически не растворяются и не диссоциируют на ионы.

1. Как основания они взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами:



2. Как кислоты они взаимодействуют со щелочами (см. рис. 53, в) и основными оксидами:



3. Амфотерные гидроксиды, как и нерастворимые основания, при нагревании *разлагаются*:



ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА АМФОТЕРНОГО ГИДРОКСИДА

Лабораторный опыт 16

Получите гидроксид цинка реакцией обмена, используя имеющиеся на вашем столе реактивы. В раствор соли цинка добавляйте *по каплям* раствор щёлочи (на практике иногда делают наоборот: к раствору щёлочи добавляют раствор соли) до образования осадка. Отметьте цвет осадка. Осадок разделите на две части. К одной части осадка прилейте соляную кислоту или раствор серной кислоты, к другой части — раствор щёлочи. Объясните наблюдаемое.

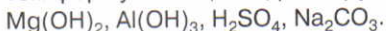
Составьте уравнения всех проведённых реакций в молекулярном, полном и сокращённом ионно-молекулярном виде. Сделайте



вывод, какие свойства (основные, амфотерные или кислотные) проявляет гидроксид цинка. Объясните, почему при получении гидроксида цинка реакцией обмена раствор щёлочи следует приливать по каплям, избегая избытка.

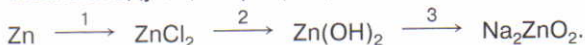


1. Из предложенного ряда формул выпишите в первую очередь формулы веществ, которые реагируют с гидроксидом натрия, затем формулы веществ, реагирующих с азотной кислотой:



Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

2. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Для реакции 2 приведите ионно-молекулярные уравнения.

3. Установите соответствие.

Исходные вещества	Продукты реакции
А) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{f}$	1) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Б) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CaO} \rightarrow$	2) $\text{Ca}(\text{AlO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$
В) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	3) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
Г) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{SO}_3 \rightarrow$	4) $\text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$

4. При взаимодействии гидроксида цинка с раствором объёмом 164 см^3 и массовой долей гидроксида натрия 20% (плотность $1,22 \text{ г/см}^3$) получили соль. Определите массу образовавшейся соли.

§ 50

СОЛИ. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ И СВОЙСТВА

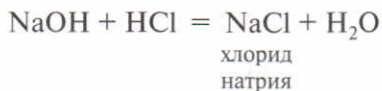
СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ СОЛЕЙ

При изучении оксидов, оснований, кислот и амфотерных гидроксидов вы постоянно встречались с реакциями, в результате которых образуются соли. Следовательно, способы получения солей основаны на химических свойствах представителей важнейших классов неорганических соединений.

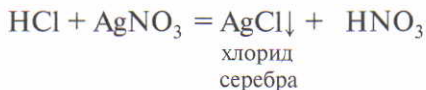
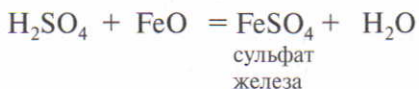
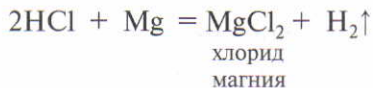
Способы
получения
солей

Основными способами получения солей являются:

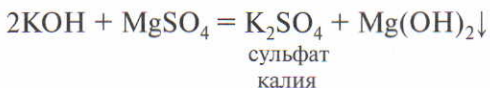
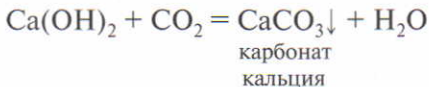
♦ Взаимодействие кислот с основаниями (реакция нейтрализации):



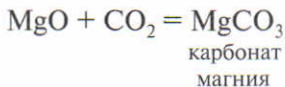
♦ Взаимодействие кислот с металлами, основными оксидами и солями:



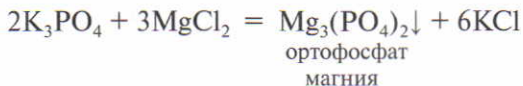
♦ Взаимодействие оснований с кислотными оксидами и солями:



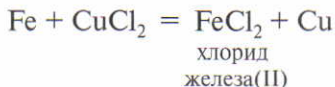
♦ Взаимодействие основных оксидов с кислотными оксидами:



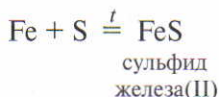
♦ Взаимодействие двух солей между собой:



♦ Взаимодействие солей с металлами:



♦ Взаимодействие металлов с неметаллами:



Химические
свойства
солей

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

Растворимые соли взаимодействуют:

1. *С металлами*, образуя новую растворимую соль и новый металл.

При написании уравнений этих реакций следует руководствоваться рядом активности металлов.

Данный металл может вытеснить из раствора соли только те металлы, которые находятся правее его в ряду активности. При этом металлы не должны взаимодействовать с водой при обычных условиях, поэтому для проведения подобных реакций *нельзя применять щелочные* (Li, Na, K и т. д.) *и щелочно-земельные* (Ca, Sr, Ba) металлы.

Например, если цинковую пластинку опустить в раствор сульфата меди(II), то она покроется медью:



Цинк вытесняет медь из раствора соли меди, потому что цинк — более активный металл, чем медь (рис. 54).

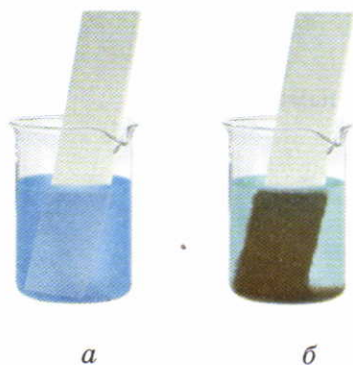
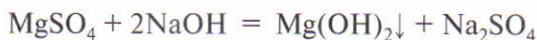


Рис. 54. Взаимодействие цинка Zn с раствором сульфата меди(II) CuSO_4 :
a — пластинка цинка в начале опыта;
б — пластинка цинка спустя некоторое время

2. *С щелочами* с образованием новой соли и нерастворимого основания:



3. *Между собой*, образуя новые соли, если одна из образующихся солей выпадает в осадок:



4. *Как растворимые, так и нерастворимые соли* взаимодействуют с *кислотами* с образованием новой более слабой (или летучей, или неустойчивой) кислоты или нерастворимой соли:



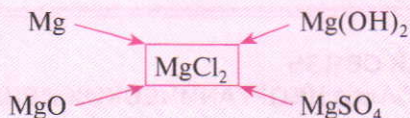
5. Некоторые соли при нагревании *разлагаются*:



СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ СОЛЕЙ

Лабораторный
опыт 17

Осуществите практически следующие превращения:

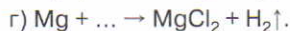


Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

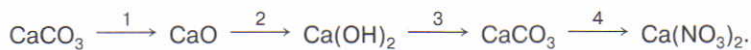
1. Предложите несколько способов классификации солей. Какой из признаков классификации наиболее важен для химика?

2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения хлорида кальция всеми возможными способами.

3. Составьте уравнения химических реакций, схемы которых даны ниже:



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



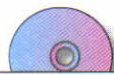
Для реакций 3 и 4 приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

T 5. Сульфат меди(II) реагирует с веществами состава:

а) HCl ; б) BaCl_2 ; в) Hg ; г) Zn ; д) NaOH .

Напишите уравнения возможных реакций.

6. Хлорид натрия массой 50 г растворили в 700 см³ воды. Определите массовую долю поваренной соли в полученном растворе.



6.8, 6.9



7. Для полного растворения оксида железа(II) количеством вещества 0,1 моль необходимо 500 г раствора серной кислоты. Определите массовую долю сульфата железа(II) в образовавшемся растворе.

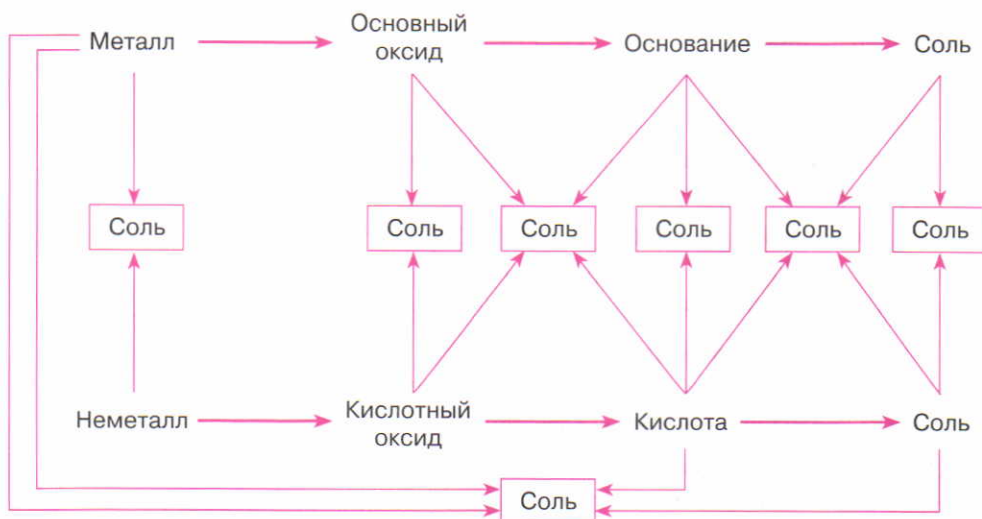
§ 51

ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Изучая важнейшие классы неорганических соединений, вы, по-видимому, обратили внимание на то, что между ними существует связь: из веществ одного класса можно получить вещества другого класса (схема 5).

В приведённой схеме пары стрелок, направленные навстречу друг другу, показывают, какие реагенты нужно взять, чтобы получить соль. Например, соль можно получить из основного оксида и кислоты и т. д. Стрелки, ориентированные в одну сторону, показывают переходы от веществ одного класса к веществам другого. Например: из металла можно получить основной оксид, из него — основание и далее — соль.

Схема 5



Связь между веществами, которые относятся к разным классам, называют **генетической** (от греч. *генезис* — происхождение).

Можно выделить три ряда генетически связанных веществ для металлов* и один ряд — для неметаллов. В общем виде генетическую связь между простыми (металлы и неметаллы) и сложными (оксиды, гидроксиды и соли) веществами можно представить следующими схемами:

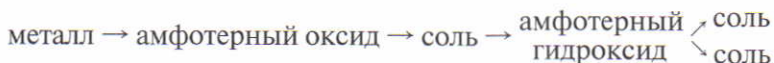
1. Генетический ряд металлов, гидроксиды которых являются основаниями (щелочами):



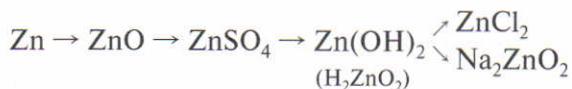
Например, генетический ряд кальция:



2. Генетический ряд металлов, которые образуют амфотерные гидроксиды:



Например, генетический ряд цинка:



Оксид цинка с водой не взаимодействует, поэтому из него сначала получают соль, а затем гидроксид цинка. Так же поступают, если металлу соответствует нерастворимое основание.

3. Генетический ряд неметаллов (неметаллы образуют только кислотные оксиды):



Например, генетический ряд фосфора:



* Генетический ряд металлов, которые образуют кислотные оксиды, рассматривается позже.



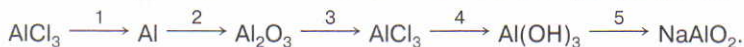
Переход от одного вещества к другому осуществляется с помощью химических реакций.



6.10, 6.11,
тест

1. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения, указанные в тексте параграфа в виде генетических рядов металлов и неметаллов.
2. Даны вещества: гидроксид натрия, оксид азота(V), соляная кислота, оксид магния. Какие из этих веществ взаимодействуют между собой? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде, назовите образующиеся вещества.

3. Составьте уравнения в соответствии со схемой превращений:



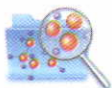
Для реакций 3 и 4 приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

4. Из предложенного ряда формул выпишите отдельно формулы веществ, которые реагируют с гидроксидом натрия, а затем формулы веществ, которые реагируют с серной кислотой:



Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде, назовите образующиеся вещества.

5. Перечислите соли, которые имеются на кухне и в домашней аптечке, применяются в качестве минеральных удобрений и средств защиты растений. Какие из них опасны для человека? Какие меры предосторожности надо соблюдать при их использовании?
6. Массовые доли натрия, фосфора и кислорода в некотором соединении равны соответственно 42,07; 18,90 и 39,03%. Определите простейшую формулу этого соединения.



Практические работы

Работа 1

ПРИЁМЫ ОБРАЩЕНИЯ С ЛАБОРАТОРНЫМ ОБОРУДОВАНИЕМ И ОСНОВЫ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОМ КАБИНЕТЕ

ПРАВИЛА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОМ КАБИНЕТЕ

Общие правила работы

1. Внимательно слушайте и выполняйте указания учителя.
2. В химическом кабинете следует работать в халате. В кабинете запрещается снимать и развешивать верхнюю одежду, принимать пищу.
3. Рабочее место надо содержать в чистоте, не загромождая его посторонними предметами. Лишние книги и тетради не должны находиться на рабочем месте.
4. По окончании работы необходимо привести в порядок рабочее место.
5. Категорически запрещается проводить опыты, не относящиеся к данной работе, трогать вещества руками и пробовать их на вкус.



Обращение с реактивами

Для проведения опытов вы будете использовать разные вещества — реактивы. Твёрдые реактивы хранят в банках с крышками или пробками, а растворы — в закрытых склянках (рис. 55).

1. Для выполнения опытов нужно брать вещества небольшими дозами. Для твёрдых веществ это примерно $\frac{1}{4}$ ложки, а для жидкости — $1-2 \text{ см}^3$.

2. Пробки от посуды необходимо класть на стол только в перевёрнутом виде (рис. 56).

3. Нельзя оставлять склянки и банки с веществами открытыми. Взяв для проведения опыта вещество из склянки, надо сразу закрыть её пробкой и поставить на место.

4. Вещество, оставшееся неиспользованным, нельзя выливать или высыпать обратно в посуду, из которой оно было взято.

5. Пользоваться можно только реактивами, имеющими этикетки и стоящими на вашем столе.

6. Твёрдые вещества следует брать из баночек только сухой фарфоровой ложечкой или шпателем (рис. 57).

Наливать раствор или насыпать твёрдое вещество в пробирку следует осторожно, предварительно проверив, не разбито ли у пробирки дно и не имеет ли она трещин.

7. Проводить опыты следует только в чистой лабораторной посуде.



Рис. 55. Банки и склянки с реактивами



Рис. 56. Положение пробки при использовании реактивами



Рис. 57. Фарфоровая ложка и фарфоровый шпатель

Меры предосторожности

Работая в кабинете, нужно соблюдать определённые меры предосторожности.

1. При работе необходимо постоянно следить за тем, чтобы реактивы (особенно кислоты и щёлочи) не попадали на руки и одежду.

2. Наливая раствор, следует снимать пробиркой со склянки последнюю каплю реактива во избежание попадания жидкости на халат (одежду) или обувь.

3. При нагревании и кипячении растворов в пробирке необходимо пользоваться держателем (рис. 58) и следить за тем, чтобы отверстие пробирки было обращено в сторону от вас и соседей.

4. Нельзя наклоняться над сосудом, в котором нагревается жидкость, особенно с осадком, во избежание попадания брызг в лицо и глаза.

5. Для ознакомления с запахом нельзя нюхать вещество прямо у горлышка сосуда, нужно ладонью руки направлять воздух от отверстия сосуда к носу (рис. 59).

6. При разбавлении кислот (особенно концентрированной серной) нужно помнить правило: *кислоту* следует приливать *тонкой струёй* в *холодную воду*, постоянно перемешивая раствор.

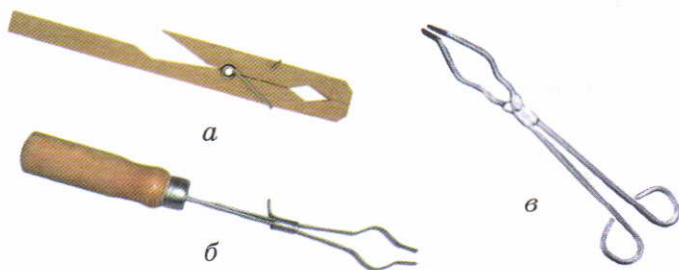
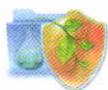


Рис. 58. Держатели для пробирок:
а — деревянный; б — металлический;
в — тигельные щипцы



Рис. 59. Ознакомление с запахом вещества



Оказание первой помощи

1. Первая помощь оказывается обязательно с участием учителя или лаборанта.

2. При попадании кислоты на кожу или одежду следует немедленно промыть это место сильной струёй воды в течение 2–3 минут, затем обработать 2–3%-ным раствором гидрокарбоната натрия (питьевой соды) или аммиака, после чего наложить марлевую повязку, смоченную 1–2%-ным раствором перманганата калия (марганцовки).

3. При попадании щёлочи на кожу или одежду надо промывать это место большим количеством воды до тех пор, пока кожа не перестанет казаться скользкой, затем обработать 1–2%-ным раствором борной или уксусной кислоты, после чего наложить марлевую повязку, смоченную 1–2%-ным раствором марганцовки.

ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ

Работа с лабораторным штативом

Лабораторный штатив (рис. 60, *а*) предназначен для крепления посуды, приборов при выполнении опытов. Он состоит из чугунной подставки 1, в которую ввинчен металлический стержень 2. Подставка придаёт штативу устойчивость. На стержне с помощью муфт 3 укрепляют кольцо 4 и лапку 5. Лапка снабжена винтом 6, позволяющим укреплять в штативе пробирку или колбу (рис. 60, *б*). Для этого нужно ослабить

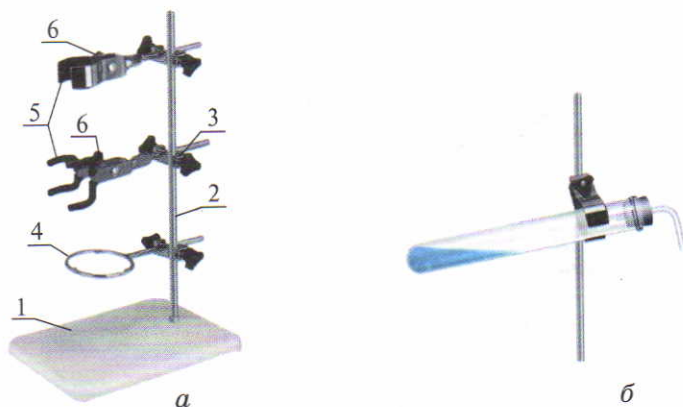


Рис. 60. Лабораторный штатив: *а* — общий вид; *б* — крепление пробирки в лапке штатива

винт лапки, ввести в лапку пробирку или горлышко колбы. Закручивать винт надо осторожно, чтобы пробирка не лопнула. Пробирку обычно зажимают около отверстия. Это позволяет нагревать её по всей длине.

Кольцо используют для укрепления в штативе воронки, чашки для выпаривания и т. д.

При выполнении опытов пробирки ставят в специальную подставку, которую называют штативом для пробирок (рис. 61).

Нагревание в лаборатории осуществляют с помощью спиртовки, газовой горелки или электронагревателя.

Работа со спиртовкой

Спиртовка (рис. 62) состоит из стеклянного сосуда 1, фитиля 2, укрепленного в металлической трубке с диском 3, и колпачка 4.

Перед зажиганием спиртовки снимите колпачок, поставьте его на стол и проверьте, плотно ли диск прилегает к отверстию сосуда. Оно должно быть закрыто, иначе может вспыхнуть спирт в самом сосуде.

Для зажигания спиртовки поднесите к фитилю горящую спичку.

Нельзя зажигать спиртовку от другой спиртовки! Это может вызвать пожар. Гасить спиртовку надо только при помощи колпачка.

После проведения опыта спиртовку закройте колпачком, чтобы спирт не испарялся.

Изучение строения пламени

Зажгите спиртовку и рассмотрите, какое строение имеет пламя. Обратите внимание: оно неоднородно (рис. 63).

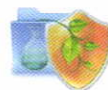


Рис. 61. Штатив для пробирок

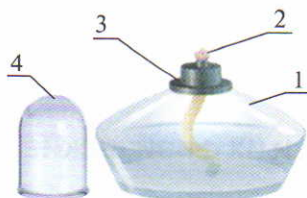


Рис. 62. Спиртовка

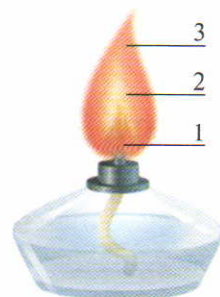
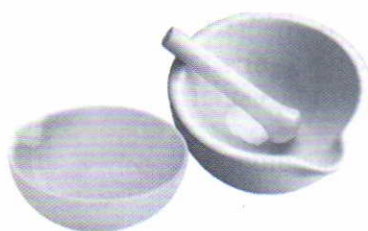


Рис. 63. Строение пламени



а *б*

Рис. 64. Посуда из фарфора:
а — чашка для выпаривания;
б — ступка с пестиком



а *б* *в* *г*

Рис. 65. Образцы химической посуды: *а* — стакан;
б — плоскодонная колба; *в* — коническая колба;
г — круглодонная колба

В нижней части *1* оно тёмное, наименее горячее. Более горячей является часть *2*, а самая высокая температура пламени в зоне *3*, поэтому именно *в верхней части пламени* следует вести нагревание.

Лабораторная посуда

На открытом пламени нагревают только посуду из тонкого химического стекла (пробирки) и фарфоровые чашки (рис. 64).

Чтобы пробирка не лопнула, сначала надо её прогреть пламенем по всей длине.



Стаканы, колбы (рис. 65) нагревают, поставив на специальную сетку. Для этого сетку кладут на кольцо штатива, а на неё ставят посуду, в которой проводят опыт.

Работа 2

ВЕЩЕСТВА И ИХ ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

При выполнении этой работы вы познакомитесь с некоторыми веществами и изучите их физические свойства.

При выполнении опытов соблюдайте правила безопасности при работе в химическом кабинете.

Получите у учителя образцы веществ, например: медь, графит (стержень карандаша), воду, нашатырный спирт, поваренную соль, сахар, мел, медный купорос и т. д. Опишите физические свойства веществ по плану.

1. В каком агрегатном состоянии — газообразном, жидком или твёрдом — находится вещество при обычных условиях?

2. Укажите цвет вещества. Имеет ли оно блеск?

3. Ознакомьтесь с запахом вещества (вспомните правила определения запаха веществ, см. рис. 59 на с. 201).

4. Определите, если это возможно, твёрдость вещества, пользуясь кусочком стекла. Для этого проведите стеклом по поверхности вещества. Если от стекла остаётся царапина, то твёрдость описываемого вещества меньше твёрдости стекла. Если же царапины не остаётся, то твёрдость вещества больше твёрдости стекла. Так вы установите приблизительно твёрдость выданного вам вещества относительно стекла.

5. Чтобы узнать, растворяется ли вещество в воде, положите небольшую его порцию в пробирку или стакан, налейте немного воды и перемешайте. Если частички вещества исчезнут или его масса заметно уменьшится, то вещество растворимо.

Для перемешивания жидкости пробирку берут большим и указательным пальцами левой руки около отверстия. Затем указательным пальцем правой руки слегка ударяют косыми ударами по нижней части пробирки (рис. 66). Если жидкость занимает больше половины объёма пробирки, то её перемешивают стеклянной палочкой, которую *осторожно* опускают и поднимают.

Нельзя перемешивать жидкость, закрывая отверстие пробирки пальцем, так как попадание химических реактивов на кожу опасно. Кроме того, может произойти загрязнение самой жидкости, и опыт не получится.

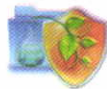




Рис. 66. Перемешивание жидкости

В колбе содержимое перемешивают круговыми движениями, а в стакане — стеклянной палочкой (рис. 66), надев на её конец отрезок резиновой трубки, чтобы не повредить стакан.

6. Сравните плотность нерастворимого твёрдого вещества с плотностью воды. Для этого опустите вещество в стакан или пробирку с водой. Плавает оно или тонет в воде, т. е. меньше или больше его плотность по сравнению с плотностью воды? Более точные данные о плотности вещества найдите в табл. 16 приложения.

7. Данные о температурах плавления и кипения веществ также найдите в табл. 16.

Закключения о других свойствах вещества — его пластичности, электропроводности, теплопроводности — сделайте на основании жизненных наблюдений или вспомните их из курса физики. Если таких знаний у вас нет, то об этих свойствах в описании не упоминайте.

Вещества нельзя пробовать на вкус во избежание отравления и раздражения полости рта.

Свои визуальные наблюдения, экспериментально полученные и справочные данные оформите в виде табл. 12 в тетради для практических работ.



Физические свойства веществ

Вещество	Физические свойства								
	Агрегатное состояние	Цвет, блеск	Запах	Твёрдость	Растворимость в воде	Плотность	Температура плавления, °С	Температура кипения, °С	Хрупкость, пластичность

Таким образом, вещества различаются по физическим свойствам, которые вы научились исследовать путём наблюдений и используя справочные данные. С химическими свойствами веществ вы познакомитесь позже.

Работа 3

ПРИЗНАКИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

На данном занятии вам предстоит провести некоторые опыты и сделать вывод, на основании каких внешних признаков можно судить о протекании химической реакции.

При выполнении опытов соблюдайте правила безопасности при работе в химическом кабинете.

Опыт 1. В небольшой химический стакан или пробирку *осторожно*, чтобы не разбить дно, опустите 1–2 кусочка карбоната кальция (мела или мрамора) величиной с горошину, затем прилейте столько хлороводородной (соляной) кислоты, чтобы она закрыла эти кусочки. Что вы наблюдаете? Зажгите лучинку и внесите в стакан или пробирку. Что вы наблюдаете? Образовались ли новые вещества? Какие признаки



химической реакции вы наблюдали? Подумайте, какое из образовавшихся веществ гасит лучинку.

Составьте уравнение химической реакции карбоната кальция с хлороводородной кислотой, зная, что образуются хлорид кальция, вода и оксид углерода(IV).

Опыт 2. В пробирку внесите несколько капель раствора сульфата меди(II), а затем добавьте несколько капель раствора гидроксида натрия.

Отметьте в тетради, какими внешними признаками сопровождается эта реакция, составьте её уравнение, зная, что продуктами её являются гидроксид меди(II) и сульфат натрия.

Опыт 3. Приготовьте раствор мыла или стирального порошка и добавьте в него 1–2 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдаете?

Отметьте, каким признаком сопровождается взаимодействие мыла (порошка) с водой.

Опыт 4. В пробирку поместите немного оксида кальция (негашёной извести) и добавьте воды. Поставьте пробирку дном на ладонь. Что вы ощущаете?

Отметьте в тетради, какими внешними признаками сопровождается эта реакция, составьте её уравнение, зная, что образуется гидроксид кальция.

Оцените результаты эксперимента: что нового вы узнали? Как вы сможете использовать полученные знания?

Работа 4

ОЧИСТКА ПОВАРЕННОЙ СОЛИ

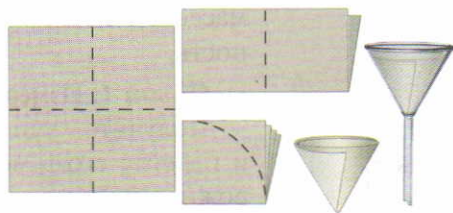
В данной работе вы будете очищать техническую поваренную соль от примесей.

При выполнении работы проведите следующие операции: растворение вещества, фильтрование раствора, выпаривание раствора, кристаллизацию вещества из раствора.

Для проведения работы необходимо иметь два химических стакана ёмкостью 50 мл, химическую воронку, стеклянную палочку, фарфоровую чашку, штатив, сетку, спиртовку, фильтровальную бумагу для приготовления фильтра.

1. Растворение загрязнённой поваренной соли. В химический стакан на $\frac{1}{3}$ налейте воды. Вносите небольшими порциями техническую поваренную соль, перемешивая её стеклянной палочкой, на конце которой надета резиновая трубочка. Соль добавляйте до тех пор, пока она не перестанет растворяться.

2. Изготовление фильтра. Квадратный листок фильтровальной бумаги сложите вчетверо и обрежьте ножницами, как показано на рис. 67. Один из четырёх слоёв бумаги отогните и полученный фильтр, имеющий коническую форму, вложите в химическую воронку. Край фильтра должен быть не менее чем на 3–5 мм ниже края воронки. Необходимо, чтобы



фильтр плотно прилегал к стенкам воронки. Для этого смочите его дистиллированной водой и осторожно прижмите к стеклу.

3. Очистка загрязнённого раствора соли фильтрованием. Полученный раствор соли отфильтруйте. Приступая к фильтрованию, воронку с фильтром поместите в кольцо штатива, а под неё поставьте стакан или колбу для собирания профильтрованной жидкости (*фильтрата*). Чтобы фильтрат не разбрызгивался, конец воронки должен касаться стенок сосуда (см. рис. 29 на с. 127). Жидкость осторожно наливайте на фильтр по стеклянной палочке, направляя струю на стенки фильтра, а не на середину, чтобы его не разорвать. Уровень жидкости, налитой на фильтр, должен быть на 5–10 мм ниже его края. Не касайтесь палочкой фильтра, его легко проткнуть.

4. Выпаривание очищенного раствора соли. Полученный фильтрат перелейте в фарфоровую чашку (не более $\frac{2}{3}$ её объёма). Поставьте чашку на кольцо штатива (см. рис. 30 на с. 127) и нагревайте. Раствор помешивайте стеклянной палочкой, чтобы не было разбрызгивания. Когда на стенках чашки появятся кристаллы соли, нагревание прекратите. После охлаждения чашки и кристаллизации соли выпавшие кристаллы отделите от раствора.

Сравните полученную соль с той, которая была вам выдана. Оцените результаты своей работы.

Рис. 67. Изготовление фильтра



Работа 5

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА И ИЗМЕРЕНИЕ ЕГО ПЛОТНОСТИ

На этом занятии вы будете готовить раствор с заданной массовой долей растворённого вещества и измерять его плотность.

Опыт 1. Измерение плотности раствора ареометром

Получите у учителя испытуемый раствор поваренной соли и налейте его в мерный цилиндр (рис. 68). В раствор осторожно опустите ареометр (см. рис. 34 на с. 135). Плотность жидкости оценивают по глубине погружения в неё ареометра. Определите по шкале ареометра значение плотности раствора. Во время измерения ареометр не должен касаться стенок цилиндра. Приподняв ареометр на 1–2 см, вновь опустите его в раствор и ещё раз определите его плотность. Измерения повторите три раза и вычислите среднее значение плотности. Раствор вылейте в специально приготовленную склянку. Ареометр вымойте.

Используя табл. 17 приложения, по значению плотности раствора определите массовую долю растворённого вещества в растворе.

Опыт 2. Приготовление раствора и измерение его плотности

Это исследование выполняйте в группе, состоящей из четырёх учащихся. Ваша задача — приготовить растворы с массовыми долями поваренной соли 8%, 16%, 20%, 24%, измерить и сравнить их плотности. Распределите обязанности в группе и приступайте к приготовлению растворов. Для этого:

1. Вычислите массу соли и объём воды (плотность воды равна 1 г/см^3), которые потребуются для приготовления раствора указанной учителем массы с заданной массовой долей соли.

2. Для выполнения этой работы вам понадобятся весы с разновесами (см. рис. 19 на с. 104). На левую чашку весов положите часовое стекло и уравновесьте весы указанным учителем способом. Взвесьте на весах соль рассчитанной вами массы и отмерьте цилиндром воду нужного объёма.



Рис. 68.
Мерный
цилиндр

3. Внесите соль в колбу или стакан и небольшими порциями долейте отмеренную воду. Содержимое стакана (колбы) перемешайте до полного растворения соли.

4. Определите плотность полученного раствора. Значение плотности раствора и соответствующее ему значение массовой доли поваренной соли запишите в тетрадь.

По результатам эксперимента в группе установите закономерность, отражающую зависимость плотности раствора от массовой доли растворённого вещества, и составьте табл. 13. Сравните ваши данные со справочными (табл. 17 приложения).

Таблица 13

**Плотность раствора
и массовая доля хлорида натрия в растворе**

Плотность раствора	Массовая доля соли в растворе, %

Постройте график зависимости плотности раствора от массовой доли растворённого вещества.

Работа 6

ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH СРЕДЫ

При выполнении данной работы вы закрепите навыки определения pH среды при помощи универсального индикатора.

Опыт 1. Определение pH раствора при помощи универсального индикатора

Получите у учителя раствор, pH которого требуется определить. Нанесите стеклянной палочкой или пипеткой 2–3 капли этого раствора на индикаторную бумагу. Сравните окраску ещё сырого пятна, полученного на бумаге, с цветной



шкалой и выберите на ней оттенок, наиболее близкий к цвету полученного пятна.

Сделайте вывод о pH исследуемого раствора и укажите реакцию среды.

Опыт 2. Получение почвенного раствора и определение его pH

В пробирку поместите почву (высота столбика почвы должна быть 2–3 см). Прилейте 5–7 см³ прокипячённой (для удаления углекислого газа) воды. Закройте пробирку пробкой и встряхивайте в течение 2–3 минут. Дайте раствору отстояться 1–2 минуты. Затем приготовьте бумажный фильтр, вставьте его в воронку, закреплённую в кольце штатива. Подставьте под воронку чистую сухую пробирку и осторожно профильтруйте, не взбалтывая осадка, полученную смесь почвы и воды. Почва останется на фильтре, а собранный в пробирке фильтрат представляет собой почвенный раствор (почвенную вытяжку). Нанесите стеклянной палочкой или пипеткой почвенный раствор на индикаторную бумагу.

Сделайте вывод по результатам своих наблюдений.

Подобный опыт вы можете провести с почвой, взятой на огороде, даче, около дома.

Опыт 3. Определение pH некоторых растворов и соков

Если в качестве объекта исследования взят раствор (чай, молоко, кофе, томатный сок, жидкое мыло и т. д.), то определение проводите, как описано в опыте 1.

Если исследуемый материал представляет собой плоды или ягоды* (лимон, огурец, помидор, мандарин, яблоко, апельсин и др.), то сначала следует отжать сок, а затем определять его pH, как при проведении опыта 1.

Выполняйте опыт в парах, распределив обязанности. Результат испытаний оформите в виде табл. 14.

* Не следует брать ярко окрашенные плоды и ягоды. Для испытаний вы можете взять растворы и соки, используемые в домашних условиях.

Значения рН некоторых растворов и соков

Источник сока	рН	Раствор	рН
Помидор		Молоко	
Лимон		Чай	
Огурец		Кофе	
Картофель		Силикатный клей	
Капуста		Жидкое мыло	
Яблоко		Столовый уксус	
Хурма		Раствор питьевой соды	
...		...	

Опыт 4. Растительные индикаторы

Соки ярко окрашенных плодов, ягод, лепестков цветов обладают способностью изменять цвет в зависимости от рН среды, поэтому могут быть использованы в качестве индикаторов.

Если растительный материал спелый и сочный (ягоды вишни, черники, чёрной смородины и т. п.), то для получения сока разотрите плоды или ягоды в фарфоровой ступке. Прилейте кипячёную воду в соотношении 1 : 3 (на 1 часть сока 3 части воды). Образовавшуюся смесь перемешайте и осторожно профильтруйте. Собранный фильтрат и будет представлять собой растительный индикатор.

Если растительный материал несочный (корнеплоды столовой свёклы, листья фиолетовой капусты, фиолетовый лук и др.), то для получения сока измельчите его на мелкой тёрке или разотрите в фарфоровой ступке с небольшим количеством чистого песка и прилейте кипячёную воду также в соотношении 1 : 3. Образовавшуюся смесь перемешайте и осторожно профильтруйте.

Для опытов можно использовать и готовые соки*.

* Выбор растительного материала этим не ограничивается. Для испытаний вы можете использовать любые растения вашей местности.



Налейте в одну пробирку раствор гидроксида натрия, в другую — соляную кислоту и внесите в каждую пробирку по несколько капель приготовленного растительного индикатора. Отметьте окраску индикатора в нейтральной, щелочной и кислотной средах.

Выполняйте опыт в парах, распределив обязанности. Результаты наблюдений оформите в виде табл. 15.

Таблица 15

Растительные индикаторы

Растительный материал	Цвет индикатора		
	естественный (в нейтральной среде)	в кислотной среде	в щелочной среде
Фиолетовая капуста			
Столовая свёкла			
Фиолетовый лук			
Вишня			
Ежевика			
Чёрная смородина			
Черника			
...			

Оцените результаты эксперимента. Где вы сможете использовать полученные знания и приобретённые умения?

Приложения

Таблица 16

Плотность, температуры плавления и кипения некоторых веществ

Вещество	Плотность, г/см ³	Температура плавления, °С	Температура кипения, °С
Алюминий	2,699	660	2348
Графит	2,25	Возгоняется	—
Свинец	11,34	327	1751
Медь	8,9	1083	2580
Поваренная соль	2,165	801	1413
Мел	2,93	Разлагается	
Кальцинированная сода	2,533	852	Разлагается
Глауберова соль	2,698	884	Разлагается
Железный купорос	1,898	64	Разлагается
Медный купорос	2,284	Разлагается	
Цинк	7,14	420	913

**Плотность растворов некоторых веществ
с различной массовой долей при 20 °С**

Массовая доля растворённого вещества, %	Плотность раствора, г/см ³					
	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	NaOH	NaCl	CH ₃ COOH
4	1,025	1,020	1,018	1,043	1,027	1,004
8	1,052	1,043	1,038	1,087	1,056	1,010
12	1,080	1,066	1,057	1,131	1,086	1,015
16	1,109	1,090	1,078	1,175	1,116	1,021
20	1,139	1,115	1,098	1,219	1,148	1,026
24	1,170	1,140	1,119	1,263	1,180	1,031
28	1,202	1,167	1,139	1,306		1,036
32	1,235	1,193	1,159	1,379		1,039
36	1,268	1,221	1,179	1,390		1,044
40	1,303	1,246		1,430		1,049
44	1,338	1,272		1,469		1,052
48	1,376	1,298		1,507		1,056
52	1,415	1,322		1,560		1,059
56	1,456	1,345		1,601		1,062
60	1,498	1,367		1,643		1,064
64	1,542	1,387				
68	1,587	1,405				
72	1,634	1,422				
76	1,681	1,438				
80	1,727	1,452				

Ответы к расчётным задачам

§ 4

8. На 8 электронов.

§ 5

4. 6,93.

§ 12

2. $w(\text{H}) = 5,88\%$; $w(\text{S}) = 94,12\%$.

3. а) в CO ; б) в CO_2 . 4. 3:1.

§ 14

3. $w(\text{Na}) = 57,5\%$; $w(\text{O}) = 40\%$;
 $w(\text{H}) = 2,5\%$.

§ 15

2. $w(\text{H}) = 5\%$; $w(\text{F}) = 95\%$.

§ 16

5. $w(\text{N}) = 82,35\%$; $w(\text{H}) = 17,65\%$.

§ 17

1. $w(\text{S}) = 50\%$; $w(\text{O}) = 50\%$. 3. а.

§ 18

3. $w(\text{Cl}) = 79,78\%$.

§ 20

5. $w(\text{K}) = 31,8\%$; $w(\text{Cl}) = 29\%$;
 $w(\text{O}) = 39,2\%$.

§ 21

2. $w(\text{Si}) = 46,7\%$; $w(\text{O}) = 53,3\%$.

§ 22

1. а) $N(\text{N}_2) = 3 \cdot 10^{23}$;

$N(\text{N}) = 6 \cdot 10^{23}$;

б) $N(\text{N}_2) = 1,2 \cdot 10^{24}$;

$N(\text{N}) = 2,4 \cdot 10^{24}$.

2. $N(\text{O}) = 6 \cdot 10^{23}$;

$N(\text{H}) = 1,2 \cdot 10^{24}$.

3. а) $\nu(\text{S}) = 0,1$ моль;

б) $\nu(\text{CO}_2) = 50$ моль.

4. а) $M(\text{MgO}) = 40$ г/моль;

б) $M(\text{HCl}) = 36,5$ г/моль.

5. а) $\nu(\text{Fe}) = 2,5$ моль;

б) $\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,5$ моль.

6. $m(\text{O}_2) = 80$ г.

7. а) $N(\text{H}_2\text{O}) = 1,5 \cdot 10^{24}$;

б) $N(\text{CO}_2) = 9 \cdot 10^{23}$.

§ 23

1. SO_3 . 2. Fe_3O_4 . 3. PCl_3 .

§ 24

5. $w(\text{Al}) = 52,9\%$. 6. P_2O_5 .

§ 25

3. $\nu(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,1$ моль.

4. $m(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 29$ г. 5. KOH .

§ 26

5. HNO_3 . 6. $m(\text{HCl}) = 365$ г.

§ 27

9. Na_2CO_3 .

§ 28

5. H_2O .

§ 31

3. $\nu(\text{S}) = 0,5$ моль; $m(\text{S}) = 16$ г.

4. $m(\text{H}_2) = 6$ г.

5. $m(\text{CuO}) = 240$ г.



6. $\nu(\text{P}) = 10$ моль; $\nu(\text{O}_2) = 12,5$ моль; $\nu(\text{P}_2\text{O}_5) = 5$ моль.
7. $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 393,5$ кДж.
8. а) 230 кДж; б) 138 кДж.
9. $m(\text{S}) = 160$ г; $m(\text{O}_2) = 160$ г.

§ 34

6. $w(\text{H}_2\text{O}) = 36\%$.

§ 35

1. $w(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 20\%$.
2. $w(\text{NaOH}) = 37,5\%$.
3. $m(\text{CuSO}_4) = 200$ г;
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 19\,800$ г.
4. $m(\text{HCl}) = 50$ г.
5. $m(\text{KOH}) = 54,6$ г.
6. $m(\text{BaSO}_4) = 69,9$ г.
7. $w(\text{глюкозы}) = 8\%$.
8. $w(\text{селитры}) = 17,2\%$.

§ 36

5. $w(\text{сахара}) = 4,76\%$.

§ 37

4. $m(\text{ост.}) = 8,75$ г.

§ 38

4. $m(\text{кислоты}) = 7$ г;
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 343$ г.

§ 39

3. $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

§ 40

3. K_3PO_4 .

§ 41

4. $m(\text{кислоты}) = 7,5$ г.

§ 42

4. $m(\text{NaNO}_3) = 12$ г;
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 588$ г.

§ 44

4. $m(\text{HCl}) = 7,3$ г;
 $m(\text{FeCl}_2) = 12,7$ г.

§ 45

5. $w(\text{HNO}_3) = 4,8\%$.
6. $m(\text{CO}_2) = 13,75$ г;
 $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 33,125$ г.

§ 46

4. $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 73,5$ г.

§ 47

4. $V(\text{p-ра}) = 229$ см³.

§ 48

4. $\nu(\text{H}_2) = 2$ моль; $m(\text{H}_2) = 4$ г.

§ 49

4. $m(\text{Na}_2\text{ZnO}_2) = 71,5$ г.

§ 50

6. $w(\text{NaCl}) = 6,7\%$.
7. $w(\text{FeSO}_4) = 3\%$.

§ 51

4. Na_3PO_4 .

Предметный указатель

Амфотерные гидроксиды 189

— оксиды 176

Анион 147

Ареометр 135

Атом 8, 16

Атомная единица массы 10

**Атомно-молекулярное
учение** 121

Бинарные соединения 68

Благородные газы 25

Валентность 44

Вещество 5

— простое 41

— сложное 42

— чистое 124

Вода 80

— кристаллизационная 131

Водородный показатель 158

Выпаривание 127

Гашёная известь 85

**Генетическая связь между
классами веществ** 197

Гидратация 131

Гидраты 131

Гидроксид-ион 83

Гипс 131

Горькая соль 95

Группа 28

Делительная воронка 126

Декантация 126

**Диссоциация электролитиче-
ская** 143

Едкий натр 85

Едкое кали 85

Закон постоянства состава 53

— сохранения массы
веществ 104

Известковая вода 85

Изотопы 17

Индекс 36

Индикатор 157

— универсальный 158

Ион 56

Ионная связь 58

Ионное соединение 58

Катион 147

Кислоты 86, 153

— бескислородные 87

— кислородсодержащие 87

— многоосновные 87

— одноосновные 87

—, получение 184

—, свойства 185

Классификация 78

Ковалентная связь 46

— — неполярная 51

— — одинарная 48

— — полярная 51

Колба 204

Количество вещества 71

Коэффициент 13

Кремния оксид 82

Кристаллизация 128

Кристаллическая решётка 54

— — ионная 61

— — молекулярная 54



Кристаллогидрат 131
Купорос медный 131
— железный 131
Лакмус 157
Массовая доля атомов
элемента 39
— — растворённого
вещества 134
Массовое число атома 15
Металлы 25
Метилоранж 157
Молекула 8
Моль 71
Молярная масса вещества 72
Нейтрон 14
Неметаллы 25
Неэлектролит 143
Обратимый процесс 148
Оксиды 79
— амфотерные 176
— кислотные 175
— несолеобразующие 171
— основные 172
—, получение 170
— солеобразующие 171
Основания 83, 154
— многокислотные 84
— нерастворимые 84
— однокислотные 84
—, получение 180
— растворимые 84
—, свойства 181
Относительная атомная
масса 10
— — — элемента 18
Относительная молекуляр-
ная масса вещества 37
Отстаивание 125

Период 27
— большой 27
— малый 27
Периодическая система 26
Поваренная соль 95
Подгруппа главная 28
— побочная 28
Постоянная Авогадро 71
Признаки химической
реакции 100
Простое вещество 41
Протон 14
Раствор 130
— концентрированный 133
— разбавленный 133
Реакция замещения 112
— ионного обмена 160
— нейтрализации 181
— обмена 112
— разложения 111
— соединения 111
— экзотермическая 109
— эндотермическая 110
Ряд активности металлов 187
Свойства веществ
физические 6
— — химические 99
Серная кислота 90
Сложное вещество 42
Смесь неоднородная 125
— однородная 125
Сода кальцинированная 95
— каустическая 85
— питьевая 95
Соли 91
— кислые 92, 156
—, получение 192
—, свойства 194
— средние 92, 155

Состав вещества
качественный 35
— — количественный 35
Спиртовка 203
Среда кислотная 156
— нейтральная 156
— щелочная 157
Степень диссоциации 149
Степень окисления 65

Теория электролитической
диссоциации 146
Тепловой эффект
реакции 109

Углекислый газ 81
Уравнение
термохимическое 110
Уравнение химической
реакции 105
— — — молекулярное 105,
161
— — — полное
ионно-молекулярное 162
— — — сокращённое
ионно-молекулярное 162

Фенолфталеин 157
Физические явления 99
Фильтр 127, 209
Фильтрат 127
Фильтрование 127
Формула молекулярная 36
— структурная 48
— электронная 47

Химическая связь 44
— — ионная 58
— — ковалентная 46
— — — неполярная 51
— — — одинарная 48
— — — полярная 51
Химические свойства
вещества 99
Химический элемент 12, 16
Химическое соединение 42
Химия 7

Штатив 202

Щёлочи 84

Электролит 143
— сильный 150
— слабый 150
Электрон 15
Электронная конфигурация
атома 21
Электронная оболочка
атома 20
Электронная схема атома 21
— формула молекулы 47
Электронный слой 20
— — завершённый 21
— — незавершённый 21
Электроны валентные 44
— неспаренные 44
— спаренные 44
Электроотрицательность 50
Энергетический уровень 20

Явления 98
— физические 98
— химические 99

Оглавление

Предисловие	3
-----------------------	---

Введение

§ 1. Предмет химии. Вещества и их физические свойства	5
§ 2. Молекулы и атомы. Относительная атомная масса	8
§ 3. Химические элементы. Символы химических элементов	12

СТРОЕНИЕ АТОМА. СТРУКТУРА ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

I	§ 4. Состав атома и атомного ядра	14
	§ 5. Изотопы	17
	§ 6. Строение электронной оболочки атома	20
	§ 7. Строение электронной оболочки атомов элементов третьего и четвёртого периодов	23
	§ 8. Структура Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева и электронное строение атома	26
	§ 9. Периодическое изменение некоторых характеристик и свойств атомов химических элементов	29
	§ 10. Характеристика химического элемента на основе его положения в Периодической системе химических элементов и строения атома	33

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВ

II	§ 11. Химические формулы. Относительная молекулярная масса вещества	35
	§ 12. Вычисления по химическим формулам	39
	§ 13. Простые и сложные вещества.	41
	§ 14. Ковалентная связь	43
	§ 15. Образование ковалентной связи на примере некоторых молекул.	46
	§ 16. Ковалентные полярная и неполярная связи. Электроотрицательность атома	50

§ 17. Вещества молекулярного строения. Закон постоянства состава	53
§ 18. Ионная связь	56
§ 19. Вещества немолекулярного строения	60
§ 20. Степень окисления	63
§ 21. Составление химических формул бинарных соединений по степеням окисления	68
§ 22. Количество вещества. Моль. Молярная масса	70
§ 23. Установление простейшей формулы вещества по массовым долям элементов	76

КЛАССИФИКАЦИЯ СЛОЖНЫХ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

III

§ 24. Оксиды. Определение, состав, номенклатура и классификация	79
§ 25. Основания. Определение, состав, номенклатура и классификация	83
§ 26. Кислоты. Определение, состав, классификация, номенклатура и структурные формулы.	86
§ 27. Соли. Определение, состав, классификация и номенклатура	91

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

IV

§ 28. Физические и химические явления. Химические реакции	98
§ 29. Закон сохранения массы веществ. Уравнения химических реакций	103
§ 30. Основные типы химических реакций	108
§ 31. Расчёты по уравнениям химических реакций	114
§ 32. Основные положения атомно-молекулярного учения	120

РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

V

§ 33. Чистые вещества и смеси веществ	124
§ 34. Понятие о растворах. Процесс растворения. Кристаллогидраты	129
§ 35. Массовая доля растворённого вещества в растворе	133
§ 36. Электролитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты	141



§ 37. Основные положения теории электролитической диссоциации	146
§ 38. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты	148
§ 39. Кислоты и основания в свете представлений об электролитической диссоциации	151
§ 40. Соли в свете представлений об электролитической диссоциации	155
§ 41. Среда водных растворов электролитов	156
§ 42. Реакции ионного обмена. Ионно-молекулярные уравнения реакций	160
§ 43. Условия протекания реакций ионного обмена	165

ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ, СПОСОБЫ ИХ ПОЛУЧЕНИЯ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

VI

§ 44. Оксиды. Способы получения и классификация. Основные оксиды.	170
§ 45. Кислотные и амфотерные оксиды.	175
§ 46. Основания. Способы получения и свойства	180
§ 47. Кислоты. Способы получения и свойства	184
§ 48. Кислоты. Взаимодействие с металлами. Ряд активности металлов	187
§ 49. Амфотерные гидроксиды. Способы получения и свойства	189
§ 50. Соли. Способы получения и свойства	192
§ 51. Генетическая связь между классами неорганических веществ	196

Практические работы

<i>Работа 1.</i> Приёмы обращения с лабораторным оборудованием и основы безопасности при работе в химическом кабинете	199
<i>Работа 2.</i> Вещества и их физические свойства	204
<i>Работа 3.</i> Признаки химических реакций	207
<i>Работа 4.</i> Очистка поваренной соли	208
<i>Работа 5.</i> Приготовление раствора и измерение его плотности.	210
<i>Работа 6.</i> Определение pH среды.	211
Приложения	215
Ответы к расчётным задачам	217
Предметный указатель.	219

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	Г		Р			У		П		П		Ы		А VII В						
		А	І	В	А	ІІ	ІІІ	А	В	ІV	А	В	VI	А	В	VII	А	А	VIII	В	
1	1	H ¹ 1,008 ВОДОРОД												(H)	He ² 4,003 ГЕЛИЙ						
2	2	Li ³ 6,941 ЛИТИЙ	Be ⁴ 9,012 БЕРИЛЛИЙ	B ⁵ 10,811 БОР	C ⁶ 12,011 УГЛЕРОД	N ⁷ 14,007 АЗОТ	O ⁸ 15,999 КИСЛОРОД	F ⁹ 18,998 ФТОР	Ne ¹⁰ 20,179 НЕОН												
3	3	Na ¹¹ 22,99 НАТРИЙ	Mg ¹² 24,312 МАГНИЙ	Al ¹³ 26,982 АЛЮМИНИЙ	Si ¹⁴ 28,086 КРЕМНИЙ	P ¹⁵ 30,974 ФОСФОР	S ¹⁶ 32,064 СЕРА	Cl ¹⁷ 35,453 ХЛОР	Ar ¹⁸ 39,948 АРГОН												
4	4	K ¹⁹ 39,102 КАЛИЙ	Ca ²⁰ 40,08 КАЛЬЦИЙ	Sc ²¹ 44,956 СКАНДИЙ	Ti ²² 47,90 ТИТАН	V ²³ 50,941 ВАНАДИЙ	Cr ²⁴ 51,996 ХРОМ	Mn ²⁵ 54,938 МАРГАНЕЦ	Fe ²⁶ 55,847 ЖЕЛЕЗО	Co ²⁷ 58,933 КОБАЛЬТ	Ni ²⁸ 58,70 НИКЕЛЬ										
	5	Cu ²⁹ 63,546 МЕДЬ	Zn ³⁰ 65,37 ЦИНК	Ga ³¹ 69,72 ГАЛЛИЙ	Ge ³² 72,59 ГЕРМАНИЙ	As ³³ 74,922 МЫШЬЯК	Se ³⁴ 78,96 СЕЛЕН	Br ³⁵ 79,904 БРОМ	Kr ³⁶ 83,80 КРИПТОН												
5	6	Rb ³⁷ 85,468 РУБИДИЙ	Sr ³⁸ 87,62 СТРОНЦИЙ	Y ³⁹ 88,906 ИТРИЙ	Zr ⁴⁰ 91,22 ЦИРКОНИЙ	Nb ⁴¹ 92,906 НИОБИЙ	Mo ⁴² 95,94 МОЛИБДЕН	Tc ⁴³ [99] ТЕХНЕЦИЙ	Ru ⁴⁴ 101,07 РУТЕНИЙ	Rh ⁴⁵ 102,91 РОДИЙ	Pd ⁴⁶ 106,4 ПАЛЛАДИЙ										
	7	Ag ⁴⁷ 107,868 СЕРЕБРО	Cd ⁴⁸ 112,41 КАДМИЙ	In ⁴⁹ 114,82 ИНДИЙ	Sn ⁵⁰ 118,69 ОЛОВО	Sb ⁵¹ 121,75 СУРЬМА	Te ⁵² 127,60 ТЕЛЛУР	I ⁵³ 126,905 ИОД	Xe ⁵⁴ 131,30 КСЕНОН												
6	8	Cs ⁵⁵ 132,905 ЦЕЗИЙ	Ba ⁵⁶ 137,34 БАРИЙ	La ⁵⁷ 138,906 ЛАНТАН	Hf ⁷² 178,49 ГАФНИЙ	Ta ⁷³ 180,948 ТАНТАЛ	W ⁷⁴ 183,85 ВОЛЬФРАМ	Re ⁷⁵ 186,20 РЕНИЙ	Os ⁷⁶ 190,2 ОСМИЙ	Ir ⁷⁷ 192,22 ИРИДИЙ	Pt ⁷⁸ 195,09 ПЛАТИНА										
	9	Au ⁷⁹ 196,967 ЗОЛОТО	Hg ⁸⁰ 200,59 РТУТЬ	Tl ⁸¹ 204,37 ТАЛЛИЙ	Pb ⁸² 207,19 СВИНЕЦ	Bi ⁸³ 208,98 ВИСМУТ	Po ⁸⁴ [209] ПОЛОНИЙ	At ⁸⁵ [210] АСТАТ	Rn ⁸⁶ [222] РАДОН												
7	10	Fr ⁸⁷ [223] ФРАНЦИЙ	Ra ⁸⁸ [226] РАДИЙ	Ac ⁸⁹ [227] АКТИНИЙ	Rf ¹⁰⁴ [261] РЕЗЕРФОРДИЙ	Db ¹⁰⁵ [262] ДУБНИЙ	Sg ¹⁰⁶ [263] СИБОРГИЙ	Bh ¹⁰⁷ [262] БОРИЙ	Hs ¹⁰⁸ [265] ХАССИЙ	Mt ¹⁰⁹ [266] МЕЙТНЕРИЙ	Ds ¹¹⁰ [271] ДАРМШТАДИЙ										
Высшие оксиды		R ₂ O		RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅		RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄					
Летучие водородные соединения						RH ₄		RH ₃		H ₂ R		HR									
* ЛАНТАНОИДЫ	Ce ⁵⁸ 140,1 ЦЕРИЙ	Pr ⁵⁹ 140,9 ПРАЗЕОДИМ	Nd ⁶⁰ 144,2 НЕОДИМ	Pm ⁶¹ [147] ПРОМЕТИЙ	Sm ⁶² 150,4 САМАРИЙ	Eu ⁶³ 152,0 ЕВРОПИЙ	Gd ⁶⁴ 157,3 ГАДОЛИНИЙ	Tb ⁶⁵ 158,9 ТЕРБИЙ	Dy ⁶⁶ 162,5 ДИСПРОЗИЙ	Ho ⁶⁷ 164,9 ГОЛЬМИЙ	Er ⁶⁸ 167,3 ЭРБИЙ	Tm ⁶⁹ 168,9 ТУЛИЙ	Yb ⁷⁰ 173,0 ИТТЕРБИЙ	Lu ⁷¹ 175,0 ЛЮТЕЦИЙ							
** АКТИНОИДЫ	Th ⁹⁰ 232,0 ТОРИЙ	Pa ⁹¹ [231] ПРОТАКТИНИЙ	U ⁹² 238,0 УРАН	Np ⁹³ [237] НЕПТУНИЙ	Pu ⁹⁴ [244] ПУЛТОНИЙ	Am ⁹⁵ [243] АМЕРИЦИЙ	Cm ⁹⁶ [247] КЮРИЙ	Bk ⁹⁷ [247] БЕРКЛИЙ	Cf ⁹⁸ [251] КАЛИФОРНИЙ	Es ⁹⁹ [254] ЭЙНШТЕЙНИЙ	Fm ¹⁰⁰ [257] ФЕРМИЙ	Md ¹⁰¹ [257] МЕНДЕЛЕВИЙ	No ¹⁰² [259] НОВЕЛИЙ	Lr ¹⁰³ [260] ЛОУРЕНСИЙ							



■ — элементы, которым соответствуют простые вещества — металлы

□ — элементы, которым соответствуют простые вещества — неметаллы

2 — элементы, которым соответствуют простые вещества — инертные газы

A — главные подгруппы

B — побочные подгруппы

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

Аноны кислот	Ионы	Катионы гидроксидов														
		сильных оснований				слабых оснований				амфотерных				слабо амф.		
		K ⁺	Na ⁺	Li ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Fe ²⁺	Ag ⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Fe ³⁺	Cu ²⁺
	H ⁺	Р	Р	Р	Р	М	Р↑	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н
	ОН ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
	NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н
	SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	—	—
	I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
	Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
	Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
	PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
	CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	—	Н	—	—	—	—	—
	S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н
	SiO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	—	Н	—	—	Н	Н	Н	—	—	—

ОКРАСКА ИНДИКАТОРОВ В РАЗЛИЧНЫХ СРЕДАХ

Индикатор	Среда		
	кислотная	нейтральная	щелочная
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метилоранж	Красный	Оранжевый	Жёлтый

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ

Li K Ba Ca Na Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb H₂ Cu Ag Hg Au

вытесняют водород из кислот

водород не вытесняют

Обозначения: Н — нерастворимые; М — мало-растворимые; Р — растворимые; чёрточка (—) не существует или разлагается водой; Р! — кислоты (основания) летучие или распадаются с образованием газа.

Название химического элемента	Химический символ	Произношение символа	Относительная атомная масса (округленная)
Водород	H	Аш	1
Гелий	He	Гелий	4
Литий	Li	Литий	7
Бериллий	Be	Бериллий	9
Бор	B	Бор	11
Углерод	C	Це	12
Азот	N	Эн	14
Кислород	O	О	16
Фтор	F	Фтор	19
Неон	Ne	Неон	20
Натрий	Na	Натрий	23
Магний	Mg	Магний	24
Алюминий	Al	Алюминий	27
Кремний	Si	Силициум	28
Фосфор	P	Пэ	31
Сера	S	Эс	32
Хлор	Cl	Хлор	35,5
Аргон	Ar	Аргон	40
Калий	K	Калий	39
Кальций	Ca	Кальций	40
Железо	Fe	Феррум	56
Медь	Cu	Купрум	64
Цинк	Zn	Цинк	65
Бром	Br	Бром	80
Серебро	Ag	Аргентум	108
Олово	Sn	Станнум	119
Иод	I	Иод	127
Золото	Au	Аурум	197
Ртуть	Hg	Гидраргирум	201
Свинец	Pb	Плюмбум	207